

W. OSTWALD



SZKOŁA CHEMJI



CZĘŚĆ II

Wydawnictwo M. ARCTA
w Warszawie

SZKOŁA CHEMJI

W. OSTWALD

SZKOŁA CHEMJI

przetłómaczył

Stanisław Plewiński

CZĘŚĆ II

Chemja najważniejszych pierwiastków i ich związków.

z 33 RYSUNKAMI.

WARSZAWA
NAKŁADEM i DRUKIEM M. ARCTA

1907

Biblioteka Pedagogiczna w Radomiu
nr inw.: K - 38102



BGZs 38102

Do udostępnienia
tylko w Czytelni



54

PRZEDMOWA.

Pierwsza część dzieła tego, która ukazała się w handlu księgarskim przed rokiem, doznała ze strony ogółu tak sympatycznego przyjęcia, że uważałem za swój obowiązek dołożyć wszelkich starań, by i niniejsza część druga stała się godną tych względów, które okazano części pierwszej. Zdawałem sobie przytem sprawę z trudności, jakie przedstawia wykład wstępu do praw stechiometrycznych ilościowych. Zadanie to rozwiązać można, wezwawszy na pomoc historję. Jak odkrycie przez J. B. Richtera prawa neutralności było w swoim czasie krokiem decydującym w dziedzinie chemji, rządzonej przez miary i liczby, tak samo i względnie proste i dające się łatwo demonstrować zjawiska zobojętniania kwasów i zasad—tworzą podstawę naturalną odpowiedniego rozwoju myśli. Próba nauczania tą metodą wykazała wkrótce wszystkie jej zalety, mam przeto nadzieję, że obrany przeze mnie sposób przedstawiania tej dziedziny wiedzy—nietylko ułatwi początkującemu dostęp i zrozumienie jej, lecz i dla nauczyciela będzie pożyteczny jako zachęta. Jestem osobiście głęboko przekonany o wyższości systemu tego nad używanym dotychczas (co do prawa objętości gazów) i wysoce pouczającym dla mnie było znalezienie w tem—potwierdzenia mojego przekonania, które wygłosiłem przed mniej więcej 20 laty, przekonania, że rozwój logiczny danej gałęzi wiedzy odpowiada bardzo ściśle jej rozwojowi historycznemu.

W drugiej tej, bardziej opisowej części chodziło mi również głównie o zastosowanie podstaw pedagogicznych

i doświadczeń, które już ogłosiłem w innych dziełach. Starałem się, o ile mogłem, aby wykład odpowiadał poziomowi umysłowemu tych warstw, dla których jest przeznaczony. Często też przerywam objaśnienia w jednym miejscu, aby je podjąć w drugim i staram się wyzyskać każdą sposobność, aby wykazać uczniowi, iż poza wązkim zakresem nauki, którą mu podaję, istnieje obszerny świat wiedzy, który dla niego będzie dostępny dopiero znacznie później. Przez to unika się nietylko obawy zbyt wczesnego rozpoczęcia nauki chemji, że młody uczeń po ukończeniu kursu wyobraża sobie, iż wszystko już umie—lecz osiąga się również rozbudzenie w młodym umyśle tej tęsknoty za wiedzą (o ile dany umysł jest wogóle w stanie odczuć ją), która stanowi główną część składową w kierunku myślowym przyszłego badacza. Zaszczepienie tej własności myślenia samodzielnego i chęci do dążenia naprzód w jaknajszerszych kołach społeczeństwa, jest chyba najszczytniejszem zadaniem nauczyciela.

Wilhelm Ostwald.

SPIS RZECZY.

	<i>str.</i>
1. Chlor. Otrzymywanie chloru i jego własności	1
2. Chlor i woda	6
3. Kwasy i zasady	11
4. Pierwiastki chemiczne	18
5. Ciężary związkowe	24
6. Stosunki wielokrotne	29
7. Hypoteza atomowa	38
8. Prawo objętości gazów	42
9. Elektroliza	48
10. Kwasy	55
11. Sole	62
12. Związki tlenowe chloru	74
13. Brom	79
14. Jod	87
15. Siarka	96
16. Kwas siarczany	105
17. Siarkowódór	110
18. Azot. Kwas azotowy	117
19. Amonjak	123
20. Fosfor	128
21. Węgiel. I.	135
22. Węgiel. II.	140
23. Krzem	149
24. Metale. Sód. I.	154
25. Sód. II.	158
26. Potas i amon	165
27. Wapień. I.	174
28. Wapień. II.	180
29. Bar, stront i magnez	185
30. Glin	190

	<i>str.</i>
31. Żelazo. I.	197
32. Żelazo. II.	205
33. Żelazo. III.	213
34. Mangan	221
35. Chrom	226
36. Kobalt i nikiel	232
37. Cynk	236
38. Miedź. I.	241
39. Miedź. II.	247
40. Ołów	253
41. Rtęć	258
42. Srebro. I.	263
43. Srebro. II. Fotografia	269
44. Cyna	273
45. Złoto i platyna	278

I. Chlor. Otrzymywanie chloru i jego własności.

Nauczyciel. Czy pamiętasz, czegoś się dotychczas nauczył z chemji?

Uczeń. Dziwnie mi się z tem wiódło; gdyśmy wówczas kurs zakończyli—czułem się dość niepewnym i egzamin prawdopodobnie nie wypadłby dla mnie zbyt świetnie. Gdy jednak przejrzałem przed kilku dniami moje notatki, wszystko to stało mi się jasnym i dobrze znanem. Zdaje mi się iż mógłbym teraz większą część powtórzyć zupełnie dokładnie.

N. Jest to dowodem, iż słuchałeś z uwagą. Gdy się człowiek czego nowego nauczy—trzeba zawsze pewnego czasu aby mógł to dokładnie przetrawić. Dlatego dobrze jest uczyć się kilku przedmiotów naraz; podczas gdy się pracuje nad jednym, drugi przez ten czas wzmocnia się w naszym umyśle.

U. Czegóż się teraz dowiem nowego z chemji?

N. Wybór mamy ogromny! Gdyśmy omawiali pierwiastki, chciałeś dowiedzieć się więcej o poszczególnych substancjach, które znasz powierzchownie z życia codziennego. Tem się teraz właśnie zajmujemy.

U. Tak. W przeszłym półroczu mówiliśmy o prawach ogólnych, w tem zaś dowiem się o substancjach poszczególnych.

N. Słusznie, ale niezupełnie. Istnieje bowiem jeszcze cały szereg praw ogólnych, które poznać trzeba. Będziemy mówili jak i przedtem o substancjach i ich przemianach, zaznajamiając się jednocześnie z prawami ogólnymi, znajomość których jest konieczna dla zrozumienia tych przemian.

U. Obawiam się, że te tak liczne prawa ogólne tworzą w głowie chaos.

N. Czy te, które dotychczas poznałeś, wytworzyły ci chaos?

U. Właściwie nie; były one w większości przypadków tak proste, że wkrótce nie mogłem sobie wyobrazić, aby mogło być inaczej niż jest.

N. To dowodzi, iż dane prawo zrozumiałeś dokładnie. Po poznaniu innych praw nauczysz się stosować je bez przypominania ich sobie. Zacniemy dzisiaj od chloru. Co pamiętasz o nim?

U. Chlor jest pierwiastkiem, sól zaś kuchenna i kwas solny są jego związkami.

N. Jak wygląda chlor?

U. Zdaje mi się, że jest gazem.

N. Tak też jest w samej rzeczy. Różni się on jednak bardzo od tych gazów, które poznałeś dotychczas. Po pierwsze — posiada on kolor, mianowicie żółto-zielony; po drugie — zapach silny i bardzo nieprzyjemny. Łączy się już w zwykłej temperaturze z większością pierwiastków, mianowicie ze wszystkimi metalami; działa również na wiele związków, łącząc się nimi lub z ich pierwiastkami. Dlatego też proces odwrotny, otrzymywanie chloru z jego związków, wymaga dużego nakładu pracy.

U. Czy nie znajduje się on w przyrodzie?

N. Nie, substancja tworząca tak łatwo związki, nawet w zwykłej temperaturze, nie mogłaby istnieć, gdyby nawet mogła powstać w jakikolwiek sposób.

U. A z czego się otrzymuje?

N. Z kwasu solnego. Czy pamiętasz — z czego składa się kwas solny?

U. Z chloru i wodoru, przecież nazywa się również chlorowodem. Otrzymywaliśmy też wodór z kwasu solnego, odbierając mu chlor za pomocą cynku.

N. W jaki więc sposób mamy postępować, chcąc otrzymać chlor?

U. Należałoby kwasowi solnemu odebrać wodór; ale za pomocą czego?

N. Z czem wodór może się połączyć?

U. Wiem tylko o tlenie. Czy jest on na to dość mocny?

N. Tak.

U. Gdy więc wprowadzimy tlen do kwasu solnego, otrzymamy wówczas chlor?

N. Rzecz ta nie jest tak prostą; w temperaturze zwykłej, tlen nic zrobić nie może. Przepuszczając mieszaninę chlorowodoru z tlenem (lub powietrzem) ponad rozżarzone-

mi skorupami glinianemi, napojonemi siarczanem miedzi — otrzymujemy chlor i wodę podług równania: chlorowódór i tlen dają tlenowódór (czyli wodę) i chlor.

U. Jaką rolę odgrywa tu siarczan miedzi?

N. Przyspiesza jedynie proces, jest on katalizatorem (I, 80).

U. Czy mogę widzieć ten proces?

N. Wolę nie pokazywać tego doświadczenia, otrzymuje się bowiem przytem zamiast czystego chloru — mieszaninę jego z innymi substancjami. Aby otrzymać go w stanie czystym uciekniemy się do związków stałych, zawierających tlen i oddających go z łatwością. Czy możesz wymienić mi takie związki?

U. Tlenek rtęci i chloran potasowy.

N. Dobrze. Weźmiemy chloran potasowy.

U. A dlaczego nie tlenek rtęci?

N. Co pozostaje z tlenku rtęci po odjęciu tlenu?

U. Rtęć.

N. Otóż wiemy już, iż chlor łączy się ze wszystkimi metalami; łączy się on i z rtęcią, otrzymalibyśmy więc zamiast rtęci i chloru, każdego z osobna — związek rtęci z chlorem.

U. A czy chloran potasowy lepiej się do tego nadaje?

N. Tak. To co pozostaje po wyjściu tlenu, — na chlor nie działa. Biorę bardzo niewielką ilość chloranu potasowego, parę kryształków, nie większych od łebka szpilki, umieszczam je w probówce i wlewam nieco kwasu solnego.

U. Kwas ten wygląda jak woda.

N. Bo też zawiera wodę. Sam chlorowódór jest gazem, który z wielką łatwością rozpuszcza się w wodzie; roztwór taki, zawierający na wagę $\frac{1}{6}$ do $\frac{1}{3}$ chlorowodoru, nazywa się kwasem solnym. Ogrzewam teraz probówkę.

U. Zawartość jej staje się żółto-zieloną.

N. Jest to chlor, który początkowo rozpuszcza się w cieczy, wkrótce jednak wydziela się jako gaz. Powąchaj, tylko ostrożnie!

U. Okropny zapach!

N. Rozumiesz teraz, dlaczego wziąłem tak mało chloranu potasowego. Z chlorem należy obchodzić się bardzo ostrożnie, nie tylko bowiem posiada on zapach nieprzyjemny, lecz jest i bardzo trujący, działa bowiem silnie na błony śluzowe nosa i na płuca. Zbliżam świecąca monetę srebrną do otworu probówki i trzymam ją tam czas jakiś. Spójrzj teraz!

U. Moneta stała się popielatą i matową jak bibuła.

N. Chlor łączy się nawet ze srebrem, które nazywa się metalem szlachetnym, ponieważ tlen powietrza nie działa nań ani na zimno ani na gorąco. Pójdź teraz do ogrodu na świeże powietrze, aby chlor wydzielający się z naszego przyrządu miał się gdzie ulatniać.

U. Czy należy zawsze tak postępować, pracując z chlorem?

N. Nie; pracownie chemiczne są zaopatrzone w tak zwane digestorja, czyli szafki oszklone z drzwiczkami zasuwanymi, i połączone z dobrze ciągnącym kominem, przez który wychodzą wszystkie gazy nagromadzone.

U. Weźmiemy chyba więcej chloranu potasowego?

N. Nie, nie wezmę go wcale, doświadczenia z chlorem potasu są wogóle bardzo niebezpieczne. Wezmę natomiast inny związek tlenowy, mianowicie braunsztyn czyli dwutlenek manganu. Jest to minerał znajdujący się w ziemi; gdy go ogrzejemy z kwasem solnym, wówczas tlen zawarty w nim połączy się z wodorem kwasu solnego, chlor zaś wydzieli się w stanie czystym, ponieważ to, co tworzy się oprócz niego, nie jest lotnem i pozostaje w przyrządzie. W jaki sposób powinienem zabrać się do doświadczenia?

U. Chyba tak jak przy wodorze (I, 90).

N. Bardzo dobrze. Lecz musimy wziąć kolbę z cienkiego szkła, ponieważ musimy ją ogrzewać, chcąc otrzymać chlor. Nie możemy, następnie, stawiać kolbę bezpośrednio na ogniu, ponieważ substancje stałe, leżące na dnie, mogłyby się łatwo przegrzać i spowodować pęknięcie kolby; przy chlorze szczególnie—nie byłoby to pożądanem.

U. A więc podłożymy pod kolbę siatkę drucianą.

N. Byłoby to niewystarczającym. Zastosujemy tu kąpiel wodną.

U. Co to jest?

N. Jest to kociołek z emaljowanej blachy żelaznej, w którym kolba mieści się wygodnie. Na dnie umieścimy jeszcze trójkąt z drutu, aby dno kolby nie dotykało bezpośrednio rozgrzanego dna kociołka. Kurkę dla odprowadzenia gazu zrobimy również z jednego kawałka, ponieważ chlor silnie działa na gumę. Bierzemy niewielką kolbę, mniej więcej 100 cm., lub zapełniamy ją do połowy dużymi kawałkami braunsztynu, i nalewamy na to tyle kwasu solnego, aby braunsztyn zupełnie się w niem zanurzył. Przez ten czas kąpiel nasza już się ogrzała. Wstawiamy w nią kolbę i umieszczamy otwór rurki, odprowadzającej gaz, w suchej flaszce z białego szkła (rys. 1).

U. Pocóż ta flaszka?

N. Zbierzemy w nią chlor.

U. Dlaczego nie zbierzemy go, jak wszystkie gazy — nad wodą?

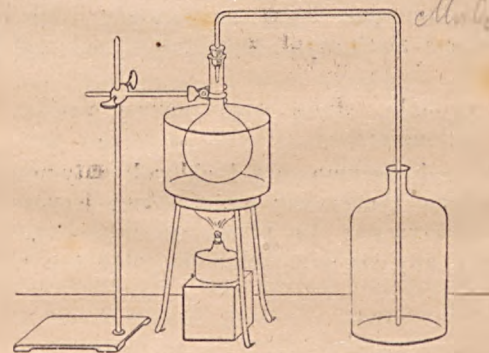
N. Ponieważ woda z łatwością chlor rozpuszcza; jeden litr wody rozpuszcza około czterech litrów chloru.

U. Flaszka staje się teraz u dołu zupełnie żółtozieloną.

N. Postawiłem ją umyślnie na białym papierze, aby to łatwiej zobaczyć.

U. Kolor ten jest jednak tylko u dołu.

N. Chlor jest znacznie gęściejszy niż powietrze, mianowicie $2\frac{1}{2}$ raza. Dlatego zbiera się na dnie flaszki, lżejsze zaś powietrze unosi się nad nim.



Rys. 1.

U. Rzeczywiście. Zielony kolor posuwa się ku górze.

N. Gdy flaszka się napelni, odstawimy ją i przykryjemy płytką szklaną. Podstaw tylko zaraz na miejsce drugą!

U. Co teraz uczynimy z chlorem?

N. Pokażę ci, że metale palą się w chlorze w temperaturze zwykłej.

U. To ciekawe. Co trzymasz w ręku? Czy to złoto?

N. Nie, jest to pozłotka, składająca się w przeważnej części z miedzi. Biorę parę listków z księżeczki, w której się sprzedaje, robię z niej luźną gałkę i wrzucam ją do chloru.

U. Żarzy się i dymi!

N. Tymczasem i druga flaszka już się napeniła. Podstawiam trzecią i wsypuję do chloru nieco antymonu sproszkowanego.

U. Co za wspaniały deszcz ognisty! Co to jest antymon?

N. Jest to metal koloru szaro-białego. Używają go stopionego z ołowiem do fabrykacji czcionek drukarskich.

U. Co się przytem dzieje z metalami?

N. Łączą się z chlorem. Związki te nazywamy chlorkami. Jak się nazywają związki miedzi i antymonu z chlorem?

U. Chlorkiem miedzi i chlorkiem antymonu.

N. Bardzo dobrze. Zapamiętaj sobie przytem, iż często metal łączyć się może z chlorem w kilku stosunkach, wówczas do nazwy chlorku, zawierającego mniej chloru, dodaje się nazwę metalu w formie przymiotnika z końcówką -a wy np. chlorek miedziawy; do nazwy zaś chlorku, zawierającego więcej chloru—nazwę metalu w formie przymiotnikowej z końcówką -o wy np. chlorek miedziowy.

U. Podobnie jak kwas zawierający więcej tlenu nazywa się kwasem siarkowym, zawierający zaś mniej — siarkawym.

N. Doskonale. Jaką więc nazwę posiadałby każdy z chlorków antymonu?

U. Chlorek antymonowy i chlorek antymonawy.

N. Dobrze; tymczasem napełniłmy jeszcze kilka flasz chlorem. Przykrywamy je płytkami szklanymi, nasmarowanymi wazeliną, aby się nam chlor do jutra nie ulotnił.

2. Chlor i woda.

N. Czego nauczyliśmy się wczoraj?

U. Sposobu otrzymywania chloru. Odbiera się chlorowodorowi wodór za pomocą tlenu, i chlor pozostaje. Jest to gaz koloru żółto-zielonego o nieprzyjemnym zapachu, łączący się ze wszystkimi metalami. Związki jego noszą miano: chlorków -a wych i chlorków -o wych. A czy nie można otrzymać chloru w stanie ciekłym i stałym?

N. Naturalnie! Wystarczy poddać go ciśnieniu i ochłodzić. W temperaturze — 33,6° zamienia się on pod ciśnieniem zwykłym (jednej atmosfery) w żółto-zieloną ciecz o ciśnieniu 3,7 atmosfer przy 0° i 6 atm. przy 20°; w temperaturach bardzo niskich ciecz ta przechodzi w substancję stałą, posiadającą kolor jasnozielonawy. Chlor ciekły znajduje się w handlu we flaszkach żelaznych (bombach) wypróbowanych na ciśnienie. Wystarczy wówczas odkręcić kran, by otrzymać chlor jako gaz, jeżeli kran znajduje się u góry, lub też jako ciecz, jeżeli kran jest u dołu.

U. Dziwnem mi się wydaje, że chlor przechowuje się we flaszkach żelaznych, a przecież dowiedziałem się wczoraj, iż chlor łączy się ze wszystkimi metalami.

N. Chodzi tu o rzecz szczególną, chlor zupełnie suchy, nie jest wcale skłonny do wstępowania w związki i na żelazo nie działa. Chcąc więc chlor przechowywać w „bombach“ należy go przedtem dobrze wysuszyć.

U. Na czem więc polega ta różnica?

N. Mamy tu znów do czynienia z katalizą. O ile niema nieobecności wody—szybkość łączenia się chloru z żelazem jest nieskończenie małą.

U. A czy woda wywiera jakiś wpływ na chlor?

N. Naturalnie. Gdy będziemy wstrząsać chlor z wodą, ta ostatnia pochłonie część chloru. Napełniam piątą część flaszki, napełnionej chlorem—wodą i wstrząsam mocno flaszą, zatknąwszy ją uprzednio korkiem. Ciśnienie powietrza przytrzymuje korek, a więc wewnątrz ciśnienie zmniejszyło się.

U. Czy wszystek chlor przeszedł do wody?

N. Nie, tylko $\frac{1}{4}$ części. Wskutek rozpuszczania się chloru w wodzie, ciśnienie jego zmniejszyło się i dlatego mniej chloru przechodzi do wody. Gdybyśmy chcieli nasycić wodę chlorem, musielibyśmy zachować ciśnienie niezmiennione, przepuszczając, na przykład, pęcherzyki chloru przez wodę. Na nasze jednak potrzeby mamy i tak dosyć chloru w wodzie. Wlewam tę wodę do probówki. Co widzisz?

U. Wygląda ona jak zwyczajna woda, jest może trochę zielonawą.

N. Spójrz teraz na probówkę z góry, ustawiwszy ją uprzednio pionowo nad kawałkiem białego papieru.

U. Teraz widzę kolor zielonawy zupełnie wyraźnie. Dlaczego?

N. Przypomnij sobie siarczan miedzi.

U. Cóż on tu ma do tego? Ach! wiem już. Warstwa cieczy, widziana z góry, jest znacznie grubsza.

N. Dobrze. Powąchaj tę wodę, a przekonasz się, iż posiada wyraźny zapach chloru. Na metale działa ona również jak gaz chlorowy—tworzą się przytem chlorki. Było to właściwie do przewidzenia.

U. A to jakim sposobem?

N. Ilość chloru, pochłoniętego przez wodę, jest pod względem wagowym — zmienną, również jak i ciśnienie; zmniejszając ciśnienie, możemy chlor zabrać z wody z powrotem. Obok więc wody chlorowej znajdować się zawsze może gaz chlorowy (o ciśnieniu określonym) w stanie rów-

nowagi i dlatego woda chlorowa może wykonać wszystko to, co i chlor w stanie gazowym. Różnica jest jedynie ta, iż to co się przytem tworzy, może wejść w reakcję z wodą.

U. Jest to zupełnie zrozumiałe, zdaje mi się jednak, iż ukrywa się pozatem jeszcze nie jedno.

N. Bo też tak jest w samej rzeczy; mamy tu znów do czynienia z nowem, nader ważnem prawem natury. Ale w pierw trzeba poznać jeszcze kilka innych przykładów.

U. Może uda mi się samemu sformułować to prawo.

N. I owszem; tymczasem zrobimy sobie nieco więcej wody chlorowej. Zestawiamy w tym celu nasz przyrząd



Rys. 2.

wczorajszy do otrzymywania chloru. Aby otrzymać nieco większe ilości wody chlorowej, przepuszczamy chlor przez szereg flasz do połowy napełnionych wodą, tak, by pęcherzyki gazu musiały przechodzić przez każdą. W tym celu zaopatrujemy każdą flaszkę w korek o dwóch otworach; przez jeden wprowadzamy rurkę szklaną krótką, przez drugi zaś długą, zgiętą pod kątem prostym (rys 2).

U. W tym jednak przypadku do połączeń używało się rurek gumowych?

N. To też chlor zrobi swoje; staną się one twarde i krucho. Bez gumy jednak przyrząd byłby zanadto łamliwy, możemy więc pościć kilka krótkich kawałków rurki gumowej.

U. Pęcherzyki zaczynają już przechodzić przez wodę.

N. Jest to tymczasem — powietrze, aby nam jednak chlor, wychodzący z ostatniej flaszki, nie zaszkodził, wprowadzamy ostatnią rurkę na dno flaszki otwartej, w którą nasypujemy kolejno węgla drzewnego i wapna; w tej flaszki chlor zostaje pochłonięty zupełnie.

U. A jak się dowiemy, że proces już skończony?

N. Czekamy, aż zawartość ostatniej flaszki stanie się zieloną, wówczas woda w pierwszej flaszce będzie już nasyconą i pozostałe flaszki możemy posunąć naprzód, na końcu zaś wprowadzić flaszkę z wodą czystą. Tak, oto pierwsza flasza już gotowa.

U. Cóż z nią zrobimy?

N. Niejedno. Mam tu kawałeczek prawdziwego złota. Umieszczam go we flaszkę, nalewam nań wody chlorowej i odstawiam na bok. Po upływie krótkiego czasu złoto rozpuściło się zupełnie, utworzywszy chlorek złota, dający z wodą roztwór koloru żółtego. Widzisz więc, że nawet najszlachetniejsze metale nie mogą się oprzeć działaniu chloru.

U. W obecności wody.

N. Bardzo dobrze. Do drugiej porcji wody chlorowej wrzucam kilka kwiatów jaskrawo zabarwionych. Widzisz, iż wkrótce stają się białe. Chlor działa bieląco na wiele barwników i dlatego używa się do bielenia tkanin lnianych i bawełnianych.

U. Czy nie mógłbym zrozumieć przyczyny tego zjawiska?

N. O tyle o ile. Barwniki te są związkami „organicznymi”, jak papier, drzewo, siano. Pod działaniem chloru utleniają się one czyli spalają i dlatego kolor ich znika.

U. Spalają się? Przecież chlor nie jest tlenem?

N. Chlor znajduje się tu w styczności z wodą; zabiera z niej wodór i wówczas tlen może spalić barwnik.

U. A czy chlor może rozłożyć wodę?

N. W pewnych warunkach tak. Zaraz ci to pokażę. Zatykam flaszkę napełnioną wodą chlorową korkiem, przez który przechodzi wązka i krótka rurka szklana, umieszczam flaszkę szyją na dół w dużej szklance i wystawiam wszystko na słońce (rys. 3).

U. Nic z flaszki nie wycieka?

N. Naturalnie, ponieważ powietrze przez wązka rurkę nie może dostać się do wnętrza.

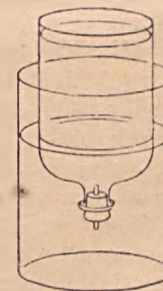
U. Tak, ale wogóle nie widzę żadnej zmiany.

N. Zobaczymy jutro, iż część wody wypłynęła z flaszki, a miejsce jej zajął tlen.

U. Skądże się tam wziął tlen?

N. Z wody. Chlor pod wpływem światła łączy się z wodorem wody i wydziela tlen w stanie wolnym.

U. Jaką rolę odgrywa tu światło?



Rys. 3.

N. Działa ono tu jak katalizator, mianowicie przyspiesza proces. Nazywa się to chemicznym działaniem światła, lub też działaniem fotochemicznym. Fotografia polega również na podobnych reakcjach fotochemicznych. W jaki sposób przekonasz się, że powstały gaz jest tlenem?

U. Za pomocą tlejącego drewnienka.

N. Dobrze. Pokażę ci teraz coś bardzo pouczającego. Oto szklanka, w której od kilku tygodni znajduje się woda z klejem zaczynającym już gnić, posiada przeto zapach bardzo niemiły. Wlewam do szklanki trochę wody tej chlorowej. Powąchaj teraz!

U. Cóż to jest? nie czuję żadnego prawie zapachul

N. Jest to nowa właściwość chloru. Niszczy on nieprzyjemne zapachy.

U. Czy to polega na utlenianiu?

N. Tak. Ma on inne jeszcze własności. Jeżeli przedmioty, na których znajdują się bakterje chorobotwórcze, poddamy działaniu chloru, wówczas bakterje te zostają zabite. A więc groźny chlor jest jednocześnie naszym bardzo cennym sprzymierzeńcem. Służy on jako środek dezynfekcyjny.

U. Co to znaczy?

N. Infekcja znaczy zakażenie, dezinfekcja zaś—odkazanie. Niestety jednak, chlor niezawsze może być stosowany, ponieważ działa nie tylko na bakterje, lecz i na wszystko, co na drodze swej napotka.

U. Rozumiem teraz, dlaczego chlor umieszczają w bombach żelaznych i tak sprzedają.

N. Do celów powyższych rzadko używają chloru z bomb; używa się przeważnie chlorek wapna, zwany też chlorkiem bielącym.

U. Co to jest?

N. Jest to związek, tworzący się przez działanie chloru na wapno; to ostatnie łączy się z chlorem i tworzy się proszek biały, będący zwykle wilgotnym, ponieważ przyciąga parę wodną z powietrza. Z proszku tego możemy znów z łatwością otrzymać z powrotem chlor. Już na powietrzu część chloru ulatnia się, co łatwo poznać po zapachu.

U. A dlaczego nie biorą chloru w bombach?

N. Ponieważ jest to nabytek ostatnich czasów; dawniej, gdy nie umiano się obchodzić z gazami zgęszczonymi w bombach (patrz kwas węglowy (I, 162)*) musiano sobie radzić w inny sposób, aby mózdz chlor przewozić.

U. A dlaczego nie brano wprost chloru jako gazu?

*) Cyfra rzymska w nawiasie oznacza stronicę części I.

N. Litr chloru waży okrągłe 3 gramy. Musiano by więc używać olbrzymich naczyń, chcąc przesłać kilka centnarów chloru. Zużywa się zaś go tysiące centnarów — jest to więc niemożliwym.

3. Kwasy i zasady.

N. Mieliliśmy już niejednokrotnie do czynienia z chlorowodorem. Co wiesz o nim?

U. Jego roztwór wodny nazywa się kwasem solnym. Działając na cynkiem — otrzymujemy wodór, działając zaś braunsztynem—chlor.

N. Co jest właściwie czynnem w braunsztynie?

U. Tlen, inne bowiem związki tlenowe dają również chlor. Czy wszystkie związki tlenowe dają z kwasem solnym—chlor?

N. Wcale nie. Tlenek rtęciowy np. reakcji tej nie daje. Czynią to jedynie te związki, które tlen swój z łatwością oddają. Co oznacza słowo kwas w nazwie „kwas solny”.

U. To, że posiada kwaśny smak.

N. Dobrze. Otóż wszystkie substancje, posiadające smak kwaśny, odznaczają się inną jeszcze właściwością, po której łatwo je poznać. W handlu znajduje się barwnik koloru niebieskiego, posiadający nazwę lakmusu. Sprzedaje się on w małych, prawie czarnych kawałkach. Nalewam na nie wody, która po upływie kilku godzin, szczególnie w cieple, zabarwia się na kolor ciemno-niebieski. Roztwór ten odfiltrujemy od osadu (I, 10); nazywa się on roztworem lakmusu lub też tynkturą lakmusową i musi być przechowywany we flaszy lekko zatkniętej np. kawałkiem waty, w przeciwnym bowiem razie odbarwia się.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ we flaszy zatkniętej następuje z czasem brak tlenu. Roztworem tym znaczą cieniutki papier biały.

U. Do czego służy ten papier?

N. Do wykrycia obecności kwasów. Taki papier lakmusowy kupuje się też gotowy. Masz go tu przed sobą, pokrajany w wązkie paski. Zwilżam pasek taki kwasem solnym. Co widzisz?

U. Papierek stał się czerwonym.

N. Reakcję taką dają wszystkie kwasy np. sok kwaśnych owoców, jako to cytryn, jabłek, rozmaitych jagód, a także kwas octowy, kwaśne mleko, jednym słowem, wszystko, co posiada smak kwaśny. Pokażę ci teraz trzecią wła-

ściwość kwasów. Mam tu nieco sproszkowanego metalu — magnezu.

U. Czy tego, co daje światło białe?

N. Tego samego. Nalewam w probówkę na proszek ten nieco wody. Żadnych zmian nie widzimy. Dodaję teraz trochę kwasu solnego; widzisz, iż zaczyna wydzielać się z szumem jakiś gaz. Co to za gaz? Pamiętaj, że magnez jest metalem. W jaki sposób metale działają na chlorowodór?

U. Zabierają chlor i wydzielają wodór w stanie wolnym.

N. Dobrze. Zbliżam probówkę, którą czas jakiś zleka przykrywałem palcem, do płomienia.

U. Mały wybuch! Tak, to wodór.

N. Bierzemy teraz zamiast kwasu solnego — ocet lub sok cytrynowy i dodajemy proszku magnezowego. Za każdym razem gaz się wydziela.

U. Lecz wydziela się słabiej niż w kwasie solnym.

N. Dlatego też kwasy te nazywają się kwasami słabymi.

U. Jest to jednak ciekawe, że trzy właściwości tak różne, jak smak, zabarwienie lakmusu na czerwono i wydzielanie z magnezem wodoru napotykamy zawsze razem.

N. Tak, są to cechy, charakteryzujące całą dużą klasę substancji, które też dlatego objęto jednym ogólnym mianem kwasów. Widzimy coś podobnego u zwierząt; ciepła krew, szkielet kostny wewnętrzny i serce czterokomórkowe charakteryzują, obok wielu innych właściwości, — zwierzęta ssące.

U. Dlaczego te właśnie własności występują w kwasach razem?

N. Własność ostatnia jest najważniejszą, podsuwa nam bowiem wniosek, że wszystkie kwasy zawierają wodór, ponieważ wszystkie go wydzielają.

U. Czy tak jest istotnie?

N. Tak. Wszystkie kwasy zawierają wodór.

U. A więc wszystkie związki, zawierające wodór, są kwasami?

N. O! wcale nie!

U. Więc jakże się to jedno z drugim zgadza?

N. Te tylko związki wodorowe są kwasami, które z magnezem wydzielają wodór. Woda np., o której wiesz, że zawiera wodór,—nie wydziela z magnezem wodoru; nie posiada ona również smaku kwaśnego i nie zabarwia lakmusu na czerwono; nie jest więc kwasem. W podobny sposób

zachowują się alkohol i nafta, związki zawierające również wodór.

U. A czy nie można innym sposobem wykryć obecność wodoru w tych związkach?

N. Naturalnie. Wystarczy potrzymać nad ich płomieniem suchą zimną szklankę (I, 95). Jeżeli szklanka pokrywa się rosą, jeżeli przy spaleniu wytworzyła się woda — wówczas substancja pierwotna musiała zawierać wodór. Jak więc odpowiesz na pytanie: co to jest kwas?

U. Kwasy są to związki wodorowe, wydzielające wodór przy zetknięciu z magnezem.

N. Bardzo dobra odpowiedź.

U. Czy wszystkie te kwasy są substancjami różnymi, czy też rzecz ma się tu jak z wodą, mianowicie że różnice pochodzą z domieszek przygodnych?

N. Trudne pytanie mi zadałeś. Na razie poprzestać musisz na odpowiedzi, że kwasy są substancjami różnymi i że kwasów takich jest tysiące. Na początek wystarczy znajomość kilkunastu. Przedtem jednak pokażę ci inną jeszcze klasę związków, mianowicie z a s a d y.

U. Czy one są spokrewnione z kwasami?

N. O tyle, że stosunek zasad do kwasów jest ściśle określony, mogą one bowiem zniszczyć działanie kwasów i są, jeżeli się tak wyrazić można, ich przeciwieństwem.

U. Nie mogę sobie tego wyobrazić.

N. Widziałeś już taką substancję; jest nią wodorotlenek sodu, którego używaliśmy do zatrzymywania produktów, tworzących się przy spalaniu świecy (I, 48)?

U. Tak, przypominam sobie te białe pałeczki i kawałki.

N. Dobrze. Rozpuszczam nieco tej substancji w wodzie i zanurzam w niej papierek lakmusowy, który poprzednio zacierwieniłem kwasem. Widzisz, że papierek staje się natychmiast znowu niebieskim.

U. A czy od kwasu stanie się znów czerwonym?

N. Naturalnie, spróbuj!

U. A więc papierek ten możemy zabarwiać dowolnie na niebiesko lub czerwono.

N. Tak jest. Zobaczymy to jeszcze wyraźniej, gdy do szklanki wody dodamy nieco roztworu lakmusowego. Wpuszczam teraz do szklanki kroplę kwasu solnego. Cała ciecz staje się czerwoną. Wpuszczam dwie krople ługu sodowego—jest znów niebieską.

U. Spróbuję wykonać to samemu. O, wlałem trochę za wiele kwasu solnego.

N. Nic to nie szkodzi, trzeba teraz wziąć więcej ługu sodowego.

U. Tak, teraz zrobiłem dokładnie. Akurat ostatnia kropla zabarwiła ciecz na niebiesko.

N. A teraz możesz jedną kroplą kwasu znów zabarwić wszystko na czerwono.

U. Jedną kroplą? Zdawało mi się, iż muszę wziąć co najmniej tyle kwasu, ile poprzednio wziąłem ługu. Niech ja to wykonam. Tak, prawda. To dziwne!

N. Domyślam się o co ci chodzi. Wykonamy przeto doświadczenie na trochę większą skalę. Mam tu około 10 gramów wodorotlenku sodowego; rozpuszczam go w wodzie, dodaję lakmusu i dolewam powoli kwasu solnego, którego dodać muszę sporo, zanim roztwór się zaczerwieni. Po zamieszaniu roztwór staje się znów niebieskim, a postępując ostrożnie, wpuszczając mianowicie kwas solny po kropki z pipety (I, 35) dojdziemy, że roztwór otrzyma kolor pośredni pomiędzy niebieskim i czerwonym, a więc fioletowy. Ciecz stała się przytem bardzo gorącą. Wlewam ją do parownicy i mieszając ciągle, ogrzewam na siatce drucianej, umieszczonej nad palnikiem gazowym (rys. 4).

U. Poco? Przecież i bez tego jest gorąca.

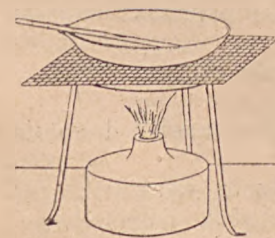
N. Chcę wydzielić wodę przez parowanie; proces taki nazywa się odparowywaniem, a miski porcelanowe używane do tego—parownicami.

U. U brzegów tworzy się biała masa.

N. Tak, po pewnym czasie, gdy będę mieszał ciągle, woda wszystka się ulotni i pozostanie biała substancja, leciutko zabarwiona lakmusem.

U. Pryska i trzaska!

N. To dlatego, że dno parownicy ogrzało się ponad 100° i ciepło nie zostaje dokładnie odprowadzone. Chcąc uniknąć tego, należy odparowywać na kąpeli wodnej (II, 5), wówczas parownica wyżej 100° ogrzać się nie może. Ogrzewałem szalkę nad płomieniem, aby proces przyspieszyć.



Rys. 4.

U. Czegoż się dowiem z tego doświadczenia?

N. Skosztuj tej białej masy. Można kosztować bez obawy!

U. Ma smak słony.

N. Mamy tu zwyczajną sól kuchenną; porównaj!

U. Zdaje mi się, że obie te substancje posiadają smak jednakowy.

N. Obie są też identyczne. Z kwasu solnego i wodorotlenku sodowego utworzyła się sól kuchenna.

U. Jest to też bardzo dziwne.

N. Dlaczego?

U. Wydaje mi się to szczególnem, że dwie tak ostre substancje, jak kwas solny i wodorotlenek sodowy przemienić się mogą w niewinną sól kuchenną.

N. Tak; widzimy tu znów, że gdy odbywa się przemiana chemiczna—jedne substancje tworzą się, drugie zaś znikają. To, co tu się stało, jest tylko przypadkiem poszczególnym ogromnej ilości procesów podobnych. Oprócz wodorotlenku sodowego—istnieje jeszcze cała masa innych zasad, również jak i kwasów istnieje ilość ogromna. Każda zasada zachowuje się względem każdego kwasu tak, że niszczą w sobie nawzajem własności kwasu np. zasady; za każdym razem tworzy się przytem—sól.

U. Czy za każdym razem tworzy się sól kuchenna?

N. Nie; sól kuchenna tworzy się jedynie z kwasu solnego i wodorotlenku sodu. Gdy zamiast kwasu solnego weźmiesz kwas siarczany — otrzymasz sól glauberską, gdy weźmiemy kwas octowy—będzie znów inna sól, jednym słowem, każda zasada daje z każdym kwasem inną sól.

U. W takim razie soli jest daleko więcej niż kwasów i zasad.

N. Naturalnie; ile soli otrzymać można z 10 kwasów i 10 zasad?

U. Pierwsza zasada daje z 10 kwasami 10 rodzajów soli; czy tak?

N. Tak.

U. Druga i trzecia zasada dają znów po 10 soli, a więc razem $10 \times 10 = 100$ rodzajów soli. Czy tak jest w samej rzeczy?

N. Tak jest.

U. Więc ilość wszystkich soli jest olbrzymią wobec tego, iż istnieją tysiące tak kwasów jak i zasad.

N. Ilość możliwych soli jest istotnie bardzo duża. Większość ich jest jednak bez znaczenia i dlatego nie robiono ich (lub też robiono najwyżej raz jeden).

U. Czy wszystkie sole mają wygląd podobny do soli kuchennej?

N. Posiadają one najrozmaitsze kolory i kształty. Istnieje też znaczna ilość soli bardzo trudno rozpuszczających się w wodzie, prawie nierozpuszczalnych. Wszystkie prawie osady (I, 160) z którymi chemik ma do czynienia, są solami.

U. Czy biały osad z wody wapiennej i dwutlenku węglowego jest również solą?

N. Naturalnie; wapno jest zasadą, dwutlenek zaś węglowy, rozpuszczony w wodzie, daje kwas.

U. Chciałbym to zobaczyć.

N. A więc najpierw wapno. Mam tu nieco zwyczajnego wapna; mieszam go z dużą ilością wody i otrzymuję ciecz wyglądającą jak mleko; nazywają ją też mlekiem wapiennem. Czerwony papier lakmusowy, zmoczony tą cieczą, staje się natychmiast niebieskim.

U. Istotnie!

N. Czerwony papier lakmusowy, używany do tego celu, przyrządza się w następujący sposób: do roztworu lakmusu dodaje się tyle kwasu solnego, ile dokładnie wystarcza do wywołania zabarwienia czerwonego, następnie roztwór ogrzewa się aż do wrzenia, przy czem zwykle staje się znów niebieskim; dodaje się znów tyle kwasu solnego, ile potrzeba dla przywrócenia koloru czerwonego, i w tej cieczy papier się zanurza.

U. A dlaczego nie zanurza się wprost niebieskiego papieru lakmusowego w kwiasie solnym?

N. Mielibyśmy wówczas w papierze duży nadmiar kwasu solnego, który działałby niszcząco na papier. Co gorsza, trzeba wówczas zużyć sporą ilość zasady dla obojętnienia tego kwasu, zanim papier lakmusowy zabarwi się na niebiesko pod wpływem nadmiaru zasady.

U. Czyż sól nie wywiera żadnego wpływu na lakmus?

N. Nie wywiera. Rozpuszczam w wodzie nieco soli kuchennej, zabarwiam ciecz lakmusem i dzielę ją na dwie części. Jedną z nich zamieszam pałeczką szklaną, zwilżoną kwasem solnym.

U. Stała się natychmiast czerwoną.

N. Do drugiej zaś dodaję w takiż sam sposób nieco ługu sodowego.

U. Roztwór pozostaje niebieskim.

N. Przekonaj się teraz sam, że bardzo niewielka ilość kwasu zabarwi ciecz niebieską na czerwoną, odrobina zaś ługu sodowego lub mleka wapiennego przemieni czerwony kolor cieczy na niebieski.

U. W samej rzeczy.

N. Widzimy więc, że określona ilość kwasu daje ze ściśle określoną ilością zasady — sól, nie działającą na lakmus; roztwór taki, nie będący ani zasadowym ani kwaśnym, nazywa się obojętnym. Czysta woda jest również obojętną. Dodanie do cieczy obojętnej, czy to wody, czy też

roztworu soli choćby najmniejszej ilości kwasu lub zasady, udziela jej natychmiast własności zabarwiania odpowiednio lakmusu.

U. Niech ja zrobię sól z wapna i kwasu solnego.

N. Dobrze.

U. Dodaję do mleka wapiennego nieco lakmusu; ciecz staje się niebieską. Dolewam teraz kwasu solnego. Cóż to jest? Teraz właśnie ciecz staje się czerwoną i jednocześnie zupełnie klarowną?

N. Przyczyna tego zjawiska jest bardzo prosta. Zasada—wapno rozpuszcza się bardzo trudno w wodzie, natomiast 2 części w 1000 częściach wody. Natomiast sól, tworząca się pod działaniem kwasu solnego na wapno, jest bardzo łatwo rozpuszczalną. Gdy zaś wszystko wapno zamieniło się w sól, rzecz prosta iż ciecz mętną być nie może.

U. Jest ona jednak trochę mętną.

N. Są to zanieczyszczenia znajdujące się w zwyczajnym wapnie; gdybyśmy wzięli wapno, zupełnie czyste, ciecz byłaby zupełnie klarowną.

U. Czy mogę to skosztować?

N. I owszem! Ciecz ta nie jest trucizną.

U. Ma smak słony, bardziej jednak gorzki niż sól kuchenna.

N. Bo też sól ta nie jest solą kuchenną, posiada więc smak odrębny.

U. Czy mogę ciecz tę odparować?

N. Owszem. Nie jest to jednak tak, jak z solą kuchenną, sól ta bowiem rozpuszcza się bardzo łatwo w wodzie i otrzymuje się ją dopiero po odparowaniu prawie wszystkiej wody. A teraz do kwasu węglowego!

U. Jako do kwasu węglowego?

N. Chciałeś przecie dowiedzieć się, czy osad tworzący się w wodzie wapiennej, pod działaniem dwutlenku węgla, jest solą. Przekonałeś się, że wapno jest zasadą, teraz zobaczysz, że dwutlenek węgla daje z wodą kwas.

U. Czyż sam dwutlenek węgla nie jest kwasem?

N. Nie; tworzy się on bowiem z węgla i tlenu (I, 161) nie zawiera więc wodoru.

U. Skądże go więc bierze?

N. Z wody. Przy rozpuszczaniu łączy się z wodą; właśnie to, co się przytem tworzy, nazywamy kwasem węglowym.

U. Ale skąd weźmiemy dwutlenku węgla? Prawda, wystarczy odetchnąć powietrzem.

N. Tak, lecz powietrze wychodzące z naszych płuc zawiera niewielką ilość dwutlenku węgla. Bierzymy więc flaszkę z wodą selcerską i gdy woda przestanie się pienić, zatykamy flaszkę korkiem, przez który przechodzi długa rurka; tym sposobem możemy wprowadzić dwutlenek węgla wydzielający się z flaszki do szklanki, w której znajduje się czysta woda, zabarwiona kroplą lakmusu. Uważaj teraz!

U. Woda staje się czerwoną, lecz bardziej fioletowo-czerwoną niż żółto-czerwoną jak z kwasem solnym.

N. Spostrzeżenie jest słuszne. Pochodzi to stąd, iż własności kwaśne są w kwasie węglowym bardzo słabo rozwinięte; roztwór nie posiada również prawie zupełnie smaku kwaśnego i po dodaniu magnezu wodór wydziela się bardzo powoli. Dlatego mówią, że kwas węglowy jest kwasem słabym.

U. Jakimże to sposobem się dzieje?

N. Są kwasy silne i kwasy słabe. Na dziś wiadomość ta jest dostateczną.

4. Pierwiastki chemiczne.

N. To, o czemśmy wczoraj mówili, nie było chyba łatwym?

U. Z początku wszystko jest trudne i zawiłe, później przekonamy się, iż wszystko to jest bardzo proste. Tak i w tym razie: gdy kwas tworzy z zasadą sól — pozostaje wówczas albo trochę wolnego kwasu, lub też trochę wolnej zasady i w związku z tem lakmus zabarwia się na czerwono lub też na niebiesko.

N. Bardzo dobrze; jest to najważniejsza strona kwestji. Pójdźmy dalej. Odważam 40 gramów wodorotlenku sodowego i wrzucam je do kolby, mieszczącej jeden litr. Następnie napełniam trzecią część kolby wodą, wstrząsam i czekam aż się wszystko rozpuści. Nakoniec dolewam wody prawie dopełna i wstrząsam raz jeszcze w celu ujednostajnienia wszędzie stężenia.

U. Zrobił się roztwór wodorotlenku sodowego.

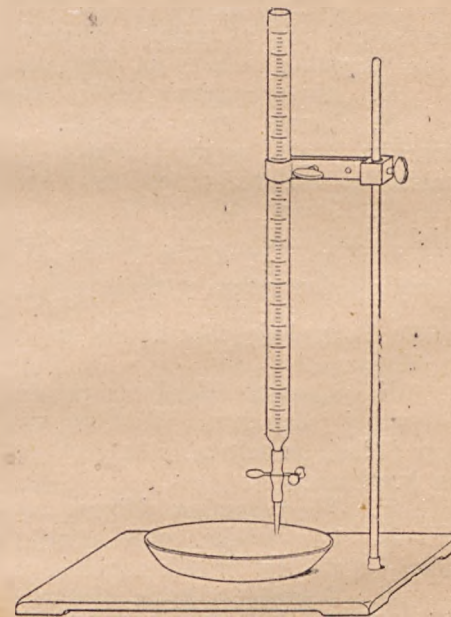
N. Tak, roztwór rozcieńczony. Przyjrzyj się temu przyrządowi; jest to rurka szklana o średnicy około 1,2 cm., podzielona na centymetry sześciennie i części dziesiątne centymetra. U dołu rura kończy się zwięźnieniem, na które zakłada się rurka gumowa, zakończona ostro wyciągniętą rurką szklaną i zaopatrzoną w zacisk (rys. 5).

U. Do czego służy ten przyrząd?

N. Przyrządu tego, zwanego biuretą, używamy do odmierzenia dowolnych ilości tego roztworu ługu sodowego z dokładnością do jednej kropli. W tym celu napełniam ją roztworem i przyciskając zacisk, wypuszczam go tyle, by powierzchnia płynu w rurce stanęła ściśle na równi z górną kreską, oznaczoną zerem.

U. Przecież powierzchnia ta jest wklęsłą!

N. Ustawiam dolną część ciemnego łuku, który widzę, tak, by się opierała na kresce (rys. 6). W tym celu najlepiej jest postawić biuretę nawprost jasnego okna. Odmierzam teraz za pomocą pipetki mieszczącej 5 cm³, tyleż kwasu solnego, wypuszczam kwas ten do płaskiej miski porcelanowej i dodaję kroplę lakmusu.



Rys. 5.

U. Który naturalnie staje się czerwonym.

N. Tak. Wpuszczam teraz powoli ług sodowy i mieszam ciecz pałeczką szklaną. Co widzimy?

U. Zjawiają się niebieskie plamy, które jednak znikają. Ale trzeba dłużej mieszać, nim powróci czerwony kolor.

N. Teraz wszystek już prawie kwas został zużyty i doprowadzam ług po kropli.

U. W mgnieniu oka wszystko stało się niebieskim.

N. Była to więc akurat taka ilość ługu sodowego, ile jej potrzeba do utworzenia soli z 5 cm³ kwasu solnego, lub też, mówiąc inaczej, do zobojętnienia tej ilości. Odczytuję ilość centymetrów ługu zużytego, wynosi ona 23,27 cm³.

U. Tak, ciemny łuk leży pomiędzy drugą i trzecią



Rys. 6.

kreską po liczbie 23 i bliżej do trzeciej. Nie możnaby jednak powiedzieć, że wynosi to $\frac{1}{10}$.

N. Rozcieńczmy teraz nasz kwas solny tak, by 1 cm³ ługu odpowiadał dokładnie 1 cm³ kwasu solnego.

U. W jaki sposób się to robi?

N. Jest to bardzo proste. Gdy rozcieńczę 5 cm³ kwasu solnego, tak, by zajęły przestrzeń 23,27 cm³ to będziemy mieli wszystko, czego nam potrzeba.

U. Ale otrzymamy bardzo niewielką ilość kwasu.

N. Łatwo temu zaradzić. Wystarczy wziąć w tym stosunku więcej wody i kwasu. Ile jednak trzeba wziąć kwasu, by otrzymać jeden litr o stężeniu pożądanym?

U. 5 cm³ dają 23,27 cm³, ile da 1000 cm³? Takie byłoby zapytanie. Nic, lepiej tak: 23,27 cm³ wymagają 5 cm³, jeden więc wymaga $\frac{5}{23,27}$, 1000 zaś $\frac{5 \times 1000}{23,27}$ czyli 210,6. Potrzebuję więc 210,6 cm³ kwasu solnego. Jak mam je odmierzyć?

N. Masz tu cylinder z podziałką, mieszczący do kreski górnej jeden litr. Wlewasz weń potrzebną ilość. Zobacz jednak przedtem, jaka jest przestrzeń pomiędzy dwiema kreskami.

U. Nie rozumiem dobrze.

N. Oto kreska, przy której stoi 700, tu zaś ta, przy której—800. Ile kresek znajduje się pomiędzy nimi?

U. Dziewięć i jedna dłuższa.

N. Tak, przestrzeń ta jest więc podzielona na dziesięć części. Ponieważ cała przestrzeń pomiędzy 700 i 800 cm³ zawiera 100 cm³, przypada więc...

U. 10 cm³ na przestrzeń pomiędzy dwiema kreskami.

N. Dobrze! Trzeba więc wlać tyle kwasu, by powierzchnia jego znajdowała się tuż przy pierwszej kresce ponad 200, będziemy wówczas mieli 210 cm³. Następnie dodamy jeszcze odrobineczkę kwasu.

U. Czy niezadużo wlałem?

N. Dolej teraz wody aż do najwyższej kreski. Tak, mamy teraz 1000 cm³; wlewamy kwas nasz do flaszki, mieszawszy go uprzednio dokładnie. Zobaczmy teraz, czy robota nasza była dobra.

U. Czy to nie będzie zapóźno?

N. Wcale nie. Biorę inną pipetkę 20 cm³ naszego kwasu i mierzę go tak samo jak poprzednio. Jeżeli robota nasza była dokładną—musimy zużyć dla zobojętnienia tego kwasu równo 20 cm³ ługu potasowego.

U. Ależ w biuretkie tyle ługu już niema.

N. Napelniam ją znów ponad kreską i nadmiar do kreski wypuszczam do osobnego naczynia. Ponieważ wiem już mniej więcej, ile mi ługu wyjdzie, wypuszczam śmiało 19,5 cm³.

U. Już było zawiele, wszystko jest niebieskie.

N. Gdy zamieszam, kolor czerwony natychmiast powróci. Teraz po kropki, oto—koniec. Zużyłem 20,10 cm³, istotnie więc dolaleś poprzednio zadużo kwasu. Musimy dodać wody.

U. Znów cała masa obliczeń!

N. Rachunek jest tu bardzo prosty. Kwas jest za mocny o 0,10 na 20 cm³, a więc o 1 cm³ na 200 lub 5 cm³ na 1000. Dolewam więc 5 cm³ wody.

U. Nasza pipeta 5 cm³-owa doskonale się do tego nadaje.

N. Tak, przemyj ją jednak przedtem dokładnie czystą wodą, w przeciwnym bowiem razie—wprowadzisz do roztworu kwas, znajdujący się w niej. Zapamiętaj tu sobie przytem prawidło, że wszystkie pipetki należy natychmiast po użyciu przemyć czystą wodą. Zmieszamy teraz nasz roztwór i zmierzymy kwas nanowo. Lecz pipetka jest mokra i biorąc nią kwas, rozcieńczylibyśmy go, co pociągnęłoby za sobą omyłkę w pomiarze.

U. Trzeba więc czekać aż pipetka wyschnie.

N. To zbyteczne; przemyjemy ją tym samym kwasem. Rezultatem pomiaru jest równo 20,00 cm³.

U. Dlaczego nie wprost 20?

N. Ponieważ mierzyłem również dziesiąte i setne części podziałki. Gdzie otrzymałem zero—musiałem to zaznaczyć. Dam ci teraz zadanie na jutro. Masz tu dwie flaszki: w jednej znajduje się kwas siarczany, w drugiej—azotowy. Postępując podobnie jak z kwasem solnym, zrób mi po litrze każdego z tych kwasów, rozcieńczonych o tyle, by jednakowe objętości kwasu i ługu nasycały się wzajemnie.

U. Odmierzam więc najpierw 5 cm³ ługu i obliczam w jakim stosunku mam rozcieńczać.

N. Nie zapomnij przytem o utrzymywaniu w czystości cylindrów i pipetek, które po każdym użyciu nie omieszkaj przemyć porządnie.

N. Cóż, wszystko w porządku?

U. Tak, lecz raz zrobiłem kwas zanadto rozcieńczony i musiałem go wylać.

N. Mogłeś dodać odpowiednią ilość kwasu stężonego. Dobrzeby było pomyśleć, w jaki sposób należy w danym ra-

zie wykonywać obliczanie. Rozpuścimy tymczasem inną zasadę, tak, by również zobojeźniała równą jej objętość kwasu.

U. Jest ona zupełnie podobną do wodorotlenku sodowego.

N. Nie jest nim jednak; nazywa się wodorotlenkiem potasu i na jeden litr muszę wziąć jej znacznie więcej, mianowicie około 60 gr. Otóż i roztwór gotowy; biorę zeń 20 cm. i mierzę kwasem.

U. Jakim kwasem?

N. Wszystko jedno; niech będzie kwas solny. Zużywamy 20,56 cm³. Ile więc musimy dodać wody?

U. Na 20 cm³—0,56, na 200 cm³ — 5,6, na 1000 więc—28 cm³ wody.

N. Dobrze; odmierzam ją w tym małym cylindrze (rys. 7), wylewam i wypłukuję roztworem, aby zabrać resztki wody.

U. Jest to znów nowy sposób postępowania.

N. Co otrzymamy mierząc ług potasowy innym kwasem?

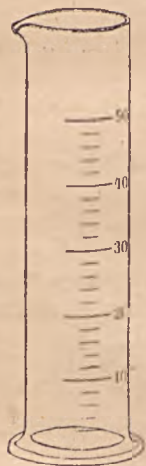
U. Czy wszystkie kwasy działać będą na ług potasowy jednakowo, tak, jak działały jednakowo na ług sodowy? To jednak być nie może, ponieważ za każdym razem tworzą się inne sole.

N. Jednak tak jest. Gdy litr ługu sodowego zawiera 40,06 g. wodorotlenku so-

du, wówczas litr kwasu solnego zawierać musi 36,46 g. chlorowodoru, jeżeli ma nastąpić zobojeźnienie wzajemne. Litru roztworu kwasu siarczanego zawiera 49,04 g. czystego kwasu, litr zaś roztworu kwasu azotowego 63,05 g. Z drugiej zaś strony—jeden litr ługu potasowego, zawierający 56,16 g. wodorotlenku potasu, zobojeźnia nietylko te 36,46 g. kwasu solnego lecz i 49,04 g. kwasu siarczanego i 63,05 g. kwasu azotowego. Gdy ułożymy tablicę następującą:

Kwasy	Zasady
Kwas solny . . . 36,46	Ług potasowy . . 40,06
Kwas siarczany . . 49,04	Ług sodowy . . . 56,16
Kwas azotowy . . . 63,05	

wówczas w każdej kolumnie pionowej znajdują się takie ilości kwasów lub zasad, które przy procesie zobojeźniania mogą zastępować się wzajemnie. Ilości takie nazywamy ilościami równoważnymi lub r ó w n o w a ż n i k a m i (ekwiwalen-



Rys. 7.

tami). Roztwory zaś zawierające jeden równoważnik w 1 litrze wody nazywamy roztworami normalnymi. Tablica ta poucza nas, w jakich stosunkach wagowych kwasy i zasady łączą się z sobą, tworząc sole.

U. Nic w tem właściwie niema szczególnego.

N. Owszem. Gdy wezmę jakąś trzecią zasadę np. wodorotlenek wapnia i znajdę, że 36,46 g. chlorowodoru zużywa 37,06 g. wodorotlenku wapnia, dowiaduję się wówczas od razu, nie potrzebując wykonywać żadnych doświadczeń, iż 37,06 g. wodorotlenku wapnia tworzą sól obojętną również z 49,04 g. kwasu siarczanego lub z 63,05 g. kwasu azotowego. Wystarcza mi również dowiedzenie się, ile potrzeba gramów nowego jakiego kwasu np. kwasu octowego dla zobojeźnienia 40,06 g. wodorotlenku sodu, aby wiedzieć, w jakim stosunku kwas ten tworzy sole z wodorotlenkiem potasu i wodorotlenkiem wapnia.

U. Możemy więc tablicę powiększać dowolnie, i gdy się dowiemy ile kwasu wychodzi na 40,06 g. wodorotlenku sodu—stosuje się to wówczas do wszystkich zasad, znajdujących się w tablicy i odwrotnie.

N. Naturalnie; nie potrzeba jednak koniecznie brać wodorotlenek sodowy; 56,16 g. wodorotlenku potasowego lub 37,06 g. wodorotlenku wapnia mogą zastąpić w zupełności 40,06 g. wodorotlenku sodowego.

U. To prawo natury wydaje mi się olbrzymiem.

N. Tak. Liczby znajdujące się w tablicy nazywają się ciężarami równowartościowymi kwasów i zasad. Możemy więc poznać ciężar równowartościowy każdego kwasu nowego, dowiedziawszy się, jaka ilość jego tworzy sól obojętną z jednym ciężarem równowartościowym jakiegokolwiek bądź zasady; określenie zaś ilości zasady, potrzebnej do zobojeźnienia jednego ciężaru równowartościowego jakiegokolwiek bądź kwasu, daje nam ciężar równowartościowy danej zasady.

U. Czy nie mógłbym widzieć tego na przykładzie?

N. Owszem. Za 100 marek otrzymujemy odpowiednią sumę w walucie angielskiej, francuskiej, amerykańskiej, rosyjskiej i t. p. Oznaczmy te ilości równoznaczne znakami *Ang*, *Fr*, *Amer*, *Ros*; z drugiej znów strony, za 100 marek otrzymać możesz różne ilości owsa, węgla, żelaza, papieru, drzewa. Układamy teraz tablicę:

100. Marek	o
<i>Ang.</i>	w
<i>Fr.</i>	z
<i>Amer.</i>	p
<i>Ros.</i>	d

w której *o*, *w*, *z*, *p* i *d* oznaczają odpowiednie ilości owsa, węgla, żelaza, papieru i drzewa. Tablica wykazuje, ile każdego rodzaju towaru kupić można za określoną sumę pieniędzy w różnych walutach. Jeżeli zechcemy wprowadzić do tablicy i pieniądze włoskie, wówczas musimy się tylko dowiedzieć, jaka jest cena jednej z wielkości *o*, *w*, *z*, *p*, *d*, w walucie włoskiej. Liczba ta da nam jednocześnie cenę wszystkich pozostałych. Chcąc również wprowadzić nowy rodzaj towaru, wystarczy dowiedzieć się, jaka ilość jego odpowiada jednostce monetarnej z kolumny pierwszej; stosuje się ona wówczas do wszystkich. Wszystkie liczby, zarówno pierwszej jak i drugiej kolumny, są względem siebie równoważnościowe.

U. Tak, to bardzo prostel

5. Ciężary związkowe.

N. Streść możliwie krótko, czegoś się wczoraj dowiedział.

U. Każdy kwas i każda zasada posiadają określony ciężar równoważnościowy; wagi kwasów i zasad tworzących sole, znajdują się w stosunku ciężarów równoważnościowych. Ciężary równoważnościowe są więc ciężarami związkowymi.

N. Bardzo dobrze. Jest to istotnie najważniejsze. Teraz usłyszysz wielkie prawo natury, o doniosłości znacznie większej, niż to, które wygłosiłeś przed chwilą. Nie tylko kwasy i zasady, lecz każda substancja posiada swój ciężar związkowy i gdy substancje łączą się z sobą, tworząc związek chemiczny, odbywa się to zawsze w stosunku ciężarów związkowych. Stosuje się to przedewszystkiem do pierwiastków.

U. Naturalnie, ponieważ pierwiastki są również substancjami.

N. Tak jest. Tlen np. posiada ciężar związkowy 16, rtęć zaś 200. Oba te pierwiastki łączą się z sobą, tworząc tlenek rtęciowy w stosunku 16 części wagowych tlenu i 200 rtęci. I gdy tlenek rtęciowy rozkłada się pod wpływem gorąca, wówczas z $200 + 16 = 216$ części jego tworzy się 200 części rtęci i 16 części tlenu. A więc liczba 216 jest ciężarem związkowym tlenu rtęciowego.

U. Właściwie nie związkowym lecz „rozkładowym”.

N. Niech i tak będzie. Lecz tlenek rtęciowy może nie tylko rozkładać się, lecz i łączyć z niektórymi innymi sub-

stancjami. Do tych przypadków należy ciężar związkowy 216. Byłoby więc może słuszniej, liczby te, które narazie nazywamy ciężarami związkowymi—nazwać „ciężarami reakcyjnymi”, oznaczając one bowiem stosunek wagowy, w jakim substancje biorą udział w jakiegokolwiek reakcji chemicznej.

U. Istnieje więc przepis dla wszystkich substancji, podług którego one działać mogą jedna na drugą jedynie w ściśle określonych, niezmiennych stosunkach wagowych. A gdy stosunek wagowy weźmiemy inny...

N. Wówczas jednej lub drugiej substancji pozostanie tyle, o ile było jej za wiele. Wyraziłeś się jednak źle: nie istnieje żaden przepis dla substancji, podług którego muszą się one zachowywać tak, nie inaczej, zachowują się one tak raczej dobrowolnie. Inaczej zachowywać się nie mogą.

U. Proszę o objaśnienie. Droga obliczeń znaleźliśmy ciężar związkowy czyli reakcyjny tlenu rtęciowego, przez dodawanie ciężarów związkowych tlenu i rtęci. Czy to zawsze tak bywa? Czy ciężary reakcyjne związków równają się zawsze jedynie sumom ciężarów reakcyjnych pierwiastków?

N. Tak bywa zawsze. Inaczej też być nie może. Przypuśćmy na chwilę, że rtęć w stosunku do innej substancji np. kwasu solnego posiada zupełnie inny niezależny ciężar reakcyjny. Moglibyśmy wówczas ze związku tego otrzymać napowrót rtęć, otrzymalibyśmy wówczas odpowiednio inną ilość jej na wagę i musielibyśmy obrać dla rtęci inny ciężar związkowy. Stosuje się to również do drugiego, trzeciego, czwartego przypadku. W rezultacie—oznaczenie ciężaru związkowego okazałoby się wogóle niemożliwym. Prawo o ciężarach związkowych stałoby się wskutek tego naruszone i nieważne.

U. Widzę, że wystarczy mała przyczyna, aby zaraz powstał wielki skutek.

N. Powiedz raczej: gdzie panuje porządek, tam musi on być wszędzie i nie zniesie nigdzie nawet śladów bezładu. Co to za nieocenione ułatwienie dla wszystkich prac chemicznych: znając ciężary związkowe pierwiastków, znamy jednocześnie ciężary związkowe wszystkich związków i wiemy, w jakich stosunkach wagowych odbywają się wszystkie procesy chemiczne pomiędzy temi związkami. Możemy obliczyć, jaką ilość związku otrzymać możemy z danych ilości substancji pierwiastkowych, możemy więc uniknąć bezcelowego użycia nadmiaru tej lub innej substancji; i odwrotnie: możli-

wem jest obliczenie, ile należy wziąć substancji pierwiastkowych, aby otrzymać żadaną ilość związku.

U. Jak to wykrycie jakiego prawa natury ułatwia człowiekowi pracę!

N. Pozostaje nam teraz—poznanie ciężarów związkowych wszystkich pierwiastków. Nie trzeba koniecznie uczyć się liczb tych na pamięć, byłoby jednak pożądanem zapamiętać je. Zresztą, wbijają się one same w pamięć przy ciągłym użyciu. Podaję tu tymczasem małą tabliczkę:

Tlen . . .	16,00	Chlor . . .	35,45
Wodór . . .	1,01	Sód . . .	23,05
Azot . . .	14,04	Siarka . . .	32,06
Węgiel . . .	12,00	Rtęć . . .	200,00

U. W jaki sposób otrzymano te liczby?

N. Rozkładając związki na części składowe i ważąc każdą z osobna, lub też tworząc związek z odważonych ilości pierwiastków i ważąc związek utworzony, przez co określiła się stosunek wagowy.

U. Naprzykład?

N. Pozostańmy przy tlenku rtęciowym. Rozkładając go, otrzymujemy tlen i rtęć w stosunku 1 : 12,50. Przyjawszy raz na zawsze za ciężar związkowy tlenu liczbę 16,00 otrzymujemy ciężar związkowy rtęci z proporcji: 1 : 12,5 = = 16,00 : x ; w rezultacie $x = 200,00$.

U. W jakim sposobie dowiedziano się, jaki jest ciężar związkowy tlenu?

N. Został on oznaczony dowolnie, tak jak i jednostki długości i wagi. Dlaczego zaś obrano dla tlenu liczbę 16,00, to długa i dość zawikłana historia, opowiem ci ją kiedy indziej.

U. Czy wszystkie pierwiastki porównano w ten sposób z tlenem?

N. Nie wszystkie, lecz większość ich. Widziałeś już jednak przy ciężarach związkowych kwasów i zasad, że równie dobrze użyć możemy w tym celu innej substancji, której ciężar związkowy oznaczono poprzednio, i za pomocą niego oznaczyć inne ciężary związkowe.

U. Proszę o przykład!

N. Ogrzewając rtęć z siarką, otrzymujemy związek rtęci z siarką, zwany siarczkiem rtęciowym. Rtęć i siarka łączą się przytem z sobą w stosunku 1 : 0,1603. Dla ciężaru związkowej siarki (x) mamy znów proporcję 1 : 0,1603 = = 200,00 : x , skąd $x = 32,06$.

U. Gdyby zaś oznaczyć ciężar związkowy tlenu bezpośrednio za pomocą tlenu?

N. Otrzymalibyśmy 27 ściśle takąż samą liczbę. Podobne oznaczenia wielostronne dokonywane były niejednokrotnie i zgadzały się z sobą zawsze najzupełniej.

U. Jest to niby tak proste, a jednocześnie tak dziwne!

N. Przedstawię znów całą kwestję obrazowo. Przypuśćmy, iż posiadasz zbiór monet, w którym znajdują się niemieckie marki, angielskie szylingi, francuzkie franki, rosyjskie ruble i t. d. Monety te możesz układać dowolnie po dwie, po trzy i t. d., każdy jednak układ taki posiada wartość określoną przez sumę wartości monet poszczególnych i innych wartości niż te utworzyć nie jesteś w stanie. Nie można również utworzyć żadnych innych związków inaczej, jak przez układ pierwiastków podług ich ciężarów związkowych.

U. Jest to więc tak jakby każdy pierwiastek składał się z wielu małych kawałków, które, jak monety jednomarkowe lub franki, wszystkie są do siebie podobne.

N. Istotnie, jest to pogląd, który wytworzono sobie od bardzo dawna. Przyuszczają, iż każdy pierwiastek składa się z małych cząsteczek, które nazywają atomami; oznacza to iż cząstki te są już niepodzielne. Wszystkie atomy siarki są jednakowe, również jak atomy rtęci, tlenu i t. p. Przypuśćmy, iż kładę jeden atom tlenu na wagę, która jest tak czuła, iż możemy go zważyć i że mamy ciężarki, których 16 dokładnie równoważą jeden atom tlenu. Wówczas, jednemu atomowi rtęci odpowiadać będzie 200,00 takich ciężarków, jednemu atomowi wodoru 1,01 i t. d. Możemy więc uważać ciężary związkowe pierwiastków za ich *ciężary atomowe*. Tak je też zwykle nazywają.

U. Czy to jest prawdą?

N. Nikt dotychczas atomów nie widział, nikt też pojedynczego atomu nie zważył. Jest to tylko hipoteza (I, 64) jak i samo istnienie atomów. Przyjęcie jednak hipotezy tej jest bardzo dogodnie dla zapamiętania zastosowań prawa o ciężarach związkowych, ponieważ pojęcie atomów jest bardzo proste i obrazowe.

U. Czy rezultaty otrzymywane przy posiłkowaniu się hipotezą atomową są zawsze dobre?

N. Zawsze, o ile chodzi o ciężary związkowe lub kwestje bezpośrednio z niemi związane. Inne zastosowania hipotezy atomowej okazały się znacznie mniej pewne. Ponieważ nie mamy na razie zamiaru posługiwania się w innym celu hipotezą atomową, nie potrzebujemy więc obawiać się omyłek. Pokażę ci teraz jeszcze jedną bardzo użytecz-

na formę jej zastosowania. Oznacza się mianowicie jeden atom tlenu literą O, atom rtęci—Hg, atom wodoru—H, sodu—Na, potasu—K, azotu—N, chloru—Cl, węgla—C. Oznaczamy wówczas związki w sposób bardzo prosty, mianowicie pisząc znaki pierwiastków obok siebie. Tym sposobem tlenek rtęciowy otrzymuje znak, czyli „wzór” —HgO, chlorowódór—HCl i t. d.

U. Dlaczego te właśnie litery a nie inne zostały wybrane, nie są one przecież literami początkowymi nazw pierwiastków.

N. Są to wszystko litery początkowe nazw, lecz nazw łacińskich lub greckich. O — jest skróconem Oxygenium, H—Hydrogenium, N—Nitrogenium, S—Sulphur, C—Carbo. Sód (natrium) powinienby był otrzymać również znak N, aby jednak odróżnić go od N — azotu, dodano następną literę nazwy Na. W podobny sposób ułożono inne znaki, czyli „wzory”.

U. Jakąż korzyść mamy z tego?

N. Ogromne skrócenie. Mając przed sobą wzór HCl dla chlorowodoru, widzimy nie tylko, że substancja ta składa się z wodoru i chloru i może być rozłożoną na te pierwiastki, lecz także, iż oba te pierwiastki łączą się z sobą w stosunku 1,01 : 35,45, że z chlorowodoru nie możemy otrzymać żadnych innych pierwiastków i wreszcie, że ciężar związkowy chlorowodoru we wszystkich reakcjach, jakie wykonać jest w stanie, równa się $1,01 + 35,45 = 36,46$. Przecież to chyba dosyć, jak na wzór, składający się z dwóch liter.

U. Lecz właściwie atomy są tu zbyt ciężkie, wszystko już wiemy z prawa o ciężarach związkowych.

N. Rozwój jednak historyczny całej tej sprawy był taki, że z pojęcia o istnieniu atomów wprowadzono wszystkie te wnioski, później zaś przekonano się za pomocą doświadczeń, że istotnie rzecz się ma tak, nie inaczej. Było to więc do pewnego stopnia potwierdzeniem hipotezy, chociaż potwierdzeniem jedynie jej użyteczności, nie zaś słuszności.

U. Czy to nie wszystko jedno?

N. Nie. W życiu codziennem jest np. użytecznem przypuszczenie, iż słońce i gwiazdy obracają się w przeciagu 24 godzin raz jeden dokoła ziemi i dlatego mówimy o wschodzie i zachodzie słońca. Tymczasem, wiesz, że astronomowie przypuszczenie takie uważają za niesłuszne, biorąc odwrotnie, że słońce i gwiazdy stoją na miejscu—ziemia zaś obraca się dokoła osi, idącej w kierunku od północy ku południowi. Na tem jednak poprzestaniemy. Na zakończenie

masz tu tablicę, w której umieszczone są wszystkie lepiej znane pierwiastki wraz z ich wzorami i ciężarami związkowymi czyli atomowymi.

Tablica ciężarów związkowych pierwiastków czyli ciężarów atomowych.

Antymon	Sb	120,2	Molibden	Mo	96,0
Argon	A	39,9	Neodym	Nd	143,6
Arsen	As	75,0	Neon	Ne	20
Azot	N	14,04	Nikiel	Ni	58,7
Bar	Ba	137,4	Niob	Nb	94
Beryl	Be	9,1	Ołów	Pb	206,9
Bor	B	11	Osm	Os	191
Brom	Br	79,96	Palad	Pd	106,5
Bizmut	Bi	208,5	Platyna	Pt	194,8
Cez	Cs	132,9	Potas	K	39,15
Cer	Ce	140,25	Prazeodym	Pr	140,5
Chlor	Cl	35,45	Rad	Ra	225
Cyna	Sn	119,0	Rod	Rh	103,0
Cynk	Zn	65,4	Rtęć	Hg	200,0
Cyrkon	Zr	90,6	Rubid	Rb	85,4
Chrom	Cr	52,1	Ruten	Ru	101,7
Erb	Er	166	Samar	Sa	150
Fluor	F	19	Siarka	S	32,06
Fosfor	P	31,0	Selen	Se	79,2
Gadolin	Gd	156	Skand	Sc	44,1
Gal	Ga	70	Sód	Na	23,05
German	Ge	72,5	Srebro	Ag	107,93
Glin	Al	27,1	Stront	Sr	87,6
Hel	He	4	Tal	Tl	204,1
Ind	In	114	Tantal	Ta	183
Iryd	Ir	193	Telur	Te	127,6
Itérb	Yb	173	Terb	Tb	160
Itr	Y	89,0	Tlen	O	16,00
Jod	J	126,85	Tor	Th	238,5
Kadm	Cd	112,4	Tul	Tu	171
Kobald	Co	59,0	Tytan	Ti	48,1
Krypton	Kr	81,8	Uran	U	238,5
Krzem	Si	28,4	Wanad	V	51,2
Ksenon	X	128	Wapień	Ca	40,1
Lantan	La	138,9	Węgiel	C	12,00
Lit	Li	7,03	Wodór	H	1,008
Magnez	Mg	24,36	Wolfram	W	184
Mangan	Mn	55,0	Żłoto	Au	197,2
Miedź	Cu	63,6	Zelazo	Fe	55,9

6. Stosunki wielokrotne.

N. To, o czem wczoraj mówiliśmy — streść w kilku słowach.

U. Każdy pierwiastek posiada swój ciężar związkowy i ciężary związkowe połączeń chemicznych równają się sumie ciężarów związkowych składających ich pierwiastków.

N. Dobrze. Co oznaczają te liczby?

U. Wszystkie substancje łączą się z sobą w stosunkach wagowych, określonych przez stosunek ich ciężarów związkowych.

N. Dotyczy to nie tylko łączenia się lecz i rozkładu, a także wszystkich przemian chemicznych.

U. Dowiedziałem się następnie, jak się pisze wzory związków. Prostu—wzory pierwiastków stawiają się jedno przy drugim.

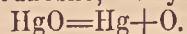
N. A do czego wzory służą?

U. Określają one skład związku.

N. Pokażę ci za to teraz inne zastosowanie ich. Za pomocą wzorów tych możemy również pisać równania chemiczne, np.



Wprowadzając wzory odnośne, otrzymujemy takie równanie:



U. To, istotnie, daleko krócej.

N. I przytem równanie takie mówi znacznie więcej, gdy bowiem dopiszemy do znaków ciężary związkowe, dowiemy się wówczas o stosunkach wagowych tworzenia się i rozkładu tlenku rtęciowego.

U. Czy wszystkie procesy chemiczne ująć możemy w takie równania?

N. Tak. Równanie chemiczne musi po obu stronach zawierać jednakową ilość wzorów pierwiastków, w przeciwnym bowiem razie jest złe.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ jest wyrazem prawa o zachowaniu pierwiastków (I, 66). Wiesz przecie, że jednego pierwiastku nie możemy przemienić w drugi, ani też rozłożyć danego związku różnymi sposobami na pierwiastki różne. Wyraża się to za pomocą prawa, które przed chwilą podałem.

U. A czy każde równanie, napisane w taki sposób, by po jednej i drugiej stronie znajdowały się te same pierwiastki, jest słusznem?

N. Odpowiedzieć na to muszę przecząco. Otrzymywanie związku każdego pierwiastku z każdym innym jest niewykonalne; istnieje więc daleko mniej związków niż wyobrazić ich sobie możemy w granicach zakreślonych. Oprócz tego, dotychczas nie wszystkie przemiany chemiczne, które możemy wymyśleć—dają się w samej rzeczy skutecznie.

U. Dlaczego?

N. Prawdopodobnie dlatego, że środki nasze, któremi rozporządzamy—są ograniczone. Jesteśmy jeszcze dalecy od otrzymywania najwyższych temperatur i ciśnień, jakie są możliwe i t. d. Będiesz jednak miał dość roboty, zanim poznasz te tylko substancje, które otrzymują się z łatwością, muszę ci bowiem wyznać, iż przedstawiłem te stosunki prostszemi, niż są w samej rzeczy.

U. Czy może prawo o ciężarach związkowych jest nieściśle?

N. Przeciwnie, należy ono do najściślejszych, jakie znamy. Nie zauważono dotychczas uchyień od prawa tego, pomimo stosowania najdokładniejszych, najczulszych metod mierzenia.

U. Więc jakaż może być pozatem przyczyna, skoro o jakiegokolwiek nieprawidłowości nie może tu być mowy?

N. Nie chodzi tu o nieprawidłowość, lecz o większą różnorodność. Czy przypominasz sobie związki węgla z tlenem. Jakie są te związki?

U. Tlenek węgla i dwutlenek węgla; pierwszy zawiera mniej, drugi zaś więcej tlenu.

N. Pomyśl teraz o tym fakcie i jednocześnie o prawie ciężarów związkowych. Napisz mi np. wzór tlenku węgla.

U. Zdaje mi się, że należy pisać OC.

N. Zwykle pisze się CO. A jaki jest wzór dwutlenku węgla?

U. To chyba jest niemożliwe. Przecież innego wzoru niema i być nie może. Cóż więc zrobimy?

N. Tu jest właśnie środek ciężkości całej sprawy. Wyobrażałeś sobie dotychczas, że zawsze jeden ciężar związkowy jednego pierwiastku łączy się z jednym ciężarem związkowym drugiego; nic na to nie mówiłem, chciałem ci bowiem ułatwić zrozumienie całej tej kwestji. Dowiesz się jednak teraz, że oprócz stosunku 1 : 1 trafiają się również stosunki 1 : 2, 1 : 3, 2 : 3 i t. d. To samo mamy, gdy związek tworzą trzy lub więcej pierwiastki. Natrafiamy wówczas oprócz stosunku 1 : 1 : 1 również i na 1 : 2 : 1, 1 : 2 : 2, 1 : 2 : 3, 1 : 2 : 4 i t. d.

U. Cała więc uroczą prostota znikła bezpowrotnie.

N. Niezupełnie, nowe te bowiem liczby czyli czynniki są same bardzo proste. Jeżeli A, B, C oznaczają jakiegokolwiek bądź pierwiastki, wówczas wzory związków ich wyrażają się zapomocą $mA + nB + pC$ i t. d., przyczem m, n, p i t. p. wyrażają liczby bardzo małe. W badaniach naszych nie wyjdziemy poza liczbę siedmiu.

U. A jak stoi sprawa z dwutlenkiem węgla?

N. Mówiłem już, iż zawiera on dwa razy więcej tlenu niż tlenek węgla. Jeżeli ten ostatni zawiera jeden ciężar związkowy tlenu, to dwutlenek zawiera ich dwa.

U. A jaki jest wzór jego?

N. Powinienby być C₂O. Przyzwyczajono się jednak do pisania czynnika u dołu lub u góry znaku pierwiastku, pisze się więc CO₂ lub CO². Oblicz teraz, jaki jest skład dwutlenku węgla.

U. C posiada ciężar związkowy=12,00, O zaś=16,00; 20=32,00. Na wagę więc na 12 części węgla przypada 32 części tlenu.

N. Dobrze; z innymi związkami rzecz ma się zupełnie podobnie. Oto tablica zawierająca wzory rozmaitych związków, które poznałeś mniej więcej. Opierając się na tablicy, umieszczonej na str. 29 będzie można obliczyć skład tych związków.

HgO Tlenek rtęciowy . . .	216,00
CO Tlenek węgla . . .	28,00
NaCl Sól kuchenna . . .	58,50
HCl Chlorowódz . . .	36,46
CO ₂ Dwutlenek węgla . .	44,00
H ₂ O Woda	18,02
MnO ₂ Braunsztyn (Dwutle- nek manganu)	87,00
NaOH Wodorotlenek sodu	40,06
KOH " potasu	56,16
CaO ₂ H ₂ " wapnia	74,12
HNO ₃ Kwas azotowy . .	63,05
H ₂ SO ₄ Kwas siarczany . .	98,08
KClO ₃ Chloran potasu . .	122,60

U. Jakim sposobem ułożono wzory tak, że za pomocą nich możemy obliczyć stosunek wagowy substancji, wchodzących w skład związku?

N. Każdy wzór ułożony został dopiero wówczas, gdy drogą doświadczalną został oznaczony skład; wzór nie jest tylko krótkim i wymownym wyrazem składu oznaczonego doświadczalnie. Nie jest on formułą czarnoksiężką, za pomocą której możemy wywoływać to, czego przedtem nie było. O ułożeniu wzoru może być mowa wówczas dopiero, gdy zostały dokonane odnośne pomiary.

U. Kwestja ta jest prostszą, niż się na pierwszy rzut oka wydawała.

N. Najlepiej będzie, gdy ci dokładnie pokażę w jaki sposób badania takie się prowadzą. Mamy tu dwie drogi do wyboru: syntetyczną i analityczną. Pierwsza polega na tem, że bierze się pierwiastki i tworzy z nich związek, druga zaś na rozłożeniu danego związku na pierwiastki. Synteza oznacza — składanie, analiza — rozkładanie. Przypomnij sobie przykład z tlenkiem rtęciowym. Po odważeniu rtęci, oblanu jej kwasem azotowym, odparowaniu i ostrożnem ogrzaniu pozostałości — otrzymuje się tlenek rtęciowy.

U. Proszę mi to objaśnić.

N. Przyjrzyj się wzorowi kwasu azotowego (II, 32); kwas ten zawiera wiele tlenu. Przy procesie powyższym oddaje on część jego — rtęci. Powstały przytem jednocześnie rozmaite produkty pośrednie; nie nas one jednak nie obchodzą, ponieważ później znikają. Jeżeli więc najpierw odważył rtęć, a następnie zważysz tlenek rtęciowy — wówczas przyrost wagi odpowiada tlenowi. Możesz więc ułożyć znałą proporcję (II, 26).

U. Ale przecież tlenu nie wazyliśmy.

N. Nie wazyliśmy go bezpośrednio; ponieważ jednak wiem, że tlenek rtęciowy tworzy się z rtęci i tlenu, mogę przeto wagę jego obliczyć, dowiedziawszy się, o ile waga rtęci się powiększyła.

U. Rozumiem. Jest to metoda syntetyczna.

N. Nieinaczej. Analityczna zaś jest następująca: wazy się tlenek rtęciowy, ogrzewa się go aż do zupełnego rozkładu na tlen i rtęć, tę ostatnią zbiera się przez ochładzanie i wazy. Różnica odpowiada wadze tlenu.

U. Czy możemy twierdzić to napewno?

N. Naturalnie; opieramy się bowiem na prawie zachowania ciężaru. Mianowicie: ciężar tlenku rtęciowego musi równać się sumie ciężarów tlenu i rtęci. Znając dwie z tych trzech wielkości, obliczyć możemy trzecią. Weźmiemy inny jeszcze nader ważny przykład — wodę i wodór. Postępowano tu w sposób następujący: przepuszczano wodór ponad odważoną ilością tlenku miedziowego. Ten ostatni oddawał swój tlen, który tworzył z wodorem wodę. Wodę tą zbierano i wazono. Strata na wadze tlenku miedziowego równa się więc wadze tlenu; różnica zaś pomiędzy wagą wody i wagą tlenu równa się wadze wodoru. Równanie więc brzmi: Cu O + 2H = Cu + H₂ O. Wazymy tu trzy wielkości: Cu O, Cu i H₂ O, a ponieważ suma wag musi być po obu stronach równania jednakową, możemy więc obliczyć 2H.

U. I tu stosujemy prawo zachowania ciężaru.

N. Tak, będziemy je stosowali na każdym kroku.

U. A dlaczego nie ważą również wodoru?

N. Jest to połączone z wielkimi trudnościami, ponieważ wódór jest substancją bardzo lekką. Należałoby użyć do tego ogromnych naczyń; 1 gr. wodoru zajmuje już przestrzeń 11 litrów.

U. A więc to jest przyczyną?

N. Tak. Im dogodniejszy jest jakikolwiek bądź pomiar, tem jest zwykle dokładniejszy. Ale wracajmy do rzeczy. Otrzymano, na przykład, liczby następujące:

	Tlenek miedziowy	60,369
	Miedź	49,537
a więc	Tlen	10,832
następnie	Woda	12,197
minus	Tlen	10,832
daje	Wódór	1,365

połączyło się więc 1,365 g. wodoru z 10,832 g. tlenu. Ponieważ woda posiada wzór H_2O , na jeden więc ciężar związkowy tlenu przypadają dwa ciężary związkowe wodoru, stąd mamy proporcję:

$$2x : 16 = 1,365 : 10,832$$

gdzie x oznacza ciężar związkowy wodoru; stąd zaś:

$$x = 1,01.$$

Muszę tu wprawdzie nadmienić, że kwestja staje się czasami bardziej skomplikowaną, gdy się bada związki bardziej złożone, pod względem jednak zasadniczym mamy zawsze to samo.

U. A czy nie mógłbym się dowiedzieć, skąd się wzięła dwójka we wzorze wody? W tlenku rtęciowym jeszcze jej nie było.

N. Chcesz powiedzieć, że możnaby było przyjąć za ciężar związkowy wodoru tę ilość, która jest związaną z 16-tu częściami tlenu, tak jakśmy to robili z tlenkiem rtęciowym?

U. Istotnie to mam na myśli.

N. Chodzi tu właśnie o tę okoliczność, że dwa pierwiastki tworzyć mogą z sobą kilka związków. Przypomnij sobie tlenek i dwutlenek węgla. Przyjmując za podstawę pierwszy—otrzymujemy dla ciężaru związkowego węgla liczbę 12, ponieważ w tlenku węgla przypada 12 części węgla na 16 części tlenu. Jeżeli jednak za podstawę przyjmiemy dwutlenek węglowy, w którym 12 części węgla związane są z 32 częściami tlenu, wówczas na 16 części tlenu przypada

6 części węgla i należałoby uważać liczbę 6 za ciężar związkowy węgla.

U. A co by się wówczas stało z tlenkiem węgla?

N. Otrzymałby on wzór C_2O .

U. Za podstawę przyjęto więc tlenek węgla, ale dlaczego?

N. Możemy uważać wybór zarówno jednego jak i drugiego za jednakowo uprawniony. Gdy jednak weźmiemy pod uwagę wszystkie stosunki chemiczne, okaże się że lepiej jest i dogodniej, przyjąć $C = 12$.

U. A co się tyczy wodoru, czy rzecz ma się podobnie?

N. Tak. Okazało się, iż najracjonalniej jest przyjąć wódór $H = 1,01$ i pisać wzór wody H_2O . Dawniej postępowano inaczej, przyjmowano za ciężar związkowy wodoru liczbę dwa razy większą, aby móc pisać wzór wody HO . Nie utrzymało się to jednak i zdecydowano się na wzory obecne, ponieważ zgadzając się na tą niewielką komplikację, otrzymuje się w wielu innych przypadkach znaczne uproszczenie. Jeden przypadek tego rodzaju możemy omówić zaraz. Oblicz ciężary związkowe kwasów i zasad, których wzory podałem poprzednio (II, 32) i porównaj je z temi ich ciężarami, których używaliśmy do naszych roztworów równoważnikowych (II, 22). Ułóż mi z tego tablicę.

U. Otrzymujemy

	Ciężar związkowy	Ciężar równoważnikowy.
Chlorowódór	36,46	36,46
Kwas azotowy	63,05	63,05
Kwas siarczany	98,08	49,04
Wodorotlenek sodu	40,06	40,06
Wodorotlenek potasu	56,16	56,16
Wodorotlenek wapnia	74,12	37,06

w większości więc przypadków otrzymujemy liczby zupełnie jednakowe.

N. Podałem ci już wówczas ciężary związkowe, chociaż o nich jeszcze nie wiedziałeś. Liczby odnoszące się do powstawania soli są jedynie przypadkiem poszczególnym prawa ogólnego.

U. Kwas siarczany i wodorotlenek wapnia wykazuje jednak uchylenia—stare liczby są o połowę mniejsze niż nowe. Dlaczego?

N. Czy nie pamiętasz, jakie określenie znaleźliśmy dla kwasów? Była tam mowa o wodorze.

U. Pamiętam. Kwasy są związkami, zawierającymi wodór który pod działaniem magnezu traci.

N. Tak jest. Wzory kwasu solnego i kwasu azotowego zawierają po jednym ciężarze związkowym wodoru. Wzór zaś kwasu siarczanego...

U. Zawiera dwie. Cóż stąd?

N. Jeżeli chcesz wziąć taką ilość kwasu siarczanego, aby zawierała tyle wodoru, co jeden ciężar związkowy kwasu solnego lub azotowego — to właśnie trzeba wziąć połowę ciężaru związkowego kwasu siarczanego.

U. Nie rozumiem dobrze.

N. Przecież takie ilości kwasów są równoważne, które dają z magnezem jednakowe ilości wodoru; gdybyśmy chcieli pisać wzór kwasu siarczanego w taki sposób, by zawierał jeden tylko ciężar związkowy wodoru, musielibyśmy pisać $HS^{1/2}O_2$. Otóż przyjęto raz na zawsze — nie pisać nigdy ułamków ciężarów związkowych — nie pozostaje więc nic innego, jak nadać kwasowi siarczanemu wzór H_2SO_4 . Wypływa stąd, iż jeden ciężar związkowy kwasu siarczanego odpowiada dwóm równoważnikom (II, 22). Ciężar więc równoważnikowy odpowiada połowie ciężaru związkowego. Będziesz więc teraz wiedział co robić z wodorotlenkiem wapnia? Napisz wzór połowiczny.

U. $Ca^{1/2}OH$.

N. Porównywując to z wodorotlenkami sodu $NaOH$ i potasu KOH , poznasz znów, że takie ilości zasad są równoważne, które zawierają po jednym ciężarze związkowym wodoru i tlenu. Chcąc jednak uniknąć czynnika $1/2$, należy dla wodorotlenku wapnia obrać wzór CaO_2H_2 lub $Ca(OH)_2$ i ciężar związkowy równa się podwójnemu ciężarowi równoważnikowemu w stosunku do wodorotlenków sodu i potasu.

U. W takim razie $(OH)_2$ oznacza to samo, co O_2H_2 ?

N. Tak. Nawias oznacza tu, iż liczba bezpośrednio stojąca za nawiasem stosuje się do wszystkiego co się w nawiasie znajduje.

U. Zdaje mi się, że OH stale znajdujemy w zasadach podobnie jak H w kwasach.

N. Grupę OH nazywamy hydroksylem; nazwa utworzona została z greckich nazw jej części składowych. Wszyst-

kie zasady zawierają hydroksyl, t. j. wodór i tlen w równych ilościach ciężarów związkowych.

U. Wszystkie więc substancje zawierające H i O są zasadami?

N. Znamy wiele substancji zawierających H i O , nie będących jednak zasadami np. woda.

U. Po czem więc poznajemy zasady?

N. Po tem, że tworzą one z kwasami sole, przyczem kwasy tracą swe własności czyli zostają zobojętnione.

U. Zawierają jednak zawsze hydroksyl?

N. Tak. Ułóż teraz równanie chemiczne dla tworzenia się chlorku sodu czyli soli kuchennej. Wiesz już, że tworzy się ona z kwasu solnego i wodorotlenku sodu; wzory znajdziesz w tablicy (II, 32).

U. $HCl + NaOH = NaCl$.

N. Żle!

U. Przecież te wzory są dobre.

N. Tak; naruszyłeś jednak prawo o zachowaniu pierwiastków. W równaniu, po obu stronach muszą się znajdować jednakowe pierwiastki w jednakowej ilości. Czego lewa strona zawiera więcej niż prawa?

U. Jeden H i jeszcze jeden H i jeden O .

N. A więc $2H$ i jedno O . Otóż proces zobojętniania nie był połączony z wydzielaniem się jakiegokolwiek gazu, nie mógł się więc wydzielić ani wodór ani tlen. Musiał się więc utworzyć jakiś związek, który nie jest gazem. Zajrzyj teraz do tablicy. Jaki związek posiada skład H_2O ?

U. Woda!

N. Dopełnij więc równania.

U. $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$.

N. Teraz jest dobrze. Jak widzisz, prawa chemiczne pozwalają nam przewidzieć, co się musi utworzyć, jeżeli znamy chociażby w części równanie reakcji.

U. A czy można polegać na takim rachunku?

N. W przypadkach tak prostych jak obecny — można; w przypadkach jednak bardziej zawiłych, równania stają się zwykle różnoznaczne (znaczy to, że z pierwiastków pozostałych utworzone być mogą różne kombinacje). W każdym jednak przypadku należy zbadać za pomocą doświadczenia, czy wniosek wyprowadzony z wzoru jest słuszny.

U. A czy nasz wniosek co do reakcji powyższej możemy sprawdzić za pomocą doświadczenia?

N. Naturalnie. Gdy przepuszczać będziemy gaz chłorowodorowy ponad wodorotlenkiem sodu, wówczas dwie te substancje działając będą gwałtownie na siebie, wydzielając przy-

tem znaczną ilość ciepła, woda, która się przytem tworzy, ulatnia się jako para, i możemy ją z łatwością skroplić.

7. Hypoteza atomowa.

N. O czym wczoraj mówiliśmy?

U. Że pierwiastki łączyć się mogą z sobą nie tylko w prostym stosunku ich ciężarów związkowych, lecz i w innych stosunkach.

N. A jakiego rodzaju są te inne stosunki?

U. Takiego, że ciężary związkowe bywają 2, 3, 4 lub więcej razy większe od rzeczywistych.

N. Nie jest to wyrażenie dobre, nie możemy bowiem nazywać ciężarów związkowych, które są zwykle używane, rzeczywistymi, w przeciwstawieniu do tych, które napotykaemy w związkach przez nas rozpatrywanych. Liczby te są jedynie środkami pomocniczymi w rachunkach, za pomocą których przedstawiamy stosunki wagowe reakcji, przeto jedne są również rzeczywiste lub nierzeczywiste jak i drugie.

U. Sądziłem, że liczby te posiadają znaczenie głębsze, za pomocą którego można objaśnić prawo o stosunkach wagowych.

N. Przyczyną są tu atomy (I, 64).

U. Ale za pomocą atomów objaśnić można było jedynie związki proste, składające się z dwóch atomów dwóch różnych pierwiastków.

N. Wcale nie; cóż nam przeszkadza w przyjęciu kilku atomów jednego lub drugiego pierwiastka? W tlenku węgla CO mamy po jednym atomie węgla i tlenu, w dwutlenku zaś CO₂ — dwa atomy tlenu i jeden węgla.

U. Ale co to ma wspólnego z naszym prawem?

N. Dwa atomy tlenu ważą dwa razy tyle co jeden.

U. Jest to znów bardzo proste. Ale w takim razie wszystkie atomy tlenu musiałyby posiadać jednakowy ciężar; czy możemy to utrzymywać?

N. Powiedz mi: gdyby np. siarka składała się z drobnych cząsteczek, czy wszystkie te cząsteczki musiałyby być jednakowe, czy mogłyby też być i różne np. co do wielkości?

U. Ziarenka piasku są przecież nierównej wielkości.

N. Po czym to poznajemy?

U. Można przecież przesiać piasek przez sito, wówczas małe ziarenka przelecają, większe zaś zostaną na sicie.

N. Otrzymamy więc tu dwa rodzaje piasku: drobny i gruboziarnisty. Przypuśćmy teraz, że mamy sitko z tak drobnymi otworkami, że możemy dokonać tego samego z atomami siarki.

U. Otrzymałbym wówczas siarkę drobnoatomową i gruboatomową.

N. A czy takie istnieją? Co mówiliśmy o własnościach każdej substancji?

U. Że są one jednakowe, niezależnie od tego, skąd daną substancję bierzemy.

N. Jakiż więc wyprowadzisz z tego wniosek odnośnie do siarki drobnej i grubej?

U. Że podział taki jest niemożliwy.

N. To jedna ewentualność, drugą zaś jest to, że wszystkie atomy siarki są jednakowo wielkie i że w tem znaczeniu istnienie siarki gruboatomowej i drobnoatomowej jest wogóle niemożliwe.

U. Tym sposobem możemy dowieść, że wszystkie atomy siarki są jednakowe!

N. Wniosek zanadto pośpieszny! Można jedynie dowieść, że jeżeli siarka składa się z atomów, wówczas przyjąć musimy, że wszystkie te atomy są jednakowe. Zobaczymy teraz, co wolno nam w dalszym ciągu powiedzieć o atomach.

U. Przecież o rzeczach, które istnieją jedynie w myśli—wolno nam myśleć, co się nam podoba.

N. Zapewne, jeżeli chodzi o grę fantazji. Tu jednak przypuszczenia nasze muszą być tego rodzaju, by nie stanowiły sprzeczności z prawami natury, których nauczyło nas doświadczenie. Otóż, co się tyczy siarki, znaleźliśmy, że atomy jej, jeżeli wogóle istnieją, wszystkie muszą być jednakowe, w przeciwnym bowiem razie moglibyśmy każdy kawałek siarki podzielić na części o własnościach niezupełnie jednakowych.

U. Gdyby nie istniało dość drobne sitko atomowe—wówczas wniosek ten niekoniecznie byłby słuszny.

N. Tak jest! Drobny jednak piasek od grubego oddzielać można nie tylko za pomocą przesiewania. Możemy osiągnąć to—również przez szlamowanie i t. p. procesy. Ponieważ zaś nie posiadamy żadnego środka pozwalającego na podział siarki lub innej substancji w stanie czystym — na cząstki o własnościach niezupełnie jednakowych, wniosek więc jeżeli nie jest ściśle dowiedziony, to w każdym razie jest prawdopodobny.

U. Ściśle dowiedzionym jednak nie jest.

N. Wszystkie prawa natury znajdują się w położeniu podobnem; każde z nich trwa dopóty, dopóki nie zauważy się przypadku, który mu przeczy.

U. Atomy są więc równie pewne jak prawa natury?

N. Wcale nie, prawa bowiem natury nie wypływają z dowolnego przypuszczenia, jak nauka o atomach, lecz wyrażają określone stosunki pomiędzy wielkościami realnymi i dającymi się zmierzyć. Powróćmy jednk do atomów i postarajmy się rozszerzyć wniosek wyprowadzony dla siarki.

U. Wiem już, że należy przyjąć, że każda substancja składa się z atomów jednakowych.

N. Dobrze. Jeżeli zaś atomy danej substancji są jednakowe—muszą one posiadać ciężar jednakowy.

U. Musi ona jednak być bardzo małą.

N. Czy jest małą, czy wielką — posiadać jednak musi wielkość określoną, jednakową dla wszystkich atomów danej substancji.

U. Tak, to jasne.

N. W dalszym ciągu, wiemy że istnieje prawo o zachowaniu pierwiastków. Chcąc wyrazić takowe, przyjęto uważać pierwiastki za istniejące w związkach w dalszym ciągu, tak, że atomy związków składają się z atomów elementarnych. Otrzymujemy w ten sposób obraz, który tłumaczy nam, iż dany związek tworzyć się może jedynie z tych pierwiastków, których atomy tworzą atomy związku.

U. A gdy dwa pierwiastki tworzyć mogą więcej niż jeden związek?

N. Wówczas ilość atomów, biorących udział w budowie atomów związku—jest różną. Jeżeli atom tlenu węgla składa się z jednego atomu węgla i jednego atomu tlenu —

U. Wówczas dwutlenek węgla na jeden atom węgla zawiera dwa atomy tlenu: w każdym więc wzorze chemicznym należy uważać wzór każdego pierwiastku za jeden atom.

N. Widzisz więc, że ciężary atomów muszą względem siebie znajdować się w takim stosunku, jak ciężary związkowe pierwiastków. Dlatego też ciężary związkowe nazywają się również ciężarami atomowymi.

U. Jeżeli nie wiemy napewno czy atomy istnieją, to jakimże sposobem określić możemy ciężary takowych?

N. Wątpliwości twoje powstają wskutek tego, że wyraziłem się może zanadto zwięźle. Zamiast „ciężary atomowe” należałoby mówić „stosunki ciężarów atomowych” lub „względne ciężary atomowe”, wyrażając przez to, że np. stosunek wagowy jednego atomu wodoru do jednego ato-

mu tlenu równa się 1,01 do 16,00. W tym samym stosunku znajdują się ciężary dowolnych ilości atomów wodoru do takich samych ilości atomów tlenu. Jeżeli więc atomy istnieją, to ciężary ich znajdować się muszą względem siebie w stosunku ciężarów związkowych, w przeciwnym bowiem razie nie moglibyśmy uważać tworzenia się związków za ugrupowanie się atomów elementarnych.

U. Jeżeli związki są złożone z atomów pierwiastków, to własności tych pierwiastków powinny by się znajdować i w związkach. Zdaje mi się jednak, że tak nie jest; w dwutlenku węgla nie widzę żadnej własności węgla. Co się zaś tyczy tlenu, to może niektóre znajdują się, lecz w każdym razie nie wszystkie.

N. Uwaga twoja jest zupełnie słuszną. Oprócz wagi (i masy) nic z własności pierwiastków nie pozostaje, gdy takowe tworzą związki; czasami jeden i ten sam pierwiastek, który powinienby się składać z atomów jednakowych, nie zawsze wykazuje własności jednakowe. Przypomnę tylko węgiel, djament i grafit.

U. Wszystkie te substancje są węglem, różnią się jedynie zawartością energii. Ale cóż będzie w danym przypadku z atomami?

N. Przyjętem zostało ogólnie przypuszczenie, że własności zależą od tego, jakim jest położenie wzajemne atomów w związku. Jeżeli masz dwa atomy, mogą one znajdować się od siebie w większej lub mniejszej odległości, jeżeli zaś masz trzy, wówczas układ ich może być bardzo różnorodny. Jeżeli przyjmiemy, że od tego właśnie zależą własności, możemy sobie wówczas wyobrazić, że związki posiadają mogą własności najrozmaitsze, których w pierwiastkach nie widzimy.

U. Ale przecież węgiel jest właśnie pierwiastkiem! To więc, co słyszałem, nie objaśnia wcale faktu, że węgiel napotyka się w kilku postaciach.

N. Otóż przypuszczają, że w przypadkach podobnych atomy węgla łączą się w grupy, zawierające nie jednakowe ilości atomów. Grupy takie złożone z atomów jednakowych odpowiadają grupom związków, złożonym z atomów różnych. Grupy takie nazywają się cząsteczkami (molekulami). Przypuszczają więc, iż węgiel, grafit i djament składają się z cząsteczek, które zawierają atomy węgla w ilości i układzie różnym.

U. Ileż więc atomów węgla znajduje się w cząsteczkach węgla, djamentu i grafitu?

N. Tego nie wiemy dotychczas. Później, studując gruntownie gazy, przekonasz się, że pojęcie „cząsteczki” posiada ściśle określone znaczenie i że jest bardzo użyteczne. Rzecz ma się tu podobnie, jak z nauką o atomach.

8. Prawo objętości gazów.

N. Musimy znów powrócić do naszego chlorowodoru; nauczony on nas jeszcze nie jednej rzeczy. W jakim stosunku znajdują się jego części składowe?

U. H posiada ciężar związkowy 1,01, zaś chlor 35,45; w 36,46 więc częściach chlorowodoru znajduje się 1,01 części wodoru i 35,45 części chloru.

N. Jakie są części te: wagowe czy też objętościowe?

U. Naturalnie wagowe.

N. Tak. W jakim jednak stosunku objętościowym łączą się dwa te gazy, tworząc chlorowódor, tego od razu nie wiemy, można to jednak zgóry obliczyć. Potrzeba tylko wiedzieć, jaką przestrzeń zajmują 1,01 g. wodoru i 35,45 g. chloru. W tym celu bierze się dowolna ilość wodoru i chloru i mierzy się zarówno ich wagę jak i objętość; możemy wówczas z łatwością obliczyć jaką przestrzeń zajmą ciężary związkowe.

U. W jaki sposób?

N. Wiesz już (I, 95), że jeden litr wodoru waży około $\frac{1}{11}$ g.; liczba dokładna wynosi 0,0901 g. Jeżeli więc 0,0901 g. zajmuje przestrzeń 1 litra, jaką będzie przestrzeń zajęta przez 1,01 g.?

U. $1,01/0,0901 = 11,210$ litra.

N. Dobrze; ograniczmy się na dziesiętnych, mamy więc 11,2 litra. Gęstość chloru równa się 0,00316. Jaką przestrzeń zajmują 35,45 g. chloru? Co to jest gęstość?

U. Gęstość równa się ciężarowi jednostki objętości, jednostką tą zaś jest centymetr sześcienny.

N. Tak; a więc 1 cm³ chloru waży 0,00316 g.

U. Litr więc chloru waży 3,16 g., czyli że 3,16 g. chloru zajmuje przestrzeń jednego litra; 35,45 g. chloru powinny więc zajmować przestrzeń $35,45/3,16 = 11,2$ litra. Otrzymujemy tą samą liczbę! To zdumiewające.

N. Cóż z tego wynika?

U. Że 1,01 g. wodoru i 35,45 g. chloru zajmują przestrzenie jednakowe.

N. Nie tylko to, lecz także, że przy tworzeniu się chlorowodoru — łączą się z sobą jednakowe objętości chloru i wodoru. Otóż chlorowódor posiada gęstość = 0,001625; jaką więc objętość posiada 36,45 g. chlorowodoru, utworzonego z 1,01 g. wodoru i 35,45 g. chloru?

$$U. \frac{36,46}{1,625} = 22,4 \text{ litra.}$$

N. Porównaj liczbę tą z poprzednimi.

U. Jest ona dwa razy większą. Cóż to znówu?

N. Widzisz tu pierwszy przykład nowego nadzwyczaj ważnego prawa natury. Spróbuj określić to, coś przed chwilą widział w sposób ogólnikowy.

U. Gdy chlor łączy się z wodorem, wówczas objętości ich są jednakowe.

N. Lepiej: chlor i wodór łączą się z sobą w równych objętościach. A chlorowódor?

U. Posiada objętość dwa razy większą.

N. Dobrze. Wszystkie inne związki zachowują się w sposób podobny, tylko że nie zawsze łączą się ze sobą objętości jednakowe, lecz stosunek takowych może być 1 : 2, 1 : 3, 2 : 3 i t. d. Stosunki objętościowe gazów, tworzących związek, wyrazić się dają za pomocą wyrazu: $m : n$; gdzie m i n oznaczają liczby całe i nader małe.

U. A więc zupełnie podobnie jak z ciężarami związkowemil

N. Nieinaczej; lecz i objętość związku utworzonego wykazuje również takie same proste stosunki względnie do objętości części składowych. Podaję tu gęstości pary i gazu całego szeregu substancji, które już znasz; oblicz jaką objętość w litrach zajmuje jeden ciężar związkowy każdej substancji.

	Gęstość:
Tlen	0,00143
Wodór	0,0000901
Woda	0,000804
Azot	0,00125
Tlenek węgla . . .	0,00125
Dwutlenek węgla .	0,00196

U. Należy w tym celu wagę związkową podzielić przez gęstość pomnożoną przez 1000.

N. Ułóż znów tablicę.

U.

Tlen	16	:	1,43	=	11,2
Wodór	1,008	:	0,0901	=	11,2
Woda	18,02	:	0,804	=	22,4
Azot	14	:	1,25	=	11,2
Tlenek węgla	28	:	1,25	=	22,4
Dwutlenek węgla	44	:	1,96	=	22,4

To dziwne, wszystkie liczby są albo 11,2 albo też 22,4.

N. Podług prawa, które przed chwilą poznałeś — tak być musi.

U. Dla czego? W każdym związku objętości gazów znajdują się w stosunkach prostych, z tego jednak nie wynika, by wszystkie ciężary związkowe dawały objętości jednakowe.

N. Owszem—wynika. Zaczniemy, przypuśćmy, od chloru: jeden litr chloru łączy się z jednym litrem wodoru. Lecz zarówno wodór jak i chlor są w stanie utworzyć inne związki np. wodór z tlenem. I do nich stosuje się prawo powyższe; jeden litr wodoru połączyć się może jedynie z jednym lub też wielokrotną ilością litrów tlenu i t. d. Jeżeli więc jeden litr jakiegokolwiek gazu poddasz działaniu chemicznemu innych gazów, wówczas ilości wszystkich innych gazów, zarówno elementarnych jak i złożonych, otrzymywanych zeń przez połączenie, rozłożenie, przemianę — wyrażają się okrągłą liczbą litrów. Jeżeli zaś zamiast jednego litra weźmiemy 11,2 litra wówczas oczywiście rezultat będzie zupełnie podobny.

U. Jest to zupełna analogja z ciężarami związkowymi.

N. Tak. Jaki jest więc stosunek wzajemny gęstości i ciężaru związkowego?

U. Gęstości rozmaitych gazów są wagami jednego cm^3 , a więc jednakowych objętości. Objętości jednakowe łączą się, a więc stosunek gęstości równa się stosunkowi ciężarów związkowych.

O. Jednak, czasami występuje jeszcze czynnik 2. Ciężar związkowy wodoru jest 11,2 razy większy od gęstości gazu, ciężar zaś związkowy wody równa się dwukrotnej gęstości jej gazu resp. pary.

U. Skąd to pochodzi? Czy nie możnaby obrać ciężarów związkowych, tak by wszystko było w porządku?

N. Nie, nie można — z powodu istotnych stosunków objętościowych. Jedna część objętościowa wodoru i jedna chloru dają dwie części objętościowe chlorowodoru. Gdyby gęstości były tylko wprost proporcjonalne do ciężarów zwią-

kowych, wówczas chlorowódor powinienby zajmować jedną objętość nie zaś dwie. Ponieważ jednak dzieje się to drugie, nie możemy więc w żadnym razie brać ciężarów związkowych tak, by były wprost proporcjonalne do gęstości gazów. Dlatego chemicy utworzyli nowe pojęcie ciężaru molowego*). Pod nazwą tą rozumiemy wagę 22,4 litrów substancji gazowej.

U. Jest to więc w większości przypadków to samo co ciężar związkowy.

N. Przyjrzyj się tablicy i powiedz, gdzie równa się ona ciężarowi związkowemu i gdzie nie.

U. W związkach ciężar molowy równa się ciężarowi związkowemu, w pierwiastkach zaś nie.

N. Co do danej tablicy — słusznie. Nie posiada to jednak znaczenia ogólnego. W jaki sposób pisać należy wzory pierwiastków, aby każdy z nich reprezentował ciężar molowy czyli wagę 22,4 litrów?

U. Należy podwoić wzory wszędzie tam, gdzie stary wzór odpowiada tylko 11,2 litrom.

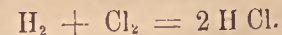
N. Bardzo dobrze. Wzory zastosowane do jednego ciężaru molowego nazywają się wzorami cząsteczkowymi (molekularnymi). Napisz mi więc wzór cząsteczkowy wodoru lub chloru.

U. 2H i 2Cl .

N. Tak się nie pisze, pisze się natomiast H_2 i Cl_2 . Napisz równanie dla tworzenia się chlorowodoru z pierwiastków.

U. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = \text{H}_2\text{Cl}_2$.

N. Znów źle! Wzór cząsteczkowy chlorowodoru jest taki sam, jak i zwyczajny, ponieważ 36,47 g. zajmuje już przestrzeń 22,4 litrów. Należy więc pisać:



Równanie to wykazuje nie tylko stosunki wagowe lecz i objętościowe substancji, biorących udział w reakcji. Ponieważ obraliśmy wzory molowe tak, że odpowiadają jednakowym objętościom różnych gazów, przeto liczby stojące w równaniu przed poszczególnymi wzorami — oznaczają ilość jednostek objętości, wchodzących tu w grę. Równanie odczytać więc można również w taki sposób: jedna część objętościowa gazu wodorowego i jedna chlorowego dają dwie części objętościowe gazu chlorowodorowego.

*) Wielkość tą nazywają zwykle ciężarem cząsteczkowym m, pierwszej jednak nazwie należy oddawać pierwszeństwo.

U. Widzę, że równanie z wzorami molowemi mówi więcej niż równanie z wzorami zwyczajnemi. Skąd jednak możemy wiedzieć że dane równanie zawiera wzory molowe?

N. Poznajemy to zwykle po tem, że wzory pierwiastków są podwojone; zamiast więc np. 2 Cl mamy Cl₂. Poza tem, gdzie tylko można—używa się zawsze wzorów molowych; znaków zaś specjalnych, oznaczających wagi molowe, nie posiadamy.

U. A dlaczego nie piszą tylko wzorów molowych?

N. Ponieważ niektóre tylko substancje znamy w stanie gazu resp. pary. Pojęcie ciężaru molowego opiera się na znajomości gęstości pary lub gazu.

U. Przecież gęstość gazu jest zmienną, również jak przestrzeń, którą zajmuje, zależną jest od zmian temperatury i ciśnienia; jakim więc sposobem tak proste prawo może się stosować do wielkości zmiennych?

N. Mówiliśmy już o prawidłach, podług których przyjęto wyrażać gęstość gazów: gęstość oznaczamy przy ciśnieniu jednej atmosfery i temperaturze 0° C.

U. Lecz gdy w tych warunkach para przechodzi w ciecz lub ciało stałe jak, np. para wodna?

N. Wówczas właśnie porównujemy objętości w innych, odpowiednich warunkach temperatury i ciśnienia. Wszystkie bowiem gazy zmieniają objętość swą jednakowo, gdy zmieniamy ciśnienie i temperaturę. Jeżeli więc ilości wodoru i chloru łączące się z sobą, tworząc chlorowodór, zajmują w 0° i pod ciśnieniem jednej atmosfery przestrzenie jednakowe, to i w temperaturze 300° i pod ciśnieniem $\frac{1}{10}$ atmosfery, przestrzenie te będą jednakowe (choć oczywiście nie te same, co przedtem; stosuje się to do wszystkich temperatur i wszystkich ciśnień, pod warunkiem jedynie, że gazy, które porównujemy ze sobą, znajdują się w jednakowych warunkach co do temperatury i ciśnienia. Przyjrzyjmy się teraz całej tej sprawie z innej strony. Prawo powyższe sformułować możemy również w taki sposób: jeżeli weźmiemy taką ilość gramów substancji dowolnych, które zamienić możemy w gaz lub parę, ile jedności zawiera ich ciężar molowy, i zamienimy takowe w parę lub gaz pod jednakowym ciśnieniem i w jednakowej temperaturze, wówczas zajmują one przestrzenie jednakowe.

U. Czy to jakie nowe prawo?

N. Nie, to jest to samo prawo. Jeżeli zamiast ciężarów molowych weźmiemy zwyczajne ciężary związkowe, wówczas większość substancji (mianowicie złożonych) zajmuje również przestrzenie jednakowe, niektóre jednak (miano-

wicie pierwiastki) zajmują tylko połowę tej przestrzeni, niektóre zaś nawet tylko $\frac{1}{4}$, $\frac{1}{6}$ lub $\frac{1}{8}$.

U. Jaki istnieje związek pomiędzy tem prawem i dawniejszem?

N. Bardzo prosty. Ponieważ procesy chemiczne odbywają się w stosunku ciężarów związkowych (lub ich wielokrotnych), ciężary zaś związkowe zajmują jako gazy przestrzenie jednakowe (lub znajdujące się w stosunkach prostych), przeto procesy chemiczne, odbywające się pomiędzy gazami, odbywają się pomiędzy ich objętościami, znajdującymi się w stosunkach prostych. Chemikom jednak i w tem nawet oświetleniu sprawa nie wydała się dość wyraźną — związali ją przeto z hipotezą atomową. Postawiono najpierw wniosek następujący: ponieważ gęstości pierwiastków gazowych znajdują się w stosunku ich ciężarów atomowych, przeto jednakowe objętości różnych gazów zawierają jednakowe ilości atomów.

U. Wniosek ten wydaje się zbyt śmiałym.

N. Jest on jednak z pewnego punktu widzenia—słusznym. Przecież gęstości równają się ciężarom jednakowych objętości. Jeżeli więc wagi 1 cm³ wodoru i 1 cm³ chloru znajdują się w stosunku 1,01 do 35,45, ciężary zaś jednego atomu wodoru i jednego atomu chloru znajdują się również w stosunku 1,01 do 35,45, to w 1 cm³ wodoru musi się znajdować tyleż atomów, co w 1 cm³ chloru, w przeciwnym bowiem razie stosunek wagowy byłby inny. Ze związkami rzecz się ma inaczej, ponieważ stosunek gęstości wodoru do gęstości chlorowodoru nie jest 1,01 : 36,46 lecz 2,02 : 36,46. Jest to ten sam szkopał, na który już raz natrafiliśmy (II, 45). Przyjęto zatem, że i atomy substancji elementarnych łączą się w pary lub grupy i tworzą związki, złożone z atomów jednakowych, zupełnie podobnie jak w związkach złożonych, w których grupy atomowe składają się z atomów różnorodnych. Związki takie nazywamy cząsteczkami (molekulami) i stąd pochodzi nazwa ciężaru cząsteczkowego czyli, w skróceniu—molowego. Możemy więc teraz powiedzieć: równe objętości dowolnych gazów lub par zawierają równe ilości cząsteczek oddzielnych substancji (przy tej samej temperaturze i ciśnieniu).

U. Jest tu to samo co z nauką o atomach.

N. Tak, ale jest to wielkiem ułatwieniem dla pamięci. Okazało się również, iż stosunki wzajemne i przemiany rozmaitych substancji dają się przedstawić bardzo dokładnie i dogodnie, jeżeli ułożymy wzory w taki sposób, że będą odpowiadały objętości 22,4 litra (pomiaru w stanie normalnym)!

Wskutek tego hipoteza cząsteczkowa zyskała w nauce rozgłos i znaczenie takie same, jak i hipoteza atomowa, i cała chemia współczesna została w myśl tej hipotezy rozwiniętą i przedstawioną.

U. Ale przecież zaledwie mała część znanych nam substancji znaną jest w stanie pary lub gazu.

N. Tak; znaleziono jednak, że prawa rządzące gazem stosują się również i do substancji rozpuszczonych (zamienionych w roztwór—zamiast zamienionych w parę) i wskutek tego stało się możliwym rozciągnięcie pojęcia o ciężarze cząsteczkowym na wszystkie prawie substancje. Ale najpierw trzeba poznać jeszcze całą masę innych substancji, zanim prawo to będzie można zrozumieć.

9. Elektroliza.

N. O czym mówiliśmy wczoraj?

U. Że ciężary związkowe gazów zajmują przestrzenie jednakowe.

N. Należy jednak powiedzieć: zamiast „ciężary związkowe”—„ciężary molowe” i dodać, że te ostatnie albo równają się ciężarom związkowym, lub też reprezentują liczby wielokrotne tych ciężarów.

U. A czy nie bywa tak, że ciężar molowy jest ułamkiem ciężaru związkowego?

N. Nie, obrano bowiem przestrzeń 22,4 litrów dlatego właśnie, żeby z żadnymi ułamkami nie mieć do czynienia. Gdyby obrano 11,2 litra, wówczas należałoby zaopatrzyć wzory wszystkich prawie związków w czynnik $\frac{1}{2}$, gdybyśmy chcieli podać ilość, którą ta przestrzeń zajmuje.

U. Ale mogliśmy równieź obrać 44,8 lub 67,2 litra?

N. Wówczas jednak do wszystkich wzorów cząsteczkowych przybyłyby czynnik 2 lub 3. Byłoby to powikłaniem zupełnie niepotrzebnem. Mówiliśmy dotychczas tylko o przypadku najprostszym — łączenia się dwóch gazów w objętościach jednakowych. Będziemy mieli wkrótce do czynienia z przypadkiem bardziej skomplikowanym. Oblicz teraz stosunki objętościowe, opierając się na następujących gęstościach, które znaleziono na drodze doświadczalnej.

	Gęstość:
Wodór	0,000090
Tlen	0,00143
Para wodna	0,000805

U.

Wodór	1,01/0,000090=11,2 litra
Tlen	16,00/0,00143 =11,2 „
Para wodna	18,02/0,000805=22,4 „

a więc jednakowe objętości wodoru i tlenu dają podwójną objętość pary wodnej. Mamy więc tu zupełnie to samo, cośmy widzieli przy chlorowodorze.

N. Obliczenie to nie jest dobre. Jaki jest wzór wody i równanie chemiczne, podług którego odbywa się proces tworzenia się wody z pierwiastków?

U. $2\text{H} + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$.

N. Tak. Wodór posiada wzór molowy H_2 , ponieważ jeden ciężar związkowy wodoru zajmuje tylko 11,2 litra. A jak ma się rzecz z tlenem?

U. 16,00 g. tlenu zajmują przestrzeń 11,2 litra, należy więc również pisać O_2 aby otrzymać 22,4 litra.

N. A para wodna?

U. Zajmuje ona 22,4 litra, nie potrzeba więc wzoru podwajać.

N. Napisz teraz równanie dla tworzenia się wody we wzorach molowych.

U. Powinno być $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

N. Dobrze. A co oznacza to w stosunku do przestrzeni?

U. Dwie objętości wodoru i jedna objętość tlenu dają dwie objętości pary wodnej. Ale czy nie można dojść tego samego z obserwacji bezpośredniej?

N. Owszem. Rozłożymy wodę i zbierzemy obie jej części składowe, każdą z osobna.

U. W jaki sposób? Postępowaliśmy dotychczas zawsze tak, że chcąc wydzielić wodór, wiązaliśmy tlen.

N. Wykonam to za pomocą prądu elektrycznego. Prąd ten, przechodząc przez jakikolwiek bądź roztwór soli, kwasu lub zasady, rozkłada je na części składowe.

U. Wskutek czego odbywa się to?

N. Prąd elektryczny może wykonać pracę chemiczną, wydzielając pierwiastki ze związków.

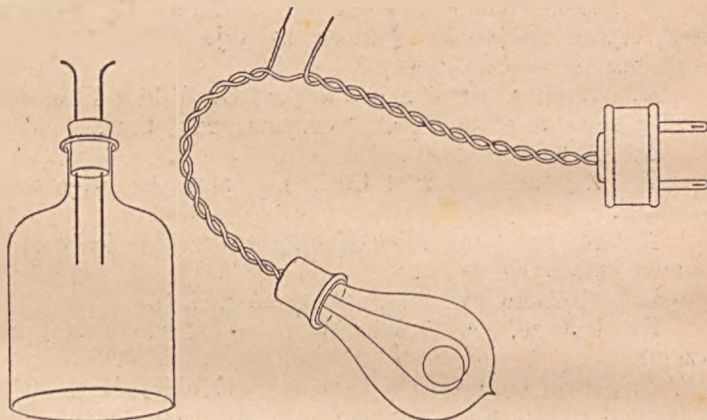
U. Czy można używać w tym celu prądu, służącego do lamp elektrycznych?

N. Można, zostawimy jednak lampę w spokoju, prąd bowiem byłby za silny. Rozcinam jeden z izolowanych drutów, łączących kontakt szpilkowy z lampą (rys. 9) zdejmując z końców warstwę izolacyjną i każdy z nich łączę z dobrze oczyszczonym kawałkiem drutu żelaznego. Druty żelazne

przechodzą przez korek tego małego przyrządu (rys. 8), który składa się z odwróconej flaszki, z dnem odciętem.

U. W jaki sposób odciąć dno?

N. Robię nożem na szkłe kresę (I, 50) idącą w kierunku, w którym szkło ma być rozcięte, przywiązuję następnie dokoła flaszki dwa pasy zmoczonego papieru tak, aby kresa leżała pomiędzy nimi i aby odległość pomiędzy jednym pasem i drugim wynosiła od 0,3 do 0,5 centymetrów. Gdy następnie flaszę obracać nad płomieniem tak, by przestrzeń pomiędzy pasami papierowymi została mocno ogrzana, wówczas po upływie krótkiego czasu szkło pęka akurat po linii żądanej.



Rys. 8.

Rys. 9.

U. Dlaczego?

N. Mówiliśmy już (I, 13), że szkło ogrzewane nierównomiernie, pęka wskutek tworzenia się napięć wewnętrznych. Obecność mokrych pasów papierowych ogranicza przestrzeń ogrzewaną do wąskiego paska pomiędzy nimi; kresa na szkłe ułatwia pęknięcie. Teraz trzeba wygładzić ostre brzegi za pomocą pilnika. Wlewam zatem do naczynia naszego roztwór wodorotlenku sodowego i zamykam prąd za pomocą kontaktu szpilkowego: po krótkim czasie tworzą się u obu drutów pęcherzyki gazu, które unoszą się do góry.

U. Proszę mi to objaśnić!

N. Z czego składa się wodorotlenek sodu?

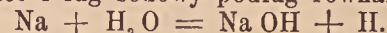
U. Z sodu, wodoru i tlenu; posiada on wzór Na OH.

N. Dobrze. Otóż prąd elektryczny rozkłada go w taki sposób, że na jednym drucie wydziela się sól, na drugim zaś—hydroksyl.

U. Nie widzę jednak ani jednego ani drugiego.

N. Sól działa na wodę, co tworzy się przytem?

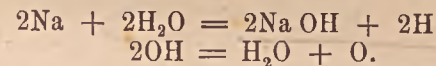
U. Wodór i ług sodowy podług równania:



N. Dobrze. Wodór więc wydziela się z wody, ług zaś sodowy tworzy się napowrót.

U. Lecz co się dzieje z hydroksylem?

N. Nie może on również istnieć samodzielnie; rozpada się więc na wodę i tlen—podług równania $2 \text{OH} = \text{H}_2\text{O} + \text{O}$. Aby 2OH mogło wydzielić się na jednym drucie — na drugim wydzielić się musi również 2Na i mamy jednocześnie:



Po lewej stronie są razem pierwiastki dwóch cząstek sodu i dwóch cząstek wody; dwie części sodu znajdują się po prawej stronie równania — zamiast jednak dwóch części wody widzisz tu tylko jedną; druga rozłożyła się na wodór i tlen. Prąd rozłożył więc początkowo ług sodowy — inne jednak reakcje odbyły się w taki sposób, że ług sodowy utworzył się napowrót i rozłożoną została jedynie woda. Możemy przeto uważać cały proces za rozkład wody.

U. Czy można postępować z wzorami w taki sposób?

N. Owszem, można, rzecz prosta iż musiało upłynąć sporo czasu, zanim cała ta sprawa została zrozumianą jak należy. Pozostawmy jednak wszystko to na razie i poprzestańmy na tem, iż w końcu rozkłada się jedynie woda. Jeden z gazów wydzielających się na drutach jest tlenem, drugi zaś wodorem i oba te gazy tworzą się w takim samym stosunku, w jakim dają wodę, mianowicie 2H i O .

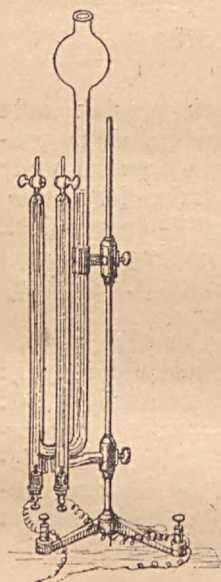
U. Czy nie można tego zobaczyć?

N. Owszem. Musimy w tym celu zebrać gazy wydzielające się. Bierzemy do tego rurki szklane w postaci biuretek, z tą jedynie różnicą, iż zaciski znajdują się u góry, zanurzamy je końcami otwartymi w ciecz i napełniamy, przyczem kran z początku się otwiera, ciecz wciąga ustami do rurki i w chwili odpowiedniej kran zamyka, bacząc by nic z cieczy do ust się nie dostało.

U. Czy ciecz ta jest trującą?

N. Niekoniecznie, posiada jednak smak bardzo nieprzyjemny i jest dość żrącą. Umocowujemy teraz obie rurki w taki sposób, by gaz mógł się w nich zbierać. Zobaczysz, że w jednej rurce zbiera się znacznie więcej gazu niż w drugiej.

U. Ten gaz w większej ilości to chyba wodór?
 N. Tak, w drugiej zaś rurze znajduje się tlen.
 U. Wyglądają one jednak zupełnie jednakowo.
 N. Postaramy się je odróżnić. Aby obie rury mógł wyjąć bezpieczne, bez utraty gazu — mam tu korek przymocowany do grubego drutu zgiętego. Zatykam korkiem tym otwór rury pod powierzchnią cieczy i mogę rurę tę przenieść do innego naczynia (rys. 11). Wstawiam teraz obie rury do dużego naczynia z wodą i można się łatwo przekonać na oko, iż jedna rura zawiera prawie dwa razy więcej gazu niż druga.



Rys. 10.

U. Czy nie można zmierzyć tego dokładnie?

N. Można; zabrało by to nam jednak zawiele czasu i fatygi. Takie pomiary dokładne zostały już dokonane i okazało się, że chociaż stosunek jest bardzo blizkim 2 : 1, nie jest on nim jednak zupełnie ściśle*).

U. Od czegoż to zależy?

N. Od tego, że same prawa gazowe nie są zupełnie ściśle (I, 140). Stosunek staje się tem bliższy 2 : 1 im mniejsze jest ciśnienie. Ze wzrostem jednak ciśnienia — tlen zmniejsza objętość swą szybciej niż wodór i dlatego na dwa wodory przypada zamiast jednego tlenu, — liczba tem mniejsza, im ciśnienie jest większe. Różnica jest jednak zawsze bardzo niewielka.

U. Zapalimy teraz wodór!
 N. Dobrze; zanurzam rurę w wodzie aż do kranu, zbliżam do otworu zapaloną zapałkę i otwieram kran.
 U. Już się pali!
 N. Charakterystycznym bladym płomieniem.
 U. A tlen?
 N. Postępujemy podobnie jak z wodorem i puszczamy gaz na tlejące drewnieko — i drewnieko się pali.

*) Elektrolizę wody najdogodniej wykonać w przyrządzie zwanym woltametrem, którego rysunek zamieszczamy (rys. 10). (Przyp. tłumacza).

U. Chętnie bym chciał sam przerobić doświadczenie to, ale w domu niema urządzenia elektrycznego.

N. Postaraj się w takim razie o trzy ogniwa galwaniczne lub jeszcze lepiej — o dwa akumulatory naładowane. W nich trzeba stale łączyć bieguny różnoimienne z sobą, pierwszy zaś i ostatni z drutami żelaznymi. Lepiej jednak, odłożyć to wszystko na później, gdy będziesz umiał obchodzić się z ogniwami galwanicznymi.

U. Czy w sposób podobny nie możnaby rozkładać innych substancji, na przykład kwasu solnego? Powinniśmy otrzymać jednakowe objętości wodoru i chloru.

N. Masz słusność; doświadczenie to przedstawia jednak pewne niedogodności, ponieważ chlor nie wydziela się jako gaz, lecz rozpuszcza się w kwasie solnym. Potrzeba zaś dużej ilości chloru do nasycenia kwasu solnego. Szkoda, że doświadczenie to nie daje się wykonać tak łatwo, jak rozkład wody, tu bowiem chlorowódz rozkłada się bez reakcji ubocznych na swoje części składowe: chlor i wodór. Nie należy jednak używać przytem drutów żelaznych dla doprowadzenia prądu do kwasu solnego, ten ostatni rozpuszcza je bowiem.

U. Co biorą na ich miejsce?

N. Najlepiej cienkie sztabki węgla sztucznego, takie, jakich używają do lamp elektrycznych. Chodzi tu bowiem o pewien rodzaj energii, który może być otrzymywany z pracy (w dynamomaszynie i w zwykłej maszynie do elektryzacji) i może się przemieniać w rozmaite inne rodzaje energii. Najważniejszym przejawem energii tej jest prąd elektryczny, płynący w przewodnikach.

U. A cóż płynie tym prądem?

N. Ilości elektryczności, lub też wyrażając się krócej — elektryczność.

U. Nic jednak w drucie nie widzimy!

N. Jeżeli weźmiesz rurę szklaną, przez którą przepływa woda, to również nic nie będziesz widział, zobaczysz wówczas dopiero, gdy w wodzie tej zjawi się pęcherzyk powietrza lub inne ciało obce. Bieg wody w rzece jest również widzialny jedynie dzięki przedmiotom, które prąd wody porusza. Zarówno prąd wody, jak i prąd elektryczny w stanie są wykonywać pracę. Praca ta jest tem większą im większą jest ilość elektryczności, a także im większem jest ciśnienie, pod którym prąd się porusza. Ciśnienie to nazywamy napięciem a jednostkę jego volt'em. Jednostka elektryczności nazywa się Coulomb'em, praca zaś prądu wy-

raza się przez iloczyn z ilości voltów przez ilość coulomb'ów. Istnieją specjalne przyrządy, wykazujące ilość zarówno pierwszych jak i drugich.

U. Widziałem takie przyrządy, na niektórych wyczałem nazwę volt, nigdzie jednak nie widziałem napisu: Coulomb.

N. Widziałeś jednak z pewnością nazwę: amper. Pochodzi to stąd, że chodzi nietylko o ilość elektryczności przenoszonej przez prąd, lecz i o czas, w przeciągu którego się to odbywa. Duża rzeka i mały strumyk dać mogą jednakowe ilości wody, jeżeli pozwolimy pierwszej płynąć krótko, drugiemu zaś długo. Wprowadzono więc specjalną miarę dla siły prądu w przeciągu jednej sekundy: nazywa się ona amperem. Amper jest to prąd unoszący jeden coulomb w przeciągu jednej sekundy. Dla spamiętania napiszmy:

Jednostka elektryczności = coulomb

„ siły prądu = amper = $\frac{\text{coulomb}}{\text{sekunda}}$

„ napięcia = volt.

Możemy również zmusić prąd do wykonania pracy chemicznej, przepuszczając go przez roztwór soli.

U. Czy nie może on przepłynąć przez roztwór jak po drucie?

N. Nie może. Jest to to samo, jak gdyby skierować prąd wody na koło wodne lub turbinę. Woda, chcąc przejść przez koło, musi je koniecznie wprawić w ruch.

U. A co prąd elektryczny porusza w roztworach soli?

N. Części składowe soli. Różnica pomiędzy prądem wody i prądem elektrycznym jest ta, iż pierwszy płynie w jednym tylko kierunku, prąd zaś elektryczny jest prądem podwójnym, w którym ilości elektryczności dodatniej płyną w jednym kierunku, ujemne zaś w przeciwnym.

U. Jakżeż to jest możliwem, by oba rodzaje elektryczności płynęły po drucie w kierunkach przeciwnych i nie przeszkadzały sobie jednocześnie?

N. Możemy to sobie doskonale uprzytomnić. Jeżeli na gładkiej powierzchni stawu wywołamy jednocześnie w dwóch miejscach falowanie, to fale te przejdą w kierunkach przeciwnych — przez siebie, — nie przeszkadzając sobie.

U. Tak, to prawda.

N. Pomyśl też o pasie rzemiennym, przenoszącym pracę od jednej maszyny do drugiej; zawsze połowa pasa porusza się w jednym, połowa zaś w przeciwnym kierunku.

Jeżeli oba pasy umieścimy pod nakryciem — wówczas można mieć zupełnie dobre wyobrażenie o prądzie elektrycznym.

U. Tak; lecz są to wszystko tylko obrazy i porównania.

N. Dalej zająć nie możemy, ponieważ brak nam narzędzia zmysłowego dla bezpośredniego wykrycia obecności elektryczności; za pomocą jednak rachunku możemy zupełnie prawidłowo i dokładnie przedstawić stosunki elektryczne — nie potrzeba nam do tego obrazów. Otóż mówiłem, że części składowe soli prąd elektryczny unosi w dwóch przeciwnych kierunkach: metale poruszają się w kierunku elektryczności dodatniej, chlor zaś i inne odpowiednie pierwiastki lub związki — w kierunku przeciwnym. Ponieważ metale wędrują z prądem dodatnim, nazywają się one dodatnimi częściami składowymi soli, pozostałe zaś części składowe — ujemnymi. Pierwsze nazywają się również kationami, ostatnie zaś — anionami.

U. Co znaczą te nazwy?

N. Jon — znaczy wędrowiec, przystawki zaś kat i an oznaczają z góry i pod górę. Części składowe dodatnie wędrują z prądem, a więc w dół prądu, ujemne zaś przeciw prądowi. Nazwy te wzięte zostały z języka greckiego. Na zakończenie — wymienię ci kilka terminów naukowych. Rozkład chemiczny, odbywający się pod wpływem prądu elektrycznego, nazywa się elektrolizą, substancje zaś, które prąd rozkłada — elektrolitami. Kationy i aniony posiadają nazwę wspólną — jonów. Każdy elektrolit składa się z jonów, a mianowicie każdy zawiera zarówno kation jak i anion. Rozkład odbywa się w taki sposób, że jony nagromadzają się u tych przewodników, które prąd doprowadzają do cieczy; przewodniki te nazywają się elektrodami — przytem katodą ta elektroda, u której wydzielają się kationy, anodą zaś ta u której wyładowują się aniony. Nazwy te trzeba pamiętać.

10. Kwasy.

N. Proszę mi powtórzyć cośmy mówili o elektryczności.

U. W elektrolitach — elektryczność dodatnia wędruje z kationami, ujemna zaś z anionami. Jony zostają więc zabrane i wydzielone tam, gdzie prąd do elektrolitu wchodzi i tam gdzie go opuszcza. Miejsca te nazywają się elektrodami.

N. Dobrze, gdy jednak przypomnisz sobie procesy przy elektrolizie ługu sodowego, przekonasz się, że wyładowanie się jonów na elektrodach nie zawsze jest widzialne; otrzymuje się czasami produkty przemian chemicznych — jonów, jeżeli te ostatnie w danych warunkach są nietrwałe.

U. Od czego to zależy?

N. Zależy od warunków. Takie np. substancje, które działają chemicznie na wodę, nie mogą, rzecz prosta, utworzyć się w wodzie; i takie jony, które po wydzieleniu się istnieć nie mogą, jak np. OH muszą zamienić się w inne substancje trwalsze. Większość zjawisk występujących przy elektrolizie znajduje w regule powyższej objaśnienie wystarczające. Pomówimy teraz o kwasie siarczanym, o którego rozcieńczonym roztworze wodnym już mówiliśmy. Czy pamiętasz wzór tego kwasu?

U. Wzór jego jest H_2SO_4 .

N. Co to znaczy?

U. To znaczy, że kwas siarczany składa się z dwóch ciężarów związkowych wodoru, jednego siarki i czterech — tlenu.

N. A w częściach wagowych?

U. Zajrzą do tablicy (II, 29). Mamy więc:

Wodór . . .	2,02
Siarka . . .	32,06
Tlen	64,00

N. Dobrze. Substancja o składzie, prawie zupełnie odpowiadającym powyższemu — znajduje się w tej oto flaszy.

U. Wygląda to jak woda.

N. Weź ją do ręki i poruszaj zlekka.

U. Jest ona znacznie cięższą niż woda i przytem porusza się znacznie wolniej; podobniejsze to do oleju.

N. Tak jest. Kwas siarczany posiada gęstość 1,85, jest więc prawie dwa razy cięższy niż woda. Wlewam do kolby z wodą nieco kwasu siarczanego. Dotknij kolby ręką.

U. Kolba jest zupełnie gorąca.

N. Tak. Gdy zmieszamy kwas siarczany z wodą wydziela się przytem ogromna ilość ciepła.

U. Jakaż jest tego przyczyna?

N. Pomiedzy kwasem siarczanym i wodą zachodzą procesy chemiczne, które poznasz później dokładnie, wydzielają się przytem ciepło. Możesz to również wyrazić w taki sposób: kwas siarczany i woda posiadają zosobną więcej

energji niż po zmieszaniu. Ten nadmiar energii występuje właśnie jako ciepło.

U. Mamy więc tu to samo, co przy spalaniu się. Przed spaleniem się, substancje zawierają więcej energii niż po spalaniu.

N. Bardzo słusznie. W związku z tem znajduje się fakt, że kwas siarczany pochłania wodę wszędzie, gdzie ją tylko znajdzie. Gdy umieścimy go na powietrzu w naczyniu otwartem, rozcieńcza się on wówczas, osuszając powietrze, z którego pochłania parę wodną. Dlatego też w zimie umieszcza się kwas siarczany pomiędzy oknami podwójnemi, aby okna nie zamarzały.

U. To chyba dlatego, że jeżeli w powietrzu nie będzie wody to nie będzie ona mogła osiadać jako lód na szybach.

N. Doskonale, to właśnie miałem na myśli. Należy jednak przytem brać pod uwagę, że kwas siarczany łącząc się z wodą, znacznie powiększą swą objętość; naczynia więc należy napełniać jedynie do jednej czwartej, w przeciwnym bowiem razie kwas się przelewa i tworzy brzydkie plamy.

U. Wskutek czego?

N. Ponieważ kwas siarczany jest kwasem silnym, łączy się on przeto z zasadami i rozkłada sole, które napotyka. Pomówimy wkrótce o tem wyczerpująco. Występuje przytem na jaw dążność jego do łączenia się z wodą. Umieszczam kroplę tego kwasu na desce; widzisz, że po upływie krótkiego przeciągu czasu — utworzyła się czarna plama.

U. Wygląda to tak, jakby drzewo zostało zwęglone.

N. Jest to też coś zbliżonego do tego. Drzewo składa się z węgla, wodoru i tlenu, przytem dwa ostatnie pierwiastki znajdują się w drzewie w takim samym stosunku jak w wodzie. Kwas siarczany zabiera wodór i tlen pod postacią wody, węgiel zaś pozostaje. Rozcieńczony kwas siarczany działa również niszcząco. Kropla kwasu tego umieszczona na papierze, w połowie zasycha, reszta zaś wsiąka w papier, przemieniając takowy w kruchą masę. Możesz się o tem przekonać, dotknąwszy się miejsc tych roztworem lakmusu lub też przyciskając wilgotny niebieski papier lakmusowy.

U. Tak, papierek stał się czerwonym.

N. Dowodzi to, że mamy tu do czynienia z kwasem. Ponieważ nie wszystkie kwasy działają tak niszcząco, — mamy tu więc prawdopodobnie przed sobą kwas siarczany. Z kwasem tym obchodzić się należy ostrożnie. Wszyscy

prawie początkujący w nauce chemji — niszczą książki swe kwasem siarczanym.

U. A czy niema już na to lekarstwa?

N. Jest, a nawet bardzo proste. Wystarcza przemienić kwas siarczan w inny związek, nie żrący, np. w jakąkolwiek sól. Sole nie są żrące.

U. Można zobojętnić te miejsca ługiem sodowym.

N. Nieźle, ale nie zupełnie dobrze. Gdy zwilżysz miejsca te ługiem sodowym, wówczas zobojętnisz wprawdzie kwas siarczan, pozostanie jednak nadmiar ługu, który również działa żrąco.

U. Więc cóż zrobić?

N. Weź octan sodu. Tworzy on z kwasem siarczanym siarczan sodu i wolny kwas octowy. Ten ostatni zaś na papier nie działa; jest on lotny i ulatnia się wkrótce. Objaśnię ci to najlepiej za pomocą kilku wzorów. Kwas octowy jest jako kwas związkiem wodorowym; oznaczmy go wzorem HA, gdzie A oznacza pierwiastki, znajdujące się w kwasie obok wodoru. W takim razie sól sodowa kwasu octowego posiada wzór Na A. Dlaczego?

U. Ponieważ sól tworzy się z kwasu, przez zastąpienie wodoru metalem (str. 12).

N. Dobrze. Działam teraz na sól tą kwasem solnym.

U. Dlaczego nie siarczanym?

N. Bo tak będzie najprościej. Kwas siarczan weźmiemy później. Mamy wówczas równanie:



Odczytaj równanie to w słowach!

U. Octan sodu i chlorowódor dają chlorek sodu i... kwas octowy.

N. Tak. Wyprowadzić możesz z tego prawo ogólne: aby otrzymać z soli kwas odnośny, należy sól tą rozłożyć za pomocą innego kwasu.

U. W takim razie możnaby też otrzymać kwas solny z chlorku sodowego i kwasu octowego.

N. Poruszyłeś tu nader trudne pytanie, nad rozwiązaniem którego — chemicy aż do najnowszych czasów łamali głowę. Ogólnie biorąc — masz słusność. Każdy kwas rozkłada w ten sposób każdą sól. Ale ilość tworzącego się przytem kwasu jest w poszczególnych przypadkach — różną.

U. Zdawało mi się iż tworzy się go tyle, ile wypada z równania chemicznego.

N. Nie; tyle nie tworzy się nigdy bezpośrednio. Przeciwnie — obecne są zawsze wszystkie cztery substancje wchodzące w skład równania. Gdy jednak jedna z substancji tych jest lotną, jak w naszym przypadku — kwas octowy — wówczas wydziela się ona i pozostaje ta substancja, która po tej samej stronie równania znajdowała się obok niej, w naszym więc przypadku — chlorek sodu.

U. Czy z kwasem siarczanym rzecz się ma inaczej.

N. Inaczej, ale tylko pozornie. Kwas siarczan zawiera dwa ciężary związkowe wodoru, mogące być zastąpione przez metal i wskutek tego działa na dwa ciężary związkowe octanu sodowego. Równanie brzmi:



To o czemśmy mówili, daje nam również teoria tworzenia się kwasu solnego. Napisz mi równanie dotyczące działania kwasu siarczanego na chlorek sodu.

U. $\text{H}_2 \text{SO}_4 + \text{Na Cl} \dots$

N. Pamiętaj, że kwas siarczan zawiera dwa ciężary związkowe wodoru.

U. Tak, to prawda. A więc $\text{H}_2 \text{SO}_4 + 2 \text{Na Cl} = \text{Na}_2 \text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$.

N. Słowami?

U. Kwas siarczan i chlorek sodu dają siarczan sodu i chlorowodorów.

N. Dobrze. Tak otrzymuje się kwas solny na wielką skalę.

U. A skąd biorą kwas siarczan potrzebny do tego?

N. Otrzymują go, spalając siarkę.

U. A czy nie można też odwrotnie, rozłożyć siarczan sodu kwasem solnym?

N. Owszem można — w roztworze wodnym. Gdy się jednak weźmie kwas siarczan stężony, nie zawierający wody wcale, lub też nieznaczne jej ilości, wówczas chlorowódor ulatnia się jako gaz i osiągnąć możemy rozkład zupełny.

U. Przecież chlorowodoru wydzielić się może tylko tyle, ile się go utworzyło, a przed chwilą słyszałem, że tworzy się go część tylko.

N. Bardzo dobrze pomyślane. Chodzi o to, że wytwarza się pewien rodzaj równowagi pomiędzy czterema substancjami, wchodzącymi w skład równania, która to równowaga zależną jest od ilości każdej substancji. Gdy część chlorowodoru się wydzieli, wówczas równowaga zostaje naruszona i substancje działają znów na siebie w taki sposób,

że tworzą się nowe ilości chlorowodoru. Gdy i ten się wydzieli, proces powtarza się znowu i trwa dopóty, dopóki starczy chlorku, sodu i kwasu siarczanego.

U. Wówczas rozkład jest zupełny?

N. Tak, pod warunkiem, że ilości obu substancji użyte zostały w stosunku właściwym. Oblicz, ile wziąć należy każdej.

U. $H_2 = 2,02$	
$S = 32,06$	$Na = 23,05$
$O_4 = 64,00$	$Cl = 35,45$
$H_2 SO_4 = 98,08$	$Na Cl = 58,50$
	$2 Na Cl = 117,00$

N. Dobrze. Jeżeli stosunek jest inny powstanie wówczas ta substancja, która była w nadmiarze. Przejdziemy jednak teraz od obliczeń na papierze do doświadczeń prawdziwych. Przedewszystkiem — plamy od kwasu siarczanego. Czy znasz zapach kwasu octowego?

U. Czy to jest to samo co ocet?

N. Mniej więcej. Ocet jest roztworem, zawierającym dużo wody i mało kwasu octowego, jest więc, krótko mówiąc, rozcieńczonym kwasem octowym. Masz tu rozcieńczony kwas siarczany, powąchaj go: jest on bez zapachu. Również nie posiada zapachu octan sodu — ta oto biała sól. Wsypuję niewielką jej ilość do kwasu siarczanego i ogrzewam. Powąchaj teraz.

U. Rzeczywiście—to zapach octu.

N. Powtórzmy doświadczenie to na trochę większą skalę. W tym celu umieszczamy większą ilość mieszaniny powyższej w kolbie i dystylujemy (I, 104). Ciecz, którą przytem otrzymujemy, jest bezbarwna jak woda, jest to rozcieńczony kwas octowy.

U. Poczem możemy to poznać?

N. Narazie trzeba się zadowolnić smakiem i zapachem. Zabierzemy się teraz do fabrykacji chlorowodoru. Pociąga to za sobą trochę więcej zachodu. Nasypujemy do kolby chlorku sodowego i nalewamy nań mieszaninę kwasu siarczanego z wodą w stosunku objętościowym — pięciu do dwóch.

U. Dlaczego koniecznie w tym stosunku?

N. W przeciwnym razie na zimno nie wydziela się chlorowódor wcale, ponieważ ta ilość jego, która się tworzy—zostaje w zupełności pochłonięta przez wodę. Wydziela się natomiast obficie przy ogrzewaniu. Ogrzewamy na kąpieli wodnej, kociołku z żelaza emaljowanego. Tworzący

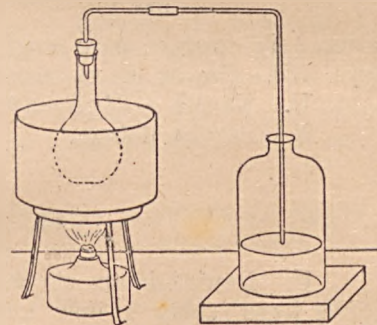
się gaz odprowadzamy do flaszki z wodą, nie zanurzamy jednak rury w wodzie, lecz umieszczamy koniec jej tuż nad jej powierzchnią.

U. Dlaczego?

N. Woda pochłania chlorowódor chciwie i szybko, istnieje więc niebezpieczeństwo, że woda może wejść do kolby, jeżeli przy rurce zanurzonej w wodzie wytwarzanie się gazu zostanie wstrzymane wskutek jakiegokolwiek bądź przyczyny.

U. Nie rozumiem tego dokładnie.

N. Przypuśćmy, że przyrząd nasz jest napełniony czystym chlorowodem, rura zaś zanurzona w wodzie; wówczas woda pochłonięłaby chlorowódor; wskutek tego wewnątrz przyrządu ciśnienie by się zmniejszyło, a ciśnienie zewnętrzne powietrza wpędziłoby wodę do kolby. Tam pochłaniałaby ona coraz więcej chlorowodoru, ciśnienie stawałoby się coraz mniejszem i w końcu wszystka woda przeszłaby do kolby (rys. 12).



Rys. 12.

U. Z flaszki wychodzi dym; to chyba chlorowódor; a dlaczego nie został on pochłonięty przez wodę?

N. Jest to tylko mgła, która zniknie, gdy powietrze całkowicie wyjdzie z przyrządu. Zwracam ci przytem uwagę na jedną okoliczność: woda, pochłonawszy chlorowódor, staje się cięższą i opuszcza się na dół; dlatego też u powierzchni, gdzie gaz się wydziela — mamy zawsze roztwór najbardziej rozcieńczony, najodpowiedniejszy dla pochłonięcia gazu. Dotknij teraz flaszkę ręką.

U. Jest ona zupełnie ciepłą. Czy to wskutek gorącego chlorowodoru?

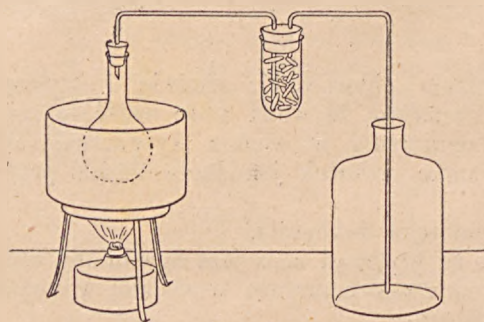
N. Nie, chlorowódor zimny dałby również roztwór ciepły. Rozpuszczaniu się chlorowodoru w wodzie towarzyszy zawsze wydzielenie znacznych ilości ciepła.

U. Czy mamy tu do czynienia z takim samym zjawiskiem, jakie widzieliśmy przy kwasie siarczanym? (II, 58).

N. W części—tak, w części zaś pochodzi to stąd, że chlorowódor przechodzi ze stanu gazowego w stan ciekły.

U. A ciecz powstała — czy jest zwykłym kwasem solnym?

N. Tak. Wykonamy teraz doświadczenie, które ci już



Rys. 13.

jestem dłużny od dawna (II, 37). W naczyniu tem znajduje się wodorotlenek sodu; przez jedną rurkę doprowadzam doń gaz chlorowodorowy; drugą rurkę zanurzam w pustej flaszce. Widzisz, iż po upływie krótkiego przeciągu czasu — zaczyna się tworzyć para wodna, która skrapla się we flaszce (rys. 13). Napisz mi za to raz jeszcze równanie tej reakcji.

U. $\text{Na OH} + \text{H Cl} = \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$.

N. Bardzo dobrze.

11. Sole.

U. Dowiedziałem się wczoraj, w jaki sposób otrzymuje się kwas solny i inne kwasy; ogrzewa się, mianowicie, sole kwasów tych z kwasem siarczanym.

N. Określenie to jest trochę za ciasne. Wprawdzie zwykle używa się kwas siarczany, ale z jakiego powodu?

U. Może dlatego, że jest najtańszym.

N. Jest to okoliczność przyjazna, nie jest to jednak przyczyna decydująca. Jaką własność posiadać musi kwas, który chcemy otrzymać?

U. Ogrzewa się prosto i kwas ulatnia się jako para lub gaz i może być zebrany.

N. Oto właśnie chodzi; tą własność miałem na myśli: kwas, który chcemy otrzymać musi być lotnym, ten zaś, który się używa do rozłożenia soli, powinien być trudniej lotnym. Kwas siarczany posiada tą ostatnią własność i dlatego używa się go do tych celów.

U. A czy nie możnaby też—odwrotnie—rozłożyć siarczan sodowy kwasem solnym?

N. Jest to w części możliwem w roztworze. Gdy jednak zaczniemy ogrzewać, wówczas ulotni się tylko kwas solny, siarczan zaś sodu pozostaje, tak jakby wcale nie podlegał rozkładowi.

U. A więc kwas siarczany jest mało lotny?

N. Tak. Wre on dopiero w temperaturze 338° Celsjusza, wówczas, gdy mieszanina wody z chlorowodorem posiada najwyższy punkt wrzenia już w temperaturze 110°, chlorowódor zaś bezwodny jest gazem.

U. A jak zachowuje się pod względem powyższym kwas octowy?

N. Wre on w temperaturze 118°. Obecnie zaznajomimy się z jednym jeszcze prawem, do czego posłuży nam kwas solny. Jaką nazwę posiadają sole kwasu solnego?

U. Nazywają się chlorkami (II, 6).

N. Bardzo dobrze; a w jaki sposób sole się otrzymują?

U. Zastępujemy wodór kwasu przez metal.

N. Dobrze. Biorę cztery szklanki, z których każda zawiera 5 gr. kwasu solnego i wrzucam do pierwszej kilka gwoździ żelaznych, do drugiej kawałki blachy cynkowej, do trzeciej kawałek magnezu, do czwartej wreszcie — glinu. Wszędzie wydziela się wodór i należy baczyć aby każdego metalu rozpuściło się tyle, ile tylko rozpuścić się może.

U. Cóż więc zrobić?

N. Gdy metal znajdujący się w naczyniu rozpuści się zupełnie, dodaj znów pewną jego ilość aż do chwili, w której ciecz przestanie nań działać.

U. Wówczas wszystek wodór zostanie już wydzielony.

N. Tak. Mamy przytem inny jeszcze sposób otrzymywania soli z kwasów.

U. Za pomocą zasad?

N. Tak. Zobjętnij trzy następne porcje kwasu solnego wodorotlenkami sodu, potasu i wapnia. Uważaj, posilkujac się lakmusem, by roztwory były obojętne.

U. Mamy więc już siedem soli kwasu solnego.

N. Zrobimy jeszcze kilka. Kwas daje z tlenkiem metalu również sól np. z tlenkiem rtęciowym:



U. A więc zupełnie tak samo jak z zasadą.

N. Niezupełnie tak samo. Przy zasadzie woda tworzy się z wodoru i hydroksylu, przy tlenku zaś z wodoru i tlenu i dlatego w przypadku drugim, tworzy się dwa razy mniej wody niż w pierwszym. Sól rtęciową zrobię sam, jest ona bowiem bardzo trującą. W tym celu ogrzewam niewielką ilość kwasu solnego i dodaję doń potroszę tlenku rtęciowego. Z początku znika on, czyli rozpuszcza się dając roztwór klarowny, ostatnia wreszcie ilość, którą dodałem — już

się nie rozpuszcza. Kwas solny jest więc już nasycony i wszystkich przeszedł w sól.

U. A czy można otrzymywać sole innym jeszcze sposobem?

N. Naturalnie. Znasz sam jeszcze jeden sposób, mianowicie: rozłożenie soli kwasu lotnego.

U. Ale czy istnieją kwasy lotniejsze od kwasu solnego?

N. Istnieją, np. kwas węglowy. Kwas węglowy posiada wzór H_2CO_3 , jego zaś sól wapniowa — $CaCO_3$, ponieważ jeden ciężar związkowy wapnia zastąpić może dwa wodory (str. 36). Ów węglan wapnia jest zwykłą kredą. Gdy kredę obleję kwasem solnym — mieszanina zacznie się burzyć, ponieważ kwas węglowy będzie się ulatniał jako gaz — w rezultacie otrzymamy chlorek wapnia. Gdy gaz przestanie się wydzielać, będzie to dowodem, iż kwas solny jest nasycony. Dla zapamiętania wypiszę ci cztery te sposoby i aby można je łatwiej porównać — wezmę wszędzie sól wapnia.

1. Z metalu $Ca + 2 HCl = CaCl_2 + 2 H$
2. Z zasady $Ca(OH)_2 + 2 HCl = CaCl_2 + 2 H_2O$
3. Z tlenku $CaO + 2 HCl = CaCl_2 + H_2O$
4. Z soli $CaCO_3 + 2 HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$

U. Tak, to łatwe do zapamiętania.

N. Zrobimy jeszcze chlorek miedzi metodą czwartą. Bierzemy w tym celu ten niebieski proszek, jest to węglan miedzi. Gdy poleję go kwasem solnym, wzburzy się i otrzymamy zielony roztwór chlorku miedziowego. Odfiltruj teraz wszystkie roztwory do czystych naczyń; nie zapomnij również przemyć sam filtr za każdym razem! Dobrze! Mamy więc roztwory następujących chlorków:

Chlorek sodu	Na Cl
Chlorek potasu	K Cl
Chlorek żelaza	Fe Cl ₂
Chlorek cynku	Zn Cl ₂
Chlorek magnezu	Mg Cl ₂
Chlorek rtęciowy	Hg Cl ₂
Chlorek miedziowy	Cu Cl ₂
Chlorek glinu	Al Cl ₃

Widzisz, że na jeden ciężar związkowy metalu przypada od jednego do trzech ciężarów związkowych chloru.

U. Od czegoż to zależy?

N. Jest to własność pierwiastków, której trzeba z początku nauczyć się na pamięć. Później poznasz odnośne prawo. Obecnie zajmuje nas inny fakt. Postaw osiem szklaneczek zawierających po 100 cm³ (mniej więcej) czystej wody i do każdej szklaneczki dodaj po parę kropel roztworu odpowiedniego chlorku, do każdej szklaneczki innego.

U. Zrobione!

N. Ta ciecz przezrysta, którą mam w tej flaszcze jest roztworem azotanu srebra. Wpuszczam po parę kropel do każdej szklaneczki i mieszam pałeczką szklaną. Co widzisz?

U. Za każdym razem tworzy się w cieczy biały obłok.

N. Tak. Tworzy się biały osad. Jest on chlorkiem srebra.

U. A więc również chlorkiem metalowym.

N. Tak; tem się jednak różni od wszystkich poprzednich, że w wodzie się nie rozpuszcza.

U. Czy wcale się nie rozpuszcza?

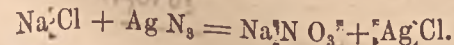
N. Tego twierdzić nie można, jest on jednak bardzo trudno rozpuszczalny, w jednym bowiem litrze wody rozpuszcza się zaledwie 0,0015 gr. chlorku srebra. Jeżeli znajduje się w ilościach większych, tworzy wówczas ów biały osad.

U. Osad ten stał się teraz zupełnie szarym.

N. Szklaneczka stała na słońcu; pod wpływem światła chlorek srebra rozkłada się i przybiera kolor szary.

U. Jakim sposobem światło wywierać może taki wpływ?

N. Światło jest również odmianą energii; może więc w okolicznościach sprzyjających wykonywać i pracę chemiczną. Nie traćmy jednak z oczu rzeczy najważniejszych. Widziałeś, iż wszystkie sole otrzymane za pomocą kwasu solnego — dają z roztworem soli srebrnej zupełnie jednakową reakcję, tak, jakby zawierały wszystkie jedną i tę samą substancję. Biorąc chlorek sodu mamy dla reakcji równanie następujące:



Reakcja ta mianowicie tworzenie się chlorku srebra odbywa się zawsze, gdy chlorek dowolnego metalu zetknie się z roztworem soli srebrnej.

U. Czy w tem tkwi coś szczególnego?

N. Tak. Istnieją związki zawierające chlor, nie będące jednak solami — takowe nie tworzą osadu z azotanem srebra. Powtórz teraz doświadczenia, dotyczące tworzenia się rozmaitych soli — z kwasem siarczanym. Rozcieńcz stę-

żony kwas—20-tokrotną na objętość ilością wody, bacz jednak, byś lał kwas do wody, nie zaś wodę do kwasu.

U. Dlaczego to?

N. W przeciwnym razie, ciecz ogrzega się tak mocno, że kwas zaczyna pryskać i może cię oparzyć.

U. Wykonałem to doświadczenie. Metale rozpuszczały się daleko wolniej niż w kwasie solnym. Kreda zaś i wapno nie dały wcale roztworów klarownych, tworzyła się wciąż jakaś biała masa.

N. Siarczan wapnia jest w wodzie trudnorozpuszczalny; większa część utworzonej soli wydzieliła się w stanie stałym. Teraz uważaj! W doświadczeniach poprzednich roztwór srebra był odczynnikiem na chlor wszystkich chlorków o charakterze soli. Mamy również odczynnik na wszystkie siarczany, jest nim chlorek baru. Siarczan baru jest prawie również mało rozpuszczalny jak chlorek srebra, tworzy przeto również osad biały jak i chlorek srebra. Łatwo odróżnić go jednak od chlorku srebra, ponieważ nie staje się szarym pod działaniem światła.

U. Czy mam znów rozcieńczyć wszystkie te roztwory, jak uprzednio?

N. Tak i dodaj do każdego z nich roztworu chlorku baru.

U. Istotnie, wszędzie tworzy się biały osad. Wygląda on jednak inaczej niż chlorek srebra.

N. Czem więc się różni?

U. Chlorek srebra tworzył twaróg, tu zaś nic podobnego nie widzimy.

N. Bardzo dobrze; gdy naczynie z roztworem i osadem chlorku srebra będziesz mocno wstrząsał, ten ostatni utworzy w końcu twaróg, ciecz zaś stanie się klarowną. Siarczan zaś baru po wstrząsaniu pozostanie tak samo sproszkowanym jak i przed wstrząsaniem. Dlatego też osad ten nazywa się proszkowym, osad zaś chlorku srebra — twarogowym.

U. Dlaczego twarogowym?

N. Ponieważ wygląda jak zwarzone mleko, z którego się robi twaróg.

N. Jaka jest przyczyna tego zjawiska?

N. Przyczyna jest prawdopodobnie ta, że chlorek srebra posiada w stanie stałym specjalną konsystencję, jest on mianowicie podobny do rogu, wówczas, gdy siarczan baru jako ciało stałe jest bardzo kruchy. Napisz reakcję pomiędzy siarczanem sodu i chlorkiem baru i miej przytem

na uwadze, że bar jest dwuwartościowy i że kwas siarczany zawiera również dwa ciężary związkowe wodoru.

U. $\text{Na}_2\text{S O}_4 + \text{Ba Cl}_2 = 2 \text{Na Cl} + \text{Ba S O}_4$.

N. Dobrze. Porównaj teraz równanie to z równaniem wyrażającym tworzenie się chlorku srebra.

U. Jest ono bardzo podobne do niego i zamiast sodu znajdować się może dowolny metal inny.

N. Dobrze. Co w równaniu tem odpowiada chlorowi?

U. Nie wiem jak to mam nazwać; jest to S O_4 .

N. Nazwij to jonem siarczanym, chlor zaś w soli poprzedniej—jonem chlorowym.

U. Co oznaczają te nazwy?

N. Z doświadczeń wykonanych przed chwilą poznałeś prawo, podług którego pewne części składowe soli dają określone reakcje, niezależne od pozostałych części składowych. Wszystkie chlorki dają osad chlorku srebra, wszystkie siarczany osad siarczanu baru. W ostatnim jednak przypadku reakcję ogólną daje grupa S O_4 , nie zaś sama siarka lub tlen, które przecież również znajdują się we wszystkich siarczanach. Dlatego też grupy te, dające własne reakcje oznaczono odrębną nazwą, tworząc przymiotnik z rzeczownika, charakteryzującego kwas, z którego sól powstała i odnosząc takowy do jonu (np. siarczan baru—jon siarczany).

U. Zrozumiałem to niezupełnie.

N. Każdą sól rozdzielić możemy na dwie części; z jednej strony—metal, z drugiej zaś to, co jest z metalem związane. Jest to w niektórych przypadkach — pierwiastek, jak np. chlor, w niektórych zaś—grupa pierwiastków, jak S O_4 . Te części składowe posiadają własne reakcje charakterystyczne.

U. Dotychczas mówiliśmy właściwie syłko o Cl i S O_4 . Czy dotyczy to również i metali?

N. Naturalnie. Oto węglan baru; rozpuszcza się on w kwasach, podobnie jak kreda. Gdy utworzysz sole z kwasami solnym, azotowym i octowym przekonasz się, iż roztwory wszystkich tych soli dają z kwasem siarczanym lub jakimkolwiek bądź siarczanem rozpuszczalnym taki sam osad, jaki daje chlorek baru w zetknięciu z siarczanami.

U. Ach tak, teraz dopiero zaczynam wierzyć, że mamy tu w samej rzeczy do czynienia z prawem natury. Czy srebro zachowuje się tak samo?

N. Wszystkie roztwory dowolnych soli srebrowych dają osady z chlorkami dowolnych metali. Gdy w roztworze, sól, zawierająca część składową Ba napotka sól, zawierającą S O_4 , wówczas tworzy się zawsze osad Ba S O_4 ; jakie są

przytem pozostałe części składowe soli — jest rzeczą zupełnie obojętną.

U. W takim razie Ba jest odczynnikiem na SO_4 , zaś SO_4 odczynnikiem na Ba.

N. Tak jest. Wszystkie te odczynniki na sole, są wzajemne.

U. I aby para taka służyć mogła do reakcji musi ona w połączeniu z sobą dać sól nierozpuszczalną.

N. I to jest słuszne. Ponieważ zaś te części składowe soli, jeżeli są pierwiastkami, wyglądają zupełnie inaczej, niż pierwiastki w t. zw. stanie wolnym, muszą one przeto posiadać odrębne nazwy. Mianowicie w roztworach chlorków metali nie znajdziesz nic własności wolnego chloru: ani zielonego koloru, ani przykrego zapachu — jednym słowem nic z tego, co chlor charakteryzuje. Nie widzimy również w roztworach żadnych metali, ani cynku, ani żelaza, ani miedzi.

U. To prawda.

N. A jednak muszą one istnieć w roztworze do pewnego stopnia samodzielnie, posiadają bowiem własne reakcje, niezależne od pozostałych części składowych roztworu. Musimy więc wywnioskować z tego, że pierwiastki te istnieją pod innymi postaciami, różniąciami się od ich postaci zwykłych.

U. Może różnica jest taka, jak pomiędzy węglem i diamentem.

N. Porównanie to jest pod wielu względami dobre, chociażby dlatego, że nowe postacie zawierają inne ilości energii niż dawniejsze. Ale w tem wszystkim to jest jeszcze szczególne, że postacie te napotykamy jedynie jako części składowe soli. Dlatego też wszystkie oznaczamy nazwą — jonów. Przyjęto też osobne wzory dla wyrażenia tej odrębności. Wszystkie jony w rodzaju chloru lub jonu siarczanego oznaczają się za pomocą kreski (Cl' — jon chloru, SO_4'' — jon siarczany) wszystkie zaś jony metaliczne za pomocą kropki ($\text{Na}\cdot$ — jon sodu, $\text{Ca}\cdot\cdot$ — jon wapnia, $\text{Al}\cdot\cdot\cdot$ — jon glinu).

U. A dlaczego stawiamy raz jedną kreskę lub kropkę, drugi zaś raz — po kilka?

N. Przyjrzyj się naszej tablicy dawniejszej (str. 64).

U. Wiem już: takie metale, które łączą się z jednym ciężarem związkowym chloru mają jedną kropkę, takie, które z dwoma — dwie i t. d.

N. Dobrze. Pierwsze nazywają się jednowartościowymi drugie dwuwartościowymi i t. d.

U. A pozostałe jony? Mam tu na myśli jony z kreskami.

N. Takie, którą łączą się z jednym ciężarem związkowym sodu są również jednowartościowe, takie zaś które wymagają dwóch, jak jon siarczany — są dwuwartościowe i oznaczają się przez dwie kreski i t. d.

U. Jest to to samo, czegom się uczył przy procesach zobojętniania (str. 35).

N. Tak jest, to samo.

U. Czy jony te mają jaki związek z jonami elektrolizy?

N. Oczywiście. Są to właśnie te części składowe, które przy elektrolizie wędrują w kierunkach przeciwnych.

U. W takim razie — tylko sole przewodzić mogą elektryczność, rozkładając się jednocześnie.

N. Słusznie, wszystkie elektrolity są solami i tylko sole są elektrolitami. Włączone w to są zarówno kwasy jak i zasady, ponieważ zachowują się one zupełnie tak samo jak sole w znaczeniu ściślejszem.

U. A wspólne reakcje wszystkich kwasów, mianowicie zabarwienie lakmusu na czerwono i wydzielanie wodoru pod działaniem magnezu.

N. Są to reakcje jonu wodorowego H^+ . Wszystkie kwasy są przecież związkami wodoru, natomiast nie wszystkie związki wodoru są kwasami, jedynie te, które w stanie są utworzyć jon wodoru. Reakcje te są więc reakcjami na jon wodorowy, tak jak osad chlorku srebra jest reakcją na jon chloru.

U. A co się tyczy zasad?

N. Wspólną częścią składową wszystkich zasad jest jon hydroksylowy, OH' i ich reakcje wspólne są reakcjami na jon hydroksylowy. Chemicy mieli dość zachodu zanim poznali tę kwestję w całej jej prostocie. Pokażę ci też dlatego kilka doświadczeń. Przepuszczam prąd elektryczny (str. 50) przez roztwór jakiegokolwiek soli miedzi np. siarczanu miedzi; druty doprowadzające prąd są zaopatrzone na końcach w małe kawałki drutu platynowego, ponieważ na metal ten substancje, tworzące się przy tym procesie — nie działają. Po upływie kilku chwil jeden z drutów pokrył się miedzią.

U. Tak, pokrył się czemś różowem.

N. Jest to metal. Roztwór zawierał siarczan miedzi z jonami $\text{Cu}\cdot\cdot$ i SO_4'' ; z jonem miedzi elektryczność dodatnia wędrowała ku katodzie i poszła po drucie platynowym dalej, pozostawiając miedź metaliczną.

U. Należy więc wyobrazić sobie jony jako metal związany z elektrycznością.

N. Pogląd taki istotnie odpowiada faktycznemu stanowi rzeczy i możesz przy nim pozostać. A więc jony dodatnie, czyli katjony składają się z metalu i elektryczności dodatniej, ujemne zaś czy anjony z elektryczności ujemnej i chloru resp. SO_4 , NO_3 lub czegoś podobnego.

U. Mogę się więc zaraz dowiedzieć, co przy doświadczeniu tem stanie się z jonem siarczanym.

N. Daje on z wodą kwas siarczany i tlen podług równania: $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}$.

U. A więc rzecz ma się tu podobnie jak z hydroksylem przy elektrolizie ługu sodowego (str. 52).

N. Do pewnego stopnia, ale nie zupełnie, tam bowiem woda w procesie udziału żadnego nie przyjmowała. Pomyśl teraz, co się w końcu stanie z roztworem siarczanu miedzi, gdy będziemy roztwór elektrolizowali przez czas dłuższy?

U. Po jednej stronie wydzieli się coraz więcej miedzi, aż zostanie wydzielona wszystka, po drugiej zaś wydzieli się tlen i tworzy się kwas siarczany. To chyba pozostanie sam kwas siarczany.

N. Doskonale; wówczas rozpocznie się elektroliza kwasu siarczanego. Co się przytem tworzy? Jakie są jony kwasu siarczanego?

U. Wodór i SO_4 .

N. Dobrze, u katody będzie się więc wydzieliał wodór, a u anody?

U. Ku anodzie wędruje SO_4 . To chyba będzie to samo co z siarczanem miedzi, będzie się wydzieliał tlen i tworzył kwas siarczany.

N. Zupełnie dobrze; czyli że kwas siarczany będzie się ciągle tworzył z powrotem. Jakie więc są widzialne produkty elektrolizy?

U. Wodór i tlen.

N. Tak, i przytem w takim stosunku, w jakim tworzą wodę, u katody bowiem pojawiają się dwa H z kwasu siarczanego, u anody zaś jeden O. Cały więc proces odbywa się tak, jakby się rozkładała jedynie woda i jakby kwas siarczany wcale w tem wszystkim udziału nie przyjmował. Tak też dawniej sobie to i wyobrażano.

U. A skąd się o tem dowiedziano?

N. Dowiedziano się stąd, że kwas siarczany zbiera się u anody ponieważ tworzy się on tam z przenieszonego SO_4 . Gdyby kwas siarczany udziału w tem wszystkim nie przyjmował—pozostał by on na swoim miejscu. Dla dokładniejszego zaznajomienia się z całą sprawą, możesz sobie przerobić dawniejsze doświadczenie (str. 49) z rozcieńczonym

kwasem siarczanym; musisz tylko wziąć elektrody platynowe, ponieważ żelazo by się rozpuściło.

U. A to wskutek czego?

N. Gdy jon siarczany SO_4 dojdzie do elektrody, z którą dać może połączenie. np. elektrody żelaznej lub miedzianej, wówczas związek taki tworzy się w samej rzeczy i powstaje odpowiedni siarczan, a więc CuSO_4 lub FeSO_4 .

U. Jest to tak proste, że prawie nie do uwierzenia.

N. Przepuścimy prąd przez kwas siarczany, stosując elektrody z miedzi, wówczas działanie stanie się widocznym, ponieważ tworzący się roztwór soli miedzi odznacza się kolorem zielonawo-niebieskim (rys. 14).

U. Co tu się odbywa w tym przypadku?

N. Jakie są jony kwasu siarczanego?

U. 2H^+ i SO_4 . A więc SO_4 wędruje do miedzi i tworzy CuSO_4 , zaś 2H^+ do drugiej miedzi i...

N. I wydzieliła się jako gaz wodorowy, ponieważ metale zwykle nie łączą się z wodorem.

U. Prąd przechodzi już czas pewien, a niebieskiego zabarwienia dotychczas nie widzę.

N. Spójrz przez szkło z boku i zwróć uwagę na dolne warstwy cieczy.

U. Rzeczywiście ciecz jest u dołu niebieską. Jaka jest przyczyna tego?

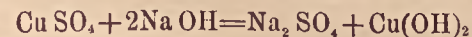
N. Roztwór utworzył się przy elektrodzie, poszedł jednak na dno, ponieważ jest gęstszy niż ciecz pozostała. Gdy przyjrzyś się dokładnie i wybierzesz odpowiednie oświetlenie, będziesz mógł rozpoznać pas zabarwionej cieczy opuszczającej się ku dołowi.

U. A czy niema innej reakcji dla wykrycia obecności miedzi w roztworze?

N. Reakcji takich jest wiele, gdy np. dodam ługu sodowego do roztworu soli miedziowej — tworzy się wówczas osad jasnoniebieski. Oto go masz!

U. Co to za substancja?

N. Jest to połączenie miedzi z hydroksylem, które nazywa się wodorotlenkiem miedzi. Reakcja odbywa się podług równania:



U. Wzór ten jest zupełnie podobny do wzoru wodorotlenku wapnia Ca(OH)_2 . Czy wodorotlenek miedzi jest również zasadą?

N. Tak, jest ona jednak bardzo trudno rozpuszczalną; dlatego opada jako osad. Patrz, gdy dodam jakiegokolwiek kwasu, osad rozpuszcza się znowu.

U. Robiłem doświadczenie te z cieczą, która pozostała nam z doświadczenia poprzedniego (rys. 14) nie otrzymałem jednak żadnego osadu.

N. Pochodzi to stąd, że ciecz ta była mieszaniną siarczanu miedzi z kwasem siarczanym. Z początku ług sodowy działa jedynie na kwas siarczany; napisz równanie.



N. Dobrze; dopiero wówczas, gdy wszystkie kwasy siarczany zostaną usunięty, ług sodowy działać może na siarczan miedzi i tworzyć wodorotlenek miedziany.

U. A dlaczego nie tworzy go od razu?

N. Gdyby wodorotlenek miedzi się utworzył w obecności kwasu siarczanego, co by wówczas było?

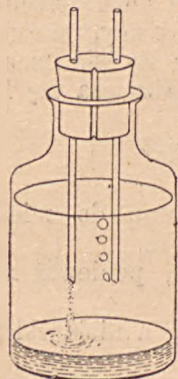
U. Kwas siarczany rozpuściłby wodorotlenek miedzi i dlatego ten ostatni

nie może się tworzyć, dopóki w roztworze znajduje się kwas siarczany.

N. Naturalnie, rozumowanie to posiada znaczenie ogólne. Nigdy żaden osad nie może się utworzyć, jeżeli w roztworze znajduje się substancja, mogąca go rozpuścić. Zresztą, reakcja, którą przed chwilą poznałeś jest bardzo powszechną. Wodorotlenki większości metali są nierozpuszczalne (t. j. bardzo trudno rozpuszczalne) opadają więc jako osady po dodaniu ługu sodowego lub potasowego do roztworów rozpuszczalnych soli tych metali.

U. Czy to wszystko jedno, jaki ług weźmiemy?

N. Naturalnie, gdy bowiem napiszesz równanie z KOH zamiast NaOH otrzymasz rezultat ten sam, o ile się toyczy wodorotlenku metalu. Chodzi tu jedynie o wprowadzenie do roztworu jonu hydroksylowego, OH', aby mógł się utworzyć nierozpuszczalny wodorotlenek metalowy. Strąć ługiem potasowym roztwory wszystkich soli metalowych, które otrzymałeś—zobaczysz wówczas jak te wszystkie wodorotlenki wyglądają.



Rys. 14.

U. Wykonałem wszystkie te doświadczenia. Wszystkie osady są białe. Żelazo tylko dało osad brudno-zielony, sole zaś wapnia nie dały nic wyraźnego.

N. Wodorotlenek wapnia rozpuszcza się w wodzie, chociaż z trudnością.

U. Pragnę powtórzyć doświadczenia z elektrolizą. Mam tu cztery suche ogniwa galwaniczne, czy będą dostateczne w tym celu?

N. Naturalnie; dwa zaciski, znajdujące się u góry tworzą bieguny ogniwa. Gdy połączysz je z sobą za pomocą drutu—otrzymasz prąd elektryczny. Wskutek prądu—ogniwa zużywają się jednocześnie; musisz przeto zwracać baczność uwagę, aby bieguny ogniwa były połączone z sobą, jedynie wówczas kiedy prąd jest potrzebny.

U. Gdy jedno ogniwo się zużyje, bierze się wówczas drugie.

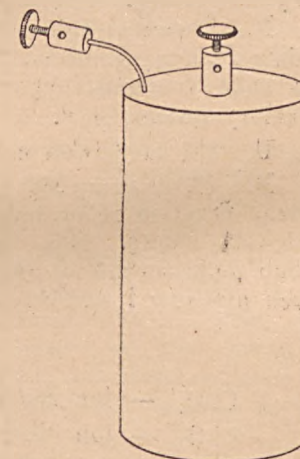
N. Nie; zwykle używa się wszystkich trzech ogniw jednocześnie.

U. Dlaczego?

N. Każde ogniwo posiada określone napięcie (str. 53) i od niego zależy wielkość pracy chemicznej, którą wykonać może. Napięcie jednego ogniwa nie jest wystarczające, by wywołać rozkład wody w roztworze ługu sodowego lub kwasu siarczanego i dlatego należy brać nie jedno lecz kilka ogniw. Mianowicie jeden zacisk wychodzi ze środka ogniwa;—drugi zaś z boku. Połącz drutem zacisk boczny pierwszego ogniwa z zaciskiem środkowym—drugiego i wówczas pomiędzy pozostałymi zaciskami będziesz miał napięcie podwójne (rys. 15).

U. Gdybym jednak chciał użyć wszystkie trzy?

N. Połączysz wówczas zacisk boczny pierwszego ogniwa z zaciskiem środkowym trzeciego. Pierwszy i ostatni biegun szeregu tego, wykażą ci teraz napięcie potrójne. Co do użycia czwartego ogniwa, to już trzy bowiem ogniwa dają napięcie, które, dla doświadczeń naszych jest zupełnie wystarczające.



Rys. 15.

12. Związki tlenowe chloru.

N. Możemy wreszcie opuścić kwas chlorowodorowy, lecz z chlorem będziemy jeszcze mieli do czynienia, musimy bowiem poznać jego związki z tlenem. Ustawiłem nasz przyrząd do otrzymywania chloru (rys. 1) i wprowadzam chlor do rozcieńzonego roztworu ługu sodowego.

U. Otrzymamy przecież w taki sposób chlorek sodu!

N. Tworzy się on również, lecz reakcja nie jest tak prostą. Napisz mi równanie.

U. $\text{NaOH} + \text{Cl} = \text{NaCl} + \text{OH}$ czyli ług sodowy i chlor dają chlorek sodu i hydroksyl.

N. Równanie takie nie przedstawia rzeczywistego procesu, ponieważ hydroksyl nie może istnieć jako odrębna substancja lecz jedynie w związku z innymi pierwiastkami. Właściwe równanie brzmi: $2 \text{Na OH} + \text{Cl}_2 = \text{Na Cl} + \text{NaCl O} + \text{H}_2\text{O}$; odczytaj je.

U. Dwa ługi i dwa chlory dają chlorek sodu, jakąś nową sól i wodę. Dlaczego jest tu Cl_2 , a nie 2Cl ?

N. Ponieważ chlor w stanie gazowym posiada wzór Cl_2 zgodnie ze swą gęstością. Nowa sól nazywa się podchlorynem sodu (natrium hypochlorit). Jest to sól sodowa jonu podchlorynowego $\text{Cl O}'$.

U. Co za dziwna nazwa!

N. Chlor łączy się z tlenem w stosunkach różnych, tworząc przytem różne anjony, z których każdy posiada odpowiednią nazwę. Masz tu tablicę z nazwami, w której osobno umieszczone są anjony, osobno kwasy składające się z tych anjonów i wodoru, i osobno wreszcie sole.

Anjon:

$\text{Cl O}_4'$ — jon nadchloranowy (perchloration)

$\text{Cl O}_3'$ — jon chloranowy (chloration)

$\text{Cl O}_2'$ — jon chlorynowy (chlorition)

$\text{Cl O}'$ — jon podchlorynowy (hypochloritiou)

Kwas:

H Cl O_4 — kwas nadchlorowy

H Cl O_3 — kwas chlorowy

H Cl O_2 — kwas chlorawy

$\text{H Cl O}'$ — kwas podchlorawy

Sól:

M Cl O_4^* — nadchloran (perchlorat)

M Cl O_3 — chloran (chlorat)

M Cl O_2 — chloryn (chlorit)

M Cl O — podchloryn (hypochlorit).

U. To jednak spora tablica.

N. Którą jednak można łatwo zapamiętać. Przyjrzyj się tylko drugiemu wierszowi tablicy. Nazwa kwasu powstała z nazwy pierwiastku przez dodanie końcówki -owy. Nazwa soli odnośnie znajdująca się w nawiasie, utworzona z języka łacińskiego, powstaje przez dodanie końcówki at do nazwy chloru. Nazwa zaś polska soli powstała z nazwy chloru przez dodanie końcówki -an. Nazwy znajdujące się w wierszu pierwszym powstały z drugiego przez dodanie w nazwie polskiej przystawki nad, w nie-polskiej zaś per. Wiersz trzeci tem się różni od drugiego, iż zamiast końcówki an w nazwie polskiej i at w łacińskiej, znajdujemy tu końcówki yn i it. Ostatni zaś wiersz powstał z trzeciego przez dodanie przystawek pod lub hypo. A więc, wprowadzając chlor do roztworu ługu sodowego otrzymujemy obok chlorku sodu — podchloryn sodowy. Ciecz ta nazywa się również ługiem bielącym, ponieważ używa się do bieleńcia. Odlej trochę tej cieczy do probówki i dodaj kwasu np. rozcieńzonego siarczanego. Czem to pachnie?

U. Pachnie bardzo nieprzyjemnie, jakby chlorem.

N. Istotnie wydziela się chlor. Przyjrzyj się temu równaniu chemicznemu, które wyraża wszystko to co się odbywa: $\text{Na Cl} + \text{Na Cl O} + \text{H}_2 \text{SO}_4 = \text{Na}_2 \text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

U. Chlorek sodu, podchloryn sodowy i kwas siarczany dają siarczan sodu, chlor pod postacią gazu i wodę.

N. Doskonale. Powstaje przytem także sama ilość chloru, jaka została użytą do otrzymania ługu bielącego. Przypominasz sobie, iż chlor posiada własności bielące; można więc też bielić ługiem bielącym, jeżeli dodamy do niego kwasu.

U. Pocóż więc tyle zachodów? Czyż zamiast tego nie możnaby użyć wprost chloru?

N. Gdyby chlor znajdował się wszędzie tam, gdzie go potrzebują — miałbyś słusność. Lecz gaz nie nadaje się do przewożenia, zajmuje bowiem zbyt wielką przestrzeń.

U. Można przecież brać chlor ciekły w bombach (str. 6).

*) M. oznacza dowolny metal jednowartościowy.

N. Chlor taki jest zbyt drogi, musi być zupełnie czysty i suchy. Do bielenia zaś używać można i chloru nieoczyszczonego. Zresztą i ług bielący również nie bardzo nadaje się do transportu i zamiast niego przesyłają związek stały, który otrzymuje się przez zastąpienie wodorotlenku sodu wodorotlenkiem wapnia (wapnem gaszonym)

U. Czy dlatego, że łatwiej jest przewieźć ciało stałe niż ciecz?

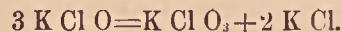
N. W części dlatego, w części zaś — ponieważ wapno gaszone jest tańsze niż wodorotlenek sodu. Produkt, o którym mowa, jest białym proszkiem, noszącym nazwę wapna bielącego, właściwie podchlorynu wapnia (zwany zazwyczaj w handlu, wprost chlorkiem). Posiada on zapach chloru i używa się w celu zniszczenia nieprzyjemnych zapachów i substancji gnijących.

U. Widziałem taki biały proszek.

N. Jeżeli posiadał przytem zapach chloru — to był chlorek wapna. Zwróćmy się teraz do jednego z naszych starych znajomych. Gdy użyjemy do otrzymania ługu bielącego, dość stężonego roztworu ługu potasowego (jedna część wodorotlenku potasu, dwie części wody), bacząc jednocześnie by chlor znajdował się w nadmiarze—wówczas tworzy się wprawdzie również z początku podchloryn potasowy, później jednak chloran potasu. Jest ta sama substancja, która służyła nam do otrzymywania tlenu. Pokażę ci teraz w jaki sposób ona się tworzy. Z początku tworzy się podchloryn i chlorek podług znanego ci równania:



Później jednak podchloryn przechodzi w chloran i chlorek:



U. Jaka jest przyczyna tej przemiany?

N. Przyczyna jest ta, że podchloryn nie jest najtrwałszym ze wszystkich możliwych tu produktów; chloran jest związkiem trwałszym i dlatego tworzy się z podchlorynu.

U. Dlaczego chloran nie tworzy się odrazu.

N. Nie tworzy się dlatego, że zanim się osiągnie stopień ostatni, należy przedtem przejść przez wszystkie pośrednie. Możemy jednak opuścić produkt pośredni i pisać wprost: $6 \text{K O H} + 3 \text{Cl}_2 = \text{K Cl O}_3 + 5 \text{K Cl} + 3 \text{H}_2 \text{O}$.

U. Skąd się tu bierze 6K O H ?

N. Drugie równanie zawiera K Cl O_3 ; aby takowe otrzymać, zużyć musimy 6K O H . Otrzymasz równanie, które ci przed chwilą napisałem, mnożąc równanie pierwsze

przez trzy, dodając do tego równanie drugie i wreszcie wykreślając wzory, powtarzające się po obu stronach równania.

U. Jakiem prawem możemy je wykreślić?

N. Jeżeli wzór znajduje się po stronie prawej równania oznacza to iż dana substancja się tworzy, jeżeli zaś po lewej—znika. Jeżeli substancja się tworzy a później znika, to w rezultacie niema jej wcale.

U. Tak, to jasne.

N. Nasz ług potasowy już się nasycił chlorem, ponieważ pęcherzyki gazu przechodzą przez ciecz nie rozpuszczając się. Jednocześnie tworzą się już kryształy. Ilość ich wzrośnie znacznie po ochłodzeniu się cieczy, ponieważ chloran potasu znacznie trudniej rozpuszcza się w wodzie zimnej niż w gorącej.

U. Widziałem już to na siarczanie miedzi (I, 13). Lecz co się dzieje z chlorkiem potasu, który przecież powinien się utworzyć jednocześnie?

N. Pozostaje w roztworze i może być otrzymany po odfiltrowaniu kryształów chloranu potasowego i odparowaniu cieczy, która przeszła przez filtr—do sucha.

U. Czy metoda taka pozwala na zupełne oddzielenie obu tych soli?

N. Nie. Takie oddzielanie drogą krystalizacji jest zawsze niezupełne, gdyż do odfiltrowanych kryształów chloranu przylega zawsze nieco cieczy, zawierającej chlorek. Gdy jednak kryształy te wyciśniemy dokładnie pomiędzy arkuszami bibuły (przyczem roztwór zawierający chlorek wsiąka w papier) i następnie rozpuścimy w niewielkiej ilości gorącej wody, wówczas z roztworu takiego (który filtruje się na gorąco jeżeli jest mętny) otrzymujemy już dość czyste kryształy chloranu potasowego. Wykonam to doświadczenie, abyś je mógł powtórzyć.

U. POCO tu tyle fałd na filtrze (rys. 16).

N. Aby ciecz przechodziła szybko przez filtr. Gdybym wziął filtr gładki, wówczas ciecz przechodziłaby tak powoli, że nowe kryształy tworzyłyby się w filtrze samym. Filtr fałdzisty używa się zawsze w tych przypadkach, w których chodzi o szybkie filtrowanie. Natomiast filtr gładki stosuje się wówczas, gdy chcemy przemyć substancję stałą znajdującą się na filtrze.



Rys. 16.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ nie możemy przemywać brzegów filtra faldzistego.

U. Tak. Woda przechodziła by nazewnątrz i część ta byłaby mętną.

N. Bardzo słusznie. Dla otrzymania zaś chlorku potasowego w stanie czystym dodaję do pozostałego roztworu pierwotnego tyle zimnej wody, aby nie wszystko się rozpuściło, filtruję i odparowuję ciecz przefiltrowaną. To co po odparowaniu zostaje, jest dość czystym chlorkiem potasu.

U. Jakimże to sposobem?

N. Chloran potasu rozpuszcza się w zimnej wodzie z wielką trudnością; ten, który się już wydzielił, pozostaje na filtrze. Gdy filtrat odparujesz niezupełnie do sucha, lecz pozostawisz trochę roztworu, — wówczas kryształują się dość czyste. Niewielką pozostałą ilość roztworu usuwa się, kładąc kryształy pomiędzy arkusze bibuły i gdy wyschną—można je z łatwością zebrać.

U. A czy nie możnaby zamiast ługu potasowego wziąć ług sodowy?

N. Tego bym ci nie radził. Tworzy się wprawdzie wówczas chloran sodowy zupełnie tak samo, jak chloran potasowy, sól ta jest jednak bardzo łatwo rozpuszczalną i oddzielenie jej od tworzącego się jednocześnie chlorku sodu jest znacznie trudniejsze. A teraz pokażę ci coś ważnego. Rozpuszczam nieco chloranu potasu w wodzie i dolewam roztworu azotanu srebra; widzisz: ciecz pozostała klarowną jak woda.

U. Cóż w tem szczególnego?

N. Chloran potasowy zawiera chlor i jest solą, a jednak nie daje osadu chlorku srebra, który dają wszystkie chlorki. Pochodzi to stąd, iż jony chloranu potasu są $K \cdot Cl O_2$; z azotanem srebra może się więc utworzyć chloran srebra nigdy zaś chlorek. Widzisz więc, iż tylko chlor jako jon daje ze srebrem charakterystyczną reakcję na chlor.

U. Jest to bardzo podobne do tego cośmy mówili o wodzie, która wprawdzie zawiera wodór, jednak nie jest kwasem.

N. Tak jest. Woda nie zawiera przytem takiej ilości jonu wodorowego, którą możnaby wziąć pod uwagę. Nadzwyczaj niewielka ilość tego jonu znajduje się wprawdzie w wodzie, ilość ta jest jednak tak małą, iż zwyczajne reakcje na wodór zbyt mało są czułe, by je mógł wykazać.

U. Proszę o wyjaśnienie tego.

N. Mówiłem już, iż jeden litr wody rozpuszcza 0,0015 g. chlorku srebra, do tej więc tylko granicy sięga możność wykrycia jonu chloru za pomocą srebra. Jeżeli ilość jonu tego jest mniejszą, wówczas rzecz prosta, osad utworzyć się nie może. Mówi się przeto, że „czułość” reakcji dosięga jedynie tej granicy.

U. A czy różne reakcje mają też i granice różne?

N. Naturalnie; za pomocą powonienia wykryć możesz z łatwością obecność $\frac{1}{1000}$ cm^3 gazu chlorowego, wówczas gdy reakcja na tlen za pomocą drewnianka tlejącego udaje się z trudnością, gdy ilość gazu tego jest mniejszą niż $\frac{1}{10}$ cm^3 .

U. Substancja więc może być obecna, a wykrycie jej będzie jednak niepodobnem.

N. Naturalnie, dotyczy to każdej substancji poniżej pewnej granicy. Dlatego też starają się wynaleźć dla każdej substancji reakcje najczulsze, jakie tylko istnieją. Ale powróćmy do naszego chloranu potasowego. Ogrzewam kilka kryształków soli tej w probówce, rozpuszczam pozostałość po ochłodzeniu się w wodzie i dodaję azotanu srebra; natychmiast tworzy się znany nam dobrze osad chlorku srebra. Dla lepszego zrozumienia napisz równanie podług którego chloran potasowy się rozkłada.

U. $K Cl O_2 = K Cl + 3 O$. Utworzył się chlorek potasu, którego jony są chlor i potas.

N. Dobrze.

13. Brom.

N. Nowe pierwiastki które dziś poznamy są bardzo podobne do chloru. Nazywają się one brom i jod.

U. Czy zachowują się one rzeczywiście tak jak chlor?

N. Nie; są pewne różnice. Związki jednak pierwiastków tych posiadają układ taki, iż otrzymać możemy wzory ich, podstawiając Br i J zamiast Cl. Oto jest brom jako pierwiastek. Mów co widzisz!

U. Flaszka zawiera ciecz koloru ciemnobrunatnego, górna część flaszki jest czerwono-żółta. Czy to dlatego, że ściany flaszki są zwilżone bromem?

N. Nie; gdy przyjrzyysz się dokładniej, zauważysz, że miejsce, w którym brom styka się ze szkłem, znajduje się niżej niż powierzchnia cieczy, tak jak to ma miejsce z rtęcią. Ciecze, które maczają szkło, jak woda lub olej, tworzą powierzchnię wklęsłą.

U. Od czego to zależy?

N. Od napięcia powierzchni, niestety nie mogę narazić nic pewnego powiedzieć o tem szczególnem zjawisku. Jeżeli więc żółty kolor nie pochodzi ze zmożenia ścian flaszki bromem, to pochodzi skąd?

U. Może to para?

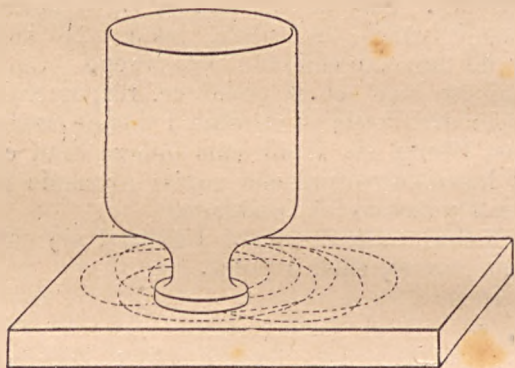
N. Tak jest. Można się o tem zaraz przekonać. Otwieram flaszę i proszę powąchać.

U. Okropny zapach, jeszcze gorszy niż chloru!

N. A jednak podobny do niego. Brom jest więc cieczą. Jest to rzadkość, w temperaturze bowiem zwyczajnej jeden tylko jeszcze pierwiastek jest ciekły, mianowicie?

U. Rtęć.

N. Tak jest. Brom wre przy 60°, wydziela jednak



Rys. 17.

parę już w temperaturze zwyczajnej, a więc tak jak woda. Ponieważ jednak para bromu jest żółtobrunatna, jest więc widzialną, pary zaś wodnej widzieć nie możemy, ponieważ jest bezbarwną.

U. I nie posiada zapachu.

N. Tak. Pójdziemy teraz na świeże powietrze, aby zrača para nie wyrządziła nam szkody. Mam tu dużą flaszę próżną t. j. napełnioną powietrzem i wpuszczam do niej jedną kroplę bromu. Widzisz, iż brom zamienia się w żółtą parę, para ta pozostaje jednak na dnie flaszki.

U. Jest więc cięższą niż powietrze.

N. Jest ona gęstsza od powietrza, a mianowicie pięć razy gęstsza. Gdy jednak flaszka postoi dni kilka, para bromu wypełni całą flaszę równomiernie. Aby jednak przytem nie ulotniło się nic z flaszki, przykrywam ją płytką szklaną

(rys. 17), którą uszczelniam za pomocą niewielkiej ilości wazeliny.

U. Skąd to pochodzi, że płytka przylega tak szczelnie?

N. Odszlifowałem poprzednie brzożki otworu flaszki, trąc je o płytkę żelaza łanego, posypanego wilgotnym piaskiem. (Można tego dokonać również, używając płaskiego kamienia). Wykonywa się to, poruszając flaszę ruchami kołistymi, tak by stała zawsze pionowo i nie chwiała się przy tarcu. Należy ująć ją nisko, przy szyjce—wówczas wszystko pójdzie dobrze. A czy wiesz dlaczego para bromu nie pozostaje stale na dnie flaszki, chociaż jest cięższą od powietrza?

U. Może dlatego, że flaszka nie znajduje się w zupełnym spokoju.

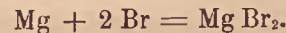
N. Nie; lecz wszystkie gazy mieszają się z sobą dobrowolnie przy zetknięciu. Zjawisko to nazywamy dyfuzją. Wlewam teraz parę kropli bromu do 100 cm³ wody i wstrząsam roztwór. Roztwór ten bromu w wodzie jest koloru żółto-brunatnego i nazywa się wodą bromową.

U. Podobnie jak „woda chlorowa”.

N. Tak. Gdy wstrząsnę roztwór ten ze sproszkowanym magnezem, wówczas zabarwienie żółto-brunatne znika i po odfiltrowaniu nadmiaru proszku magnezowego otrzymujemy ciecz bezbarwną. Co tu się mogło odbyć?

U. Prawdopodobnie brom połączył się z magnezem.

N. Bardzo dobrze. Równanie odnośne brzmi:



Ponieważ magnez jest dwuwartościowy jak wapień, brom zaś jednowartościowy jak chlor. Związek ten nazywa się bromkiem magnezu.

U. Bromek magnezu jest chyba solą?

N. Tak, roztwór przewodzi prąd elektryczny i gdy użyjesz do tego elektrod platynowych — możesz w krótkim czasie rozpoznać żółto-brunatny kolor bromu „wolnego” czyli zwyczajnego. Jaki proces odbywa się tu? Myśl o elektrolizie kwasu solnego (str. 53).

U. Jon bromu przechodzi w brom, ponieważ w tem miejscu prąd opuszcza ciecz.

N. Wybornie. Jon bromu jest anionem, porusza się więc w kierunku elektryczności ujemnej. Brom zjawia się więc tam, gdzie prąd ujemny opuszcza ciecz. Jest to to samo miejsce, w którym prąd dodatni do cieczy wstępuje.

U. Przecież oba prądy płyną w kierunkach przeciwnych.

N. Co widzisz u drugiej elektrody?

U. Tworzą się tam białe męty.

N. Czy możesz powiedzieć mi, czym są te męty? Jaki jest drugi jon bromku magnezowego?

U. Powinnibyśmy otrzymać magnez.

N. Rzecz ma się tu zupełnie podobnie jak z sodem (str. 51).

U. A więc magnez rozkłada wodę i tworzy się wodorotlenek magnezu i wodór? Ale przecież proszek magnezowy może leżeć w wodzie, nie rozkładając takowej?

N. Bardzo dobra uwaga. Zwyczajny magnez jest pokryty cienką warstwą tlenku magnezowego, który tworzy się pod działaniem tlenu powietrza; ochrania on metal i nie dopuszcza do niego wody.

U. A przy elektrolizie?

N. Tu magnez występuje bez okrycia ochronnego, woda działa więc nań, w rezultacie nie widzimy go wcale, widzimy jedynie wodorotlenek, który powstał pod działaniem wody. Rozcieńczymy teraz kilka kropli roztworu bromku magnezowego wodą i dodajemy roztworu soli srebrnej.

U. Tworzy się biały osad, jak gdyby roztwór zawierał jon chloru.

N. Jest to bromek srebra i jon srebra jest również odczynnikiem i na jon bromu, Br'. Osad wygląda jednak nieco inaczej, jest on zlekka żółtawy, wówczas gdy chlorek srebra jest śnieżno-biały.

U. Dowodzi to istotnie podobieństwa pomiędzy chlorem i bromem. Lecz w jaki sposób możemy je odróżnić?

N. Dowiesz się o tem dokładnie nieco później. Tymczasem patrz: dodaję nieco wody chlorowej do bromku magnezowego.

U. Roztwór staje się żółto-brunatnym jak woda bromowa.

N. Bo też ona utworzyła się w samej rzeczy. Równanie reakcji tej jest następujące:



U. A więc chlor rozłożył bromek magnezu?

N. Tak; w taki sposób otrzymuje się brom, znajdujący się w handlu. Bromek magnezu w niewielkich ilościach znajduje się w wodzie morskiej i w niektórych solach, w przyrodzie i pozostaje w cieczy pierwotnej po wykrystalizowaniu wszystkich innych soli (str. 77).

U. Czy dlatego, że jest łatwo rozpuszczalny?

N. Tak. Te ciecze pierwotne rozkładają za pomocą chloru użytego w takiej ilości, by prawie wszystek brom mógł się wydzielić. Nadmiaru chloru należy się wystrzegać, zanieczyściłby bowiem brom.

U. Lecz w jaki sposób wydobyć można brom z roztworu?

N. W jaki sposób oddzielamy dwie substancje tworzące roztwór? Jak postępowalesz z roztworami soli, chcąc oddzielić wodę od soli.

U. Odparowywałem wodę. Lecz tu nie mogę tego dokonać, bo gdybym odparowywał wodę to i brom by się ulotnił, ponieważ jest również lotny. Przecież brom wre w temperaturze 60°, ulotni się więc jeszcze prędzej niż woda.

N. Ale to jest właśnie sposób oddzielenia wody od bromu.

U. Ach, tak, mogę parę ochłodzić i otrzymam najpierw brom.

N. Dobrze. Powinieneś roztwór bromu w wodzie przedestylować; ponieważ brom jest lotniejszy niż woda i prztem posiada jako para znacznie większą gęstość niż woda, zbiera się więc w pierwszych frakcjach i otrzymujemy dużo bromu obok niewielkiej ilości wody.

U. A co ma tu do tego większa gęstość pary?

N. Para bromu jest prawie dziewięć razy gęstsza od pary wodnej; gdyby obie posiadały jednakową temperaturę wrzenia, to i wówczas w jednym litrze pary bromowej byłoby w temperaturze wrzenia dziewięć razy więcej bromu, niż w jednym litrze pary wodnej—wody. Wykonaj następujący rachunek: ciężar związkowy bromu równa się 79,96. Para bromu posiada wzór Br₂; oblicz teraz dokładnie jakim jest stosunek wzajemny gęstości pary bromu i wody w jednakowych warunkach temperatury i ciśnienia. Powtórz mi przedewszystkiem prawo o gęstościach pary (str. 46).

U. Gęstości pary znajdują się w takim samym stosunku do siebie, jak ciężary cząsteczkowe. Widzę, iż cała ta sprawa jest bardzo prostą. Woda posiada ciężar cząsteczkowy 18,02, brom — 159,92. Stosunek jest przeto 159,92/18,02=8,87.

N. Wykonamy teraz ładne doświadczenie; ponieważ jednak jest ono połączone z wydzielaniem się pary szkodliwej — musimy wyjść na świeże powietrze. W tej oto próbówce mam nieco bromu. Stawiam ją pionowo w kupce piasku i wrzucam w nią kawałki papieru cynowego, czyli bardzo cienkiej blaszki cynowej.

U. Jakże mocno się rozżarza!

N. Otóż brom w zetknięciu z metalami zachowuje się podobnie jak chlor, mianowicie łączy się z nimi.

U. Tak jak przedtem z magnezem. A dlaczego nie widzieliśmy wówczas żadnych zjawisk żarzenia się?

N. Pomyśl o różnicy, jaka zachodzi pomiędzy spalaniem się na powietrzu i w czystym tlenie.

U. Mieliśmy wówczas małą ilość bromu, rozpuszczonego w dużej ilości wody i dlatego całość nie mogła się rozgrzać tak wysoko.

N. Bardzo dobrze. Możesz sobie teraz spreparować różne sole za pomocą wody bromowej i odnośnych metali i przekonasz się wówczas, iż wszystkie one dają taką samą reakcję jak bromek magnezu — mianowicie: 1) białawo-żółty osad tworzący się pod działaniem azotanu srebra i 2) żółto-brunatne zabarwienie cieczy, wskutek wydzielenia się wolnego bromu, gdy dodamy wody chlorowej do roztworu bromku. Wszystkie więc roztwory powyższe zawierają sole, w których znajduje się zawsze jon bromu.

U. W takim razie powinniśmy móżdź otrzymywać sole bromowe i innymi sposobami (str. 64). Czy brom tworzy kwas odpowiadający kwasowi solnemu?

N. Tak, nazywa się on kwasem bromowodorowym, a jaki wzór posiada?

U. Chyba H Br , jeżeli brom jest podobny do chloru.

N. Tak. Masz tu flaszkę z roztworem wodnym kwasu bromowodorowego; w stanie czystym jest on w temperaturze zwyczajnej — gazem, jak i chlorowódór.

U. Roztwór jest też zupełnie podobny do kwasu solnego.

N. Zachowuje się też podobnie. Z papierkiem lakmusowym niebieskim daje reakcję kwaśną. Jedna kropla roztworu, wpuszczona do dużej szklanki, napełnionej wodą, wystarcza, by wywołać reakcję na lakmus. Wykonaj to doświadczenie.

U. Wlałem kroplę do wody. Zanurzam teraz papierek — a jednak papierek pozostaje niebieskim!

N. A teraz zamieszam — i papierek staje się czerwonym. Wyprowadź wniosek z tego doświadczenia mimowolnego. Dokąd mogła pójść kropla kwasu bromowodorowego, którą wlałeś do wody?

U. Chyba na dno flaszki, gdyż gdyby pozostała u góry musiałaby się zmieszać z wodą i papier lakmusowy wykazałby jej obecność.

N. Tak jest. Roztwór bromowodoru jest znacznie gęstszy niż woda, tem gęstszy, im więcej zawiera bromowo-

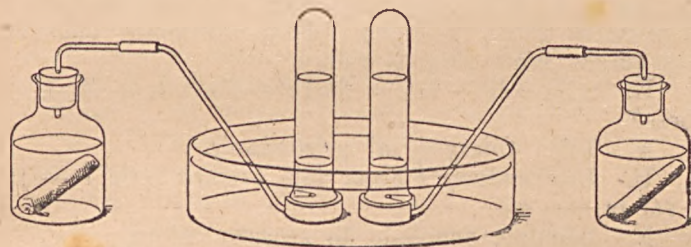
doru. Przyrządź teraz roztwór bromowodoru, zawierający ściśle jeden ciężar związkowy w litrze (str. 22), czyli roztwór normalny.

U. Muszę przedewszystkiem odmierzyć 5 cm^3 , dodać kroplę lakmusu i dodawać dopóty ługu sodowego z biurety, aż roztwór niebieski stanie się czerwonym.

N. Gdy będziesz miał roztwór gotowy, weź dwa jednakowe kawałki blachy cynkowej, włóż je w dwie jednakowe flaszki i zatknij je korkami zaopatrzonemi w rurki do odprowadzania gazów (rys. 18). Wlej wówczas jednakowe ilości kwasów normalnych: do jednej flaszki solnego, do drugiej bromowodorowego i uważaj, jaką jest w obu flaszkach szybkość, z którą wodór się wydziela; normalny kwas solny zawiera 36 gr. H Cl w litrze, normalny kwas bromowodorowy 81 gr. H Br w litrze.

U. Jak to zrobić?

N. Umieść końce obu rurek w wodzie i licz pęche-



Rys. 18.

ryki gazu, lub też zbieraj wodór w dwie probówki wypełnione wodą, tak jak zwykle zbieraliśmy gazy. Gdy wykonasz to wszystko, opowiesz mi jutro, coś zauważył. Dziś pomówimy jeszcze o związkach bromu. W jaki sposób otrzymałbyś bromowódór?

U. Może oba te pierwiastki spalają się jak chlor i wodór?

N. Nie. Ani za pomocą światła, ani za pomocą iskry elektrycznej nie możemy spowodować wybuchu w mieszaninie wodoru z bromem. Gdy jednak mieszaninę tą przepuszczają nad ogrzaną platyną, wówczas częściowo połączenie następuje.

U. A czy nie możnaby rozkładać soli bromowych kwasem siarczanym?

N. Myśl dobra. I tu jednak występują pewne trudności; kwas siarczany nie zachowuje się tak obojętnie wobec bromowodoru, jak wobec chlorowodoru, lecz traci swój

tlen, który łączy się z wodorem bromowodoru i przytem tworzy się znowu brom w stanie wolnym. Nalewam stężonego kwasu siarczanego na bromek potasu (na świeżem powietrzu!) Co widzisz?

U. Brunatną parę, która prawdopodobnie jest bromem. Oprócz tego tworzy się dym.

N. To co dymi—jest to bromowodór. Jest on bezbarwny i podobnie jak chlorowodór łączy się z parą wodną, znajdującą się w powietrzu, tworząc roztwór mało lotny. Wprowadzam w ten dym mokrą pałeczkę szklaną i dotykam nią następnie niebieskiego papieru lakmusowego.

U. Tworzy się czerwona plama, jest to więc kwas.

N. Oto masz kwas bromowodorowy. Nie będziemy się niem dłużej zajmowali, ponieważ zastosowania jego są niewielkie. Najbardziej dla nas zajmującym jest jego wielkie podobieństwo do chlorowodoru. W dalszym ciągu poznasz następne podobieństwo dwóch tych pierwiastków, działając bromem na ług sodowy. Cośmy otrzymali przy chlorze? Przypomnisz sobie najlepiej, pisząc równanie chemiczne. Bierz odrazu brom zamiast chloru.

U. $2 \text{NaOH} + \text{Br}_2 = \text{NaBr} + \text{NaOBr} + \text{H}_2\text{O}$. Czy dobrze?

N. Tak. Odczytaj mi to równanie.

U. Ług sodowy i brom dają bromek sodu i — jakże się sól ta nazywa?

N. Zupełnie podobnie do związku chloru.

U. A więc podbromin sodu.

N. Bardzo dobrze. Sól ta zawiera nowy anion, mianowicie jon podbrominowy, OBr' . Działa on również odkładając i bieląc jak ług bielący chlorowy, ponieważ i pod tym względem brom w stanie wolnym bardzo jest podobny do chloru. Możesz doświadczenie odpowiednie wykonać z łatwością; gdy wlejesz trochę wody bromowej do ługu sodowego, kolor brunatny znika na dowód, że brom utworzył inny związek.

U. Ale roztwór nie jest jednak zupełnie bezbarwnym—pozostał trochę żółtawym.

N. Jest to kolor jonu podbrominowego. Powtórzę ci teraz doświadczenie to ze stężonym ługiem potasowym (str. 76). Wlewam brom bardzo ostrożnie, ponieważ reakcja jest bardzo gwałtowna. Gdy zamieszam, za każdym razem zabarwienie znika i dopiero po dodaniu znacznej ilości bromu, kolor pozostaje na stałe.

U. Wydzieliło się przytem dużo jakiejś białej substancji.

N. Jest to nowa sól, odpowiadająca chloranowi potasu i nazywająca się bromianem potasowym. Jaki jest jej wzór?

U. Jeżeli odpowiada związkowi chloru, to KBrO_3 .

N. Takim też jest istotnie. Możesz przeto oczyszczać sól tą w taki sam sposób, jak się postępował z chloranem i przekonasz się, iż jest bardzo do niego podobną. Mianowicie roztwór soli tej nie daje żadnego osadu z roztworem soli srebrnej. Przy ogrzaniu wydziela tlen i pozostałość rozpuszczona w wodzie daje z azotanem srebra osad bromku srebra (str. 78).

14. Jod.

N. Cóż za rezultat z wczorajszych doświadczeń nad szybkością wydzielenia się wodoru?

U. Właściwie żaden. Kwas bromowodorowy działał prawie zupełnie tak samo jak kwas solny i nie spostrzegłem żadnej różnicy. Raz zdawało mi się, iż kwas bromowodorowy działa szybciej, drugi raz znów—wolniej; w każdym razie niema chyba wielkiej różnicy pomiędzy jednym i drugim.

N. Przecież to jest bardzo charakterystyczne: inne kwasy; np. siarczany działają na cynk daleko wolniej; nie mówię już o kwasie octowym!

U. Kwas solny i kwas bromowodorowy działają na cynk jednakowo szybko.

N. Określenie to nie jest jeszcze zupełnem; należy powiedzieć: roztwory równowartościowe kwasu solnego i kwasu bromowodorowego działają na cynk z jednakową szybkością. Ponieważ inne kwasy zachowują się inaczej, mamy więc tu przed sobą fakt bardzo ciekawy; mianowicie, że dwa te kwasy, różniące się pod względem chemicznym, zachowują się niekiedy jednakowo.

U. Cóż nam z tego faktu przyjdzie?

N. Dowiesz się o tem, lecz dopiero później, gdy powrócimy do tego o czem teraz mówimy, będą to rzeczy nowe, i zrozumialsze, ponieważ zaznajomiłeś się już ze stroną doświadczalną kwestji. Lecz zwróćmy się do jodu. Przyniosłem go tu nieco, aby ci pokazać jod. Jest on trzecim bratem w rodzinie „chlor, brom, jod”, która nazywa się rodziną chlorowców (halogenów, czyli tworzących sole); tworzą one sole ze wszystkimi metalami.

U. Substancja ta nie jest podobną ani do chloru ani do bromu. Chlor jest gazem, brom — cieczą, jod zaś jest

substancją stałą: trzy więc te substancje różnią się pomiędzy sobą w wysokim stopniu.

N. Czy chlor zawsze jest gazem?

U. Nie, przez oziębienie i ciśnienie można zamienić go w ciecz, a nawet w ciało stałe.

N. Tak; chlor istnieć może pod wszystkimi trzema postaciami, brom również; że jod nie stanowi wyjątku — o^otem się zaraz przekonasz.

U. A jednak są one pod tym względem różne.

N. Naturalnie; gdyby były zupełnie jednakowe, mielibyśmy do czynienia z jedną tylko substancją, nie zaś z trzema. Rzecz się przedstawia tak: że własności zarówno pierwiastków w stanie wolnym, jak i odpowiednich związków, chociaż są do siebie podobne, wykazują jednak stopniowe różnice. Różnice te trzymają się porządku chlor: brom: jod. Własności bromu są pośrednie pomiędzy własnościami chloru i własnościami jodu.

U. Jakież są to własności?

N. Prawie wszystkie. Przedewszystkiem ciężary związkowe. Ciężar związkowy bromu stoi w przybliżeniu w środku pomiędzy ciężarami związkowemi chloru i jodu. Liczba odnośna chloru jest 35,45, bromu 79,96, jodu zaś 126,85. Gdy dodasz 35,45 do 126,85 i sumę podzielisz przez dwa otrzymasz 81,15, liczbę bardzo zbliżoną do ciężaru związkowego bromu 79,96.

U. Dlaczego liczba ta nie jest dokładnie średnią?

N. Nie wiemy dotychczas nic pewnego o tem, jakim prawom podlegają dane liczbowe ciężarów związkowych, nie więc przeto powiedzieć nie można i o danym wypadku poszczególnym. Średnią dwóch liczb możemy przytem obliczyć różnymi sposobami. Połowa sumy nazywa się średnią arytmetyczną; możemy jednak dwie te liczby pomnożyć i wyciągnąć pierwiastek kwadratowy z iloczynu. Otrzymujemy wówczas — średnią geometryczną. Oblicz ją.

U. $35,45 \times 126,85 = 4496,8325$; $\sqrt{4496,83} = 67,04$.

N. Widzisz, iż średnia ta różni się znacznie od ciężaru związkowego bromu. Dopóki jednak nic dokładnego nie wiemy o stosunkach ogólnych, dopóty nie możemy nic powiedzieć o tem, który rachunek jest uprawniony, który zaś nie. Musimy się przeto narazie zadowolnić faktem ogólnym. Wykazuje go tablica poniższa:

	Chlor	Brom	Jod
Ciężar związkowy	35,45	79,96	126,85
Punkt wrzenia	—33,6°	63°	184°
Punkt krzepnięcia	—102°	—7°	114
Gęstość pary	0,00317	0,00714	0,0113

U. Miałem się dowiedzieć, że jod istnieć może również w stanie ciekłym i gazowym.

N. Dobrze. Biorę suchą kolbę i ogrzewam ją mocno nad lampą, jednocześnie ciągle poruszając. Teraz wrzucam w nią kawałek jodu; topi się prawie natychmiast, tworząc ciecz prawie zupełnie czarną.

U. Jakie to śliczne. Nigdy nie widziałem jeszcze tak wspaniałego koloru fioletowego!

N. Kolor pary jodu jest fioletowy. Gdy poruszam kolbę, widzisz iż ciężka para jodu spoczywa na dnie i pozwala się poruszać w jedną i drugą stronę. Gęstość pary jodu jest prawie dziewięć razy większa niż gęstość powietrza. Zostawiam teraz kolbę na czas jakiś w spokoju. Co widzisz?

U. Kolor staje się coraz słabszym i na ścianach pojawiają się czarne punkty.

N. Para jodowa zgęściła się znów na jod stały. Jod topi się w temperaturze 114°, wrę zaś w 184°; w temperaturze pokojowej ciśnienie pary jego jest bardzo słabe i dlatego też, po oziębieniu kolby, wszystek prawie jod powraca do stanu stałego. Przyjrzyj się jednak dokładniej tym czarnym punktom. Weź lupę.

U. One błyszczą, i mają kształt tak regularny, jakby były kryształami.

N. Bo też są niemi. Mówiłem już poprzednio, iż przy przejściu substancji w stan stały wydziela się ona prawie zawsze w postaci kryształów. Tylko nie zawsze kryształy są tak piękne jak w tym przypadku. Gdy ogrzeję miejsce, na którym znajduje się największa ich ilość, wówczas tworzy się znów para fioletowa, znika jednak szybko i znów tworzą się kryształy; lecz już w innym, chłodniejszym miejscu.

U. Jest to prawie to samo co destylowanie.

N. Naturalnie; przemiana substancji stałej w parę w celu otrzymania jej znowu w postaci stałej; nosi jednak

inną nazwę, nazywa się mianowicie — sublimowaniem. Pознаłeś więc zachowanie się jodu wobec zmian temperatury; zobaczmy teraz jak się zachowuje wobec wody. Czego się spodziewasz?

U. Chlor i brom rozpuszczają się w wodzie, jod więc prawdopodobnie również się rozpuszcza.

N. Spróbujemy. Biorę nieco jodu, rozcieram go dokładnie w moździerzu, aby się prędzej rozpuścił (jeżeli może), wsypuję go do kolby i nalewam nań sporą ilość wody. Co widzisz?

U. Wygląda to tak, jakby się nie rozpuszczał; nie widzę żadnego zabarwienia.

N. Odlewam nieco cieczy tej do probówki, potrzymaj ją nad białym papierem i spójrz z góry.

U. Postępowaliśmy w sposób podobny z chlorem. Istotnie, zdaje mi się, iż cokolwiek jodu się rozpuściło, woda bowiem przybrała kolor brunatny.

N. Masz słuszność; jod rozpuszcza się w wodzie, lecz rozpuszczalność jego jest bardzo małą. Chcę jednak rzecz całą uwidocznić wyraźniej. Mam tu odrobinę krochmalu. Zagotowuję w kolbce trochę wody, do której dodaję nieco krochmalu, rozrartego poprzednio z wodą.

U. Otrzymamy kłajster.

N. Tak, lecz kłajster nader rzadki, wziąłem bowiem bardzo niewielką ilość krochmalu. Wlewam parę kropli tego kłajstru do probówki z roztworem jodu.

U. To dziwne. Roztwór przybrał piękny kolor niebieski.

N. Jod łączy się z krochmalem, tworząc związek koloru niebieskiego. Zabarwienie to jest tak silne, iż pozwala wykryć obecność nadzwyczaj małych ilości jodu. Krochmal jest więc odczynnikiem na jod.

U. A jod na krochmal.

N. Naturalnie; wszystkie reakcje są wzajemne.

U. Czy i krochmal jodowy jest solą?

N. Nie; krochmal nie jest przeciwie metalem. Jest on związkiem węgla z wodorem i tlenem, a i o związku niebieskim jodu z krochmalem nie wiele wiemy więcej; ponadto, iż tworzy się zawsze, gdy jod zetknie się z krochmalem.

U. Czy związek ten może być używany do barwienia?

N. Nie; jest on na to zanadto nietrwały. Ogrzewam teraz probówkę z roztworem niebieskim.

U. Roztwór odbarwił się zupełnie.

N. Teraz zanurzam dolną część probówki w zimną wodę.

U. Kolor niebieski powraca, ale tylko dolne warstwy cieczy są zabarwione.

N. Wyjmuję probówkę z wody i trzymam ją pionowo ostrożnie, bacząc by się zawartość nie zmieszała.

U. Roztwór jest u dołu niebieski—u góry bezbarwny. Teraz wszystko stało się niebieskie.

N. Jaki stąd wyprowadzasz wniosek?

U. Że krochmal jodowy posiada w temperaturach niższych kolor niebieski, w wyższych zaś jest bezbarwnym.

N. W zupełności tak nie jest, patrząc bowiem na roztwór z góry — poznajesz brunatnawy kolor roztworu wodnego jodu.

U. A więc w temperaturze wyższej jod znowu się pojawia?

N. Wyrażę dokładniej to, co masz na myśli. W temperaturze wyższej jod i krochmal nie mogą się łączyć z sobą i pozostają w roztworze obok siebie, w niskiej zaś temperaturze połączenie to jest możliwym i tworzy się niebieski krochmal jodowy.

U. Jakimże to sposobem się dzieje, że te same substancje raz tworzą związek, drugi raz zaś—nie?

N. Temperatura wywiera ogromny wpływ na fakt łączenia się z sobą lub niełączenia danych substancji.

U. Ach tak! Żelazo i węgiel spalają się również z tlenem dopiero w temperaturach wysokich, nie spalają się natomiast w niskich.

N. Fakty jednak przytoczone przez ciebie nie zupełnie są podobne do rozpatrywanego przez nas obecnie. Przyczyną faktu, iż pozornie spalanie się nie odbywa się w temperaturach zwyczajnych jest to, iż szybkość procesów tych jest w temperaturach niskich tak mała, iż zauważyć się nie daje, tu zaś w temperaturach wyższych połączenie nie nastąpi nigdy, chociażbyś nie wiem jak długo czekał.

U. Ponieważ jod łączy się tak szybko z krochmalem w temperaturach niskich, powinien by się przeto łączyć w wyższych jeszcze szybciej?

N. Bardzo dobrze, szybkość procesów chemicznych stale wzrasta ze wzrostem temperatury. Ale, tu rzecz się ma tak, iż związek chemiczny jodu z krochmalem istotnie rozkłada się w temperaturach wyższych i tworzy się z powrotem, gdy roztwór ostudzimy. Może zrozumiesz lepiej, gdy ci zwrócę uwagę, iż woda, która w temperaturach zwykłych jest ciekłą — w wyższych istnieje jako para, po oziębieniu zaś pary otrzymujemy znowu wodę.

U. Lecz woda paruje właściwie we wszystkich temperaturach z tą jedynie różnicą, iż w wyższych mocniej.

N. Rzecz się ma podobnie i z krochmalem jodowym; takowy jest już częściowo rozłożony i w temperaturze pokojowej, rozkład postępuje w miarę tego, jak temperatura wzrasta aż do zupełnego rozpadnięcia się związku. Narazie nie będziemy się jednak dłużej zajmowali całą tą sprawą; powrócimy do tych nadzwyczaj ważnych zagadnień wówczas, gdy posiadasz znacznie więcej wiadomości z dziedziny chemji. Teraz powiedz mi, dlaczego w doświadczeniu naszym roztwór w dolnej części próbówki był koloru niebieskiego, w górnej zaś—bezbarwny.

U. Ponieważ u dołu był zimny u góry zaś gorący.

N. Dobrze. Gdybym jednak roztwór ostudził u góry, u dołu zaś pozostawił gorącym.

U. Wówczas byłby niebieskim u góry, bezbarwnym zaś u dołu.

N. Hm! Gdy ogrzewam próbówkę, wprowadzam przecie jedynie jej dolną część w zetknięciu z płomieniem, a jednak wszystek roztwór się odbarwia, nie zaś część jego. Wogóle, gdy wodę grzejemy np. w kotle, ogrzewamy jedynie spód jego. Jakaż jest przyczyna tego że wszystka woda staje się gorącą?

U. Bo woda ciepła jest lżejszą od zimnej i dlatego unosi się w górę. Możemy więc mieć u dołu wodę zimną, u góry gorącą, nigdy zaś odwrotnie.

N. Zupełnie dobrze. Powróćmy teraz do naszego roztworu wodnego jodu i pokażę ci, w jaki sposób wykazuje się za jego pomocą obecność krochmalu. Dla rozpuszczenia jednak większej ilości jodu w wodzie, w celu szybszego i wyraźniejszego przeprowadzenia doświadczeń naszych — dodaję do wody trochę alkoholu (około 1^o); teraz rozpuszcza się znacznie więcej jodu i ciecz staje się zupełnie brunatną.

U. Jakaż jest przyczyna tego zjawiska?

N. Jod rozpuszcza się w samym alkoholu z wielką łatwością. Po dodaniu silnie rozpuszczającego alkoholu do słabo rozpuszczającej wody, otrzymujemy mieszaninę, której własność rozpuszczania jodu jest średnią pomiędzy własnościami alkoholu i wody.

U. Czy tak zawsze bywa?

N. Nie zawsze, lecz w większości przypadków. Zauważę przytem, iż działanie mieszaniny nie daje się określić na mocy znajomości działania obu części składowych zgodnie z prawem o mieszaninach. W grubych jednak zarysach prawo to może być stosowane.

U. A więc nie mamy tu do czynienia z prawdziwym prawem natury, gdyż to ostatnie pozwala zawsze obliczyć następstwa.

N. Co do obliczania następstw masz słuszość. I tu istnieć musi jakieś prawo natury, jest ono tylko, rzecz prosta, bardzo skomplikowane i dlatego nie odkryto go dotychczas. Biorę obecnie parę kropli mojego brunatnego roztworu jodu i umieszczam je na kawałku bułki.

U. W miejscu tem bułka stała się zupełnie czarną.

N. Raczej niebieską, lecz kolor ten jest tu tak ciemny, iż wygląda jak czarny. Jod połączył się z krochmalem, znajdującym się w bułce i utworzył ciemnoniebieski krochmal jodowy. Tym sposobem możesz wykryć obecność krochmalu w kartoflach, jabłkach, grochu, fasoli i t. d.

U. Czy wszystkie one zawierają krochmal?

N. Tak, zawiera go również i wiele innych części roślin. I w tym razie, gdy rzeźnik doda w celach oszustwa mąki do kiełbasy—można wykazać obecność jej metodą powyższą, gdyż samo mięso krochmalu nie zawiera. Za pomocą roztworu jodowego odkryto mnóstwo ważniejszych jeszcze rzeczy. Znalcziono przedewszystkiem, że w liściach, wystawionych na działanie słońca znajduje się krochmal, braknie go natomiast w liściach, które przez czas dłuższy znajdowały się w ciemności.

U. Od czegoż to zależy i dlaczego jest to tak ważnem?

N. Mówiłem ci już poprzednio, iż słońce wykonywa w roślinach zielonych pracę (I, 167), otóż doświadczenia te wykazały, iż, jako pierwszy rezultat widoczny tej pracy — zjawia się krochmal.

U. Dlatego więc znajduje się on w liściach, które były na słońcu, co się z nim jednak dzieje w ciemności?

N. Część jego zostaje zużytą, część zaś odprowadzoną gdzieindziej. Liść musi tak samo jak zwierzę dla podtrzymania swego życia spalać pokarm swój z tlenem, lecz uskutecznia to zapomocą energii słonecznej, co jest dla zwierzęcia niemożliwem. Gdy więc roślina przez czas dłuższy postoi w ciemności — cały zapas krochmalu wyczerpuje się i dlatego nie jesteśmy w stanie wykazać jego obecności?

U. Lecz dlaczego kartofle zawierają krochmal, przecież znajdują się one w ziemi, a więc w ciemności?

N. Bardzo rozsądne pytanie! Krochmal dostaje się tam drogą następującą. Liść jest fabryką wytwarzającą krochmal; gdyby krochmal pozostawał tam, gdzie się tworzy—zajął by wkrótce całą przestrzeń i fabryka nie mogłaby już

działać. Rośliny przeto odprowadzają produkt gotowy do innych miejsc, w których takowy nietylko nie zawadza, lecz przeciwnie, przynosi znaczne korzyści. Takimi częściami roślin są przeważnie nasiona i kłącza, z których później rozwijają się młode rośliny. One nie posiadają z początku liści zielonych, a więc i nie mogą wytworzyć dla siebie pożywienia, muszą przeto żyć na rachunek gotowego zapasu, w danym wypadku—nagromadzonym krochmalem. Rośliny nagromadzają w ten sposób energję słoneczną na użytek człowieka i zwierzęcia. Lecz powróćmy do jodu. Jakie doświadczenie mogłoby wykazać, czy własności jodu są podobne do własności chloru i bromu, czy też nie?

U. Czy łączy się on z metalem?

N. Łączy się. Oto wstrząsam mój roztwór jodu z proszkiem magnezu. Roztwór odbarwił się zupełnie, tak samo jak to miało miejsce z roztworem bromu. Cóż więc zaszło?

U. Czy utworzył się jodek magnezu?

N. Tak, to jest, jod i magnez przemieniły się w jon jodu i jon magnezu. Odsączam roztwór i dodaję nieco wody bromowej. Co widzisz?

U. Roztwór stał się znów brunatny jak od jodu.

N. W jaki sposób możesz się dokładnie przekonać, iż masz tu do czynienia właśnie z jodem?

U. Dodam krochmalu do roztworu.

N. Bardzo dobrze! Mamy jeszcze nieco kłajstru krochmalowego. Istotnie roztwór stał się prawie zupełnie czarny.

U. Lecz nie niebieski, ciecz posiada kolor raczej brunatno-zielonawy.

N. To dlatego, że zaledwie niewielka część jodu zamieniła się mogła w krochmal jodowy, gdyż dodałem bardzo małą ilość krochmalu. Przelewam teraz nieco zielonawego tego roztworu do innego naczynia, rozcieńczam wodą i dodaję znów krochmalu.

U. Tak, teraz mamy znów piękny kolor niebieski. Mamy tu rzeczywiście do czynienia z jodem.

N. Możesz teraz ogrzać jeszcze ciecz w probówce dla przekonania się, czy nastąpi odbarwienie cieczy w gorącu i czy powróci niebieskie zabarwienie po ostudzeniu. Biorę teraz pozostałą część roztworu jodku magnezowego i dodaję doń kroplę roztworu azotanu srebra. Co się tworzyło w tych warunkach w roztworach, zawierających jony chloru i bromu?

U. Tworzył się biały osad. I tu tworzy się osad, lecz posiada on kolor żółtawy.

N. Widzisz tu więc jednocześnie podobieństwo i różnicę zachodzącą pomiędzy jodem i innymi chlorowcami. Lecz podobieństwo na tem się nie kończy: dodaję do mojego roztworu jodu nieco ługu sodowego. Co widzisz i czem to tłumaczysz?

U. Roztwór stał się jasnym. Prawdopodobnie utworzyła się sól posiadająca długą nazwę.

N. Co masz na myśli?

U. Coś w rodzaju podjodanu sodu.

N. Nazwa prawidłowa (str. 74) tej soli jest podjodyn (hypo-jodit) sodu. Napisz mi równanie chemiczne!

U. $2 \text{Na OH} + \text{I}_2 = \text{Na O I} + \text{Na I} + \text{H}_2 \text{O}$.

N. Dobrze. A gdy roztwór postoi przez czas dłuższy, wówczas następuje reakcja z sześciu ciężarami związkowemi sodu. Napisz ją i odczytaj!

U. $6 \text{Na O H} + 3 \text{I}_2 = \text{Na I O}_3 + 5 \text{Na I} + 3 \text{H}_2 \text{O}$. Tworzy się —

N. Jodan sodu. Z jodem proces ten odbywa się daleko łatwiej i prędzej, niż z innymi chlorowcami, tak, że podjodyn sodu przechowywać się nie daje; istnieje on jedynie w roztworze przez czas bardzo krótki.

U. A czy istnieje również jodowodór?

N. Naturalnie; jest on również gazem jak chlorowodór i bromowodór, daje się jednak daleko łatwiej skroplić niż tamte, łatwiej się przytem w wodzie rozpuszcza. Poza tem jest on bezbarwny jak oba gazy powyższe.

U. Czy nie mógłbyś tego zobaczyć?

N. Nie jest to tak łatwo. Masz tu przed sobą roztwór wodny tego związku, który otrzymałem przed chwilą. Dopóki jest świeży—jest bezbarwny. Odlewam teraz nieco tej cieczy do płaskiej miski porcelanowej i jak widzisz, ciecz ta zaczyna wkrótce brunatnieć.

U. Wygląda to jak jod. Dodajmy trochę kłajstru krochmalowego!

N. Dobrze, wykonam to. Roztwór staje się niebieskim, mamy tu więc w samej rzeczy do czynienia z jodem wolnym.

U. A skutek czego jod się wydziela?

N. Wskutek działania tlenu z powietrza, który łączy się z wodorem jodowodoru podług równania $2 \text{H I} + \text{O} = \text{H}_2 \text{O} + \text{I}_2$. Gdyby roztwór ten pozostał na powietrzu przez dni kilka, wówczas wszystek jodowodór przemienił by się w wodę i jod, któryby się w końcu wydzielił pod postacią pięknych kryształów. Związek jodu z wodorem jest bardzo słaby t. j. rozkłada się łatwo na pierwiastki.

U. Jest to więc do pewnego stopnia wręcz przeciwne temu, cośmy widzieli przy chlorowodorze, tam bowiem tworzył się ten ostatni z chloru i wody, tlen zaś wydzielął się.

N. Bardzo słusznie, zapomniałeś jedynie dodać, iż potrzebna do tego była jeszcze pomoc światła. Pokażę ci przytem, że jodowodór jest kwasem również silnym jak i związki innych chlorowców z wodorem. Nalewam roztworu na kawałeczek cynku lub magnezu i widzisz, że wodór wydziela się tak szybko, jak gdybym użył kwasu solnego. Jedna kropla, dodana do dużej ilości wody, daje roztwór zabarwiający natychmiast lakmus na czerwono. Narazie skończyliśmy z jodem.

15. Siarka.

N. Co wiesz o siarce?

U. Jest to przedmiot stały barwy żółtej.

N. Słowo „przedmiot” jest tu źle użyte. Jaka jest różnica pomiędzy przedmiotem a ciałem?

U. Przedmiot oznacza coś określonego np. pod względem formy, wówczas gdy nazwa „ciała” dotyczy wszystkich przedmiotów, posiadających jednakowe własności.

N. Powiedz: jednakowe cechy stałe t. j. takie, których dowolnie zmieniać nie możemy. Wymień kilka takich własności siarki.

U. Siarka jest złym przewodnikiem elektryczności, jest też palną i przy spalaniu wydaje odór bardzo nieprzyjemny.

N. Wyraziłeś się niezupełnie dobrze. Siarka nie posiada wogóle zapachu, nie posiada go również wówczas, gdy się pali.

U. Tak, zapach nieprzyjemny posiada nie siarka, lecz to, co się z niej przy spalaniu tworzy. Musi to być jakiś związek siarki z tlenem.

N. Zupełnie dobrze. Ciało to nazywa się dwutlenkiem siarki, ponieważ zawiera dwa ciężary związkowe tlenu na jeden siarki. Jaką postaciowość posiada dwutlenek siarki?

U. Musi to być gaz lub para.

N. Tak. Odczuć za pomocą powonienia możemy tylko to, co się nam dostaje do nosa, a dostają się tam tylko ciała gazowe.

U. A więc siarka nie paruje, ponieważ nie posiada zapachu.

N. Byłby to wniosek słuszny, gdyby nie pewne ale. Czy przypuszczasz iż istotnie powonienie twoje wykazuje ci obecność wszystkiego, co się znajduje w powietrzu?

U. O ile to coś posiada zapach, zdaje mi się że—tak. Jeżeli np. mam zaduch w pokoju, wietrzę pokój tak długo, aż wszystkie zaduch wyjdzie, a wówczas wyjdzie przecie i to co posiada nieprzyjemny zapach.

N. Otóż właśnie co do tego to bardzo wątpię. Wyjdzie jedynie większa część tego „co nieprzyjemny zapach posiada, gdy jednak ilość jego, znajdująca się w danej przestrzeni obniży się do pewnej granicy, wówczas żadnego zapachu już nie poczujesz, ponieważ powonienie twoje będzie na to zamało wrażliwym. Powonienie jest odczynnikiem na pewne substancje, mianowicie na te, które wywołują w nas uczucie zapachu. Zapytasz, jakie są te substancje. Otóż nic ogólnego o tem nie wiemy, jak również o tem, jakie substancje wywołują w oku naszym wrażenie barw. Każdy odczynnik, a więc i powonienie posiada wrażliwość ograniczoną i czujemy zapach jedynie wówczas, gdy ilość substancji w danej przestrzeni przekracza pewne granice. Wielkością, o którą nam tu chodzi jest ilość, i takowa podzielona przez przestrzeń, daje nam to, co nazywamy stężeniem (koncentracją). Każdy odczynnik staje się nieprzydatnym, gdy stężenie jego spadnie niżej pewnej granicy.

U. Jak mam rozumieć to, że odczynnik staje się nieprzydatnym?

N. Reakcja nie następuje wcale lub nie można jej zauważyć. Np. palenie się drzewa lub tlenie węgla jest odczynnikiem na tlen. Lecz w powietrzu, w którym drzewo zgasło, znajduje się jeszcze pewna ilość tlenu.

U. W jaki sposób możemy się o tem przekonać?

N. Umieszczając w niem palący się fosfor, który będzie się w niem palił w dalszym ciągu. Fosfor nazywamy przeto czulszym odczynnikiem na tlen niż węgiel i drzewo.

U. A więc zapachu pary siarki nie czuję dlatego tylko, że powonienie moje nie jest dość czułe?

N. Tylko dlatego. Przekonam cię doświadczalnie, iż siarka w samej rzeczy paruje w temperaturze pokojowej. Weź łyżeczkę srebrną i włóż na nią kawałeczek siarki. Gdy się na drugi dzień łyżeczce przyjrzyysz, zobaczysz iż dokoła miejsca, na którym leżała siarka, utworzyło się pole brunatne.

U. W jaki sposób ono powstało?

N. Siarka paruje, para jej łączy się ze srebrem, tworząc związek koloru brunatnego, który się nazywa siarczkiem srebra.

U. Skądże wiadomo, że związek ten utworzyła para?

N. Gdyby związek powstał wskutek działania siarki stałej, otrzymalibyśmy na łyżeczce płamę jedynie w tem miejscu, w którym kawałek siarki stykał się bezpośrednio z łyżeczką. Tworzenie się pola dowodzi, iż siarka dosięgła i miejsc dalszych, dosięgnąć zaś mogła jedynie jako para.

U. Teraz rozumiem. A więc łyżeczka srebrna jest czulszym odczynnikami na siarkę, niż moje powonienie.

N. Tak. Lecz pochodzi to w części i stąd, iż siarka działała na srebro, z którego zrobiono łyżeczkę, znacznie dłużej, niż na twój organ powonienia.

U. Czy to zawsze tak bywa?

N. Nie zawsze, zwykle jednak, gdy działanie może się w jednym miejscu ześrodkować zamiast rozproszyć. Lecz powróćmy do naszej siarki. Poznałeś ją jako ciało stałe i jako gaz, zobaczymy teraz jak wygląda ona jako ciecz. Czy można siarkę stopić?

U. Można. Widziałem wyraźnie iż siarka w zapalce topi się przy zapaleniu.

N. Spostrzeżenie zupełnie słuszne. Wykonamy obecnie doświadczenie to na trochę większą skalę. W tej oto probówce ogrzewam kilka kawałków siarki nad płomieniem lampy. Siarka topi się łatwo, mianowicie już w temperaturze 120°. Ciecz wylana z probówki zastyga wkrótce, tworząc z powrotem siarkę żółtą, stałą. Co wiesz o topieniu się i krzepnięciu wody.

U. Topienie się i krzepnięcie odbywa się tam w tej samej temperaturze, mianowicie przy 0° C.

N. Dobrze. Otóż dla siarki punkt topliwości wynosi nie 0° lecz 120° C. Lecz ogrzewajmy naszą siarkę w dalszym ciągu. Co nastąpi?

U. Prawdopodobnie siarka zacznie wrzeć.

N. Dobrze. Nastąpi i to wkońcu, przedtem jednak zobaczymy jeszcze inne ciekawe rzeczy. Mów mi co widzisz!

U. Kolor siarki staje się coraz ciemniejszy. Ostrożnie, bo siarka się wyleje! To dziwne — nie wylewa się. Czyżby miała nagłe skrzepnąć?

N. Nie, lecz stała się bardzo lepka. Siarka tem różni się od innych substancji, iż jako ciecz w określonych temperaturach staje się przez ogrzanie bardziej lepka, gęstsza wówczas gdy powszechnie rzecz się ma przeciwnie. Nie wyjaśniono zresztą dotychczas w sposób wystarczający przyczyn tego zjawiska.

U. Siarka przybrała przytem kolor czarno-brunatny. Może przypaliła się ona przytem jak mleko lub ciasto?

N. Na to wygląda, tak jednak nie jest. Po usunięciu probówki z nad płomienia ujrzymy, iż wszystkie widziane przez nas zjawiska powtórzą się w porządku odwrotnym. Siarka staje się znów jaśniejszą i cieklejszą, a teraz krzepnie.

U. Na czem więc polega różnica?

N. Na tem iż tamte ciała są połączeniami rozmaitych substancji z węglem; związki te rozpadają się pod wpływem gorąca, przyczem węgiel się wydziela. Siarka zaś jest pierwiastkiem i rozłożyć się nie może. Ogrzewam ją raz jeszcze. Następują kolejno wszystkie zjawiska, któreś już poznał i w końcu, gdy zwiększymy płomień naszej lampy, siarka zacznie wrzeć. Para jej posiada kolor ciemny, mianowicie czerwono-brunatny.

U. Jest on prawie niedostrzegalny.

N. Tak, z łatwością bowiem skrapla się z powrotem, gdyż wobec wysokiej temperatury wrzenia, 445° C. może łatwo przejść w siarkę ciekłą. Wlewam teraz stopioną, ciemno-brunatną siarkę do zimnej wody. Wyjm ją teraz.

U. Przecież to nie jest siarka, wygląda to jak smoła lub guma.

N. A jednak jest to siarka. Gdy ją zapalę—pali się jak siarka zwykła i po dłuższym leżeniu przechodzi w zwykłą cytrynowo-żółtą siarkę stałą. Jest to jedynie inna odmiana siarki, mianowicie siarka bezkształtna (amorfna).

U. Proszę o wyjaśnienie.

N. Tłomaczyłem ci przecież, gdyśmy mówili o węglu, iż jedna i ta sama substancja istnieć może w różnych odmianach, nie różniących się jednak pomiędzy sobą pod względem chemicznym. Czy pamiętasz co mówiłem o węglu?

U. Węgiel napotykamy w przyrodzie jako grafit, djament i węgiel bezkształtny, wszystkie te jednak ciała nie są niczem innym jak węglem. Po spaleniu bowiem rozmaitych odmian węgla otrzymujemy jednakowe ilości dwutlenku węglowego.

N. Po spaleniu jednakowych ilości tych odmian węgla otrzymamy jednakowe ilości dwutlenku węgla. W jaki sposób zastosujesz to do siarki, mającej wygląd gumy?

U. Jeżeli ciało to nie jest niczem innym jak siarką, w takim razie powinno ono dać po spaleniu się taką samą ilość produktu spalania, jak równa jej wagowo ilość siarki zwyczajnej.

N. Bardzo dobrze. Tak jest w samej rzeczy. Ilość jednak ciepła, wydzielającego się przy spalaniu siarki bez-

kształtnej, nie jest ta sama, co przy spalaniu siarki zwyczajnej, lecz większa. Jaka jest przyczyna tego?

U. Różne odmiany stałe nazywają się alotropowymi i zawierają różne ilości energii. Prawdopodobnie siarka bezkształtna posiada jej więcej niż żółta i dlatego może jej więcej wydzielać.

N. Doskonale!

U. Prócz tego, energję uważać możemy za pewien rodzaj substancji. Odmiany alotropowe zawierają różne ilości tej substancji (I, 15). Owa różnica ilościowa musi się więc przejawiać, gdy powstaje jeden związek z różnych odmian.

N. Bardzo dobrze. Tak jest istotnie. Możesz się tu również przekonać, iż porównanie odmian alotropowych danej substancji do jej postaciowości jest uprawnionem, mogą bowiem przemienić siarkę żółtą w bezkształtną; ta ostatnia przechodzi znowu sama przez się z powrotem w odmianę żółtą.

U. Lecz kawałek ten wygląda wciąż jak guma

N. Jutro lub pojutrze stanie się on twardym i kruchym, szczególnie, gdy umieścisz go w miejscu ciepłym.

U. Dlaczego przemiana nie odbywa się od razu?

N. Ponieważ przemiana ciał stałych odbywa się wogóle bardzo powoli, towarzyszą jej przytem zjawiska zbliżone do zjawiska przechłodzenia.

U. Mieliliśmy coś podobnego przy djamacie.

N. Oprócz powyższych dwóch odmian alotropowych siarki istnieją inne jeszcze. Znamy jeszcze pięć do sześciu odmian siarki stałej, różniących się od siarki zwykłej. Nie pokażę ci ich, są one bowiem nietrwałe w temperaturze pokojowej i otrzymywanie ich połączone jest z trudnościami. Zwróćmy się lepiej do produktu, powstającego przy spalaniu się siarki.

U. Do tego co posiada tak ostry zapach?

N. Tak. Wiesz już, iż produkt ten jest gazem; nazywa się on dwutlenkiem siarki, a więc na jeden ciężar związkowy siarki przypadają dwa ciężary związkowe tlenu. Wzór jego jest SO_2 . Napisz mi teraz równanie dla procesu spalania się siarki i pomyśl, jaki wzór posiada tlen, znajdujący się w powietrzu.

U. $S + O_2 = SO_2$.

N. Bardzo dobrze. Wynika stąd, iż objętość tlenu, a więc i powietrza nie zmienia się, gdy siarka się w niem pali.

U. Dlaczego?

N. Powinieneś wyczytać to z twego równania. Siar jest ciałem stałym. Ile więc moli dwutlenku siarki powstaje z jednego mola tlenu i w jakim stosunku wzajemnym znajdują się przestrzenie, z których każdą zajmuje jeden mol odnośnego gazu?

U. Ponieważ jednakowa ilość moli gazów zajmuje przestrzenie jednakowe, a więc i jeden mol dwutlenku siarki musi zajmować taką samą przestrzeń jak jeden mol tlenu.

N. Dobrze. Dla lepszego zrozumienia wykonany pewne doświadczenie. Zginam rurkę szklaną w dwóch miejscach, tak, by części odgięte znajdowały się równoległe do siebie. Gdy wleję do rurki rtęci, otrzymamy to, co się nazywa manometrem (rys. 19).

U. Co to jest?

N. Jest to przyrząd do mierzenia ciśnień. Gdy wezmę górny koniec rurki w usta i będę wciągał lub właczał w nią powietrze, wówczas rtęć w rurce będzie się poruszać i odwrotnie, obserwując poziom rtęci w rurce, będę mógł wnioskować o ciśnieniu w naczyniu.

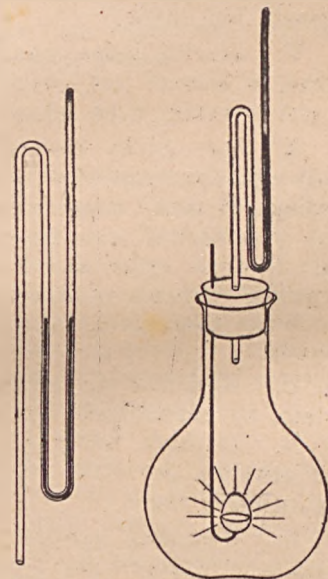
U. Jest to właściwie taki sam przyrząd jak ten, który nam służył do sprawdzania prawa Boyle'a (I, 129).

N. Naturalnie; różnica cała polega na tem iż nasz manometr nie potrzebuje specjalnego oparcia. Przymocowałem do korka drut zaopatrzony u dołu w małą łyżeczkę, na której umieszczam kawałek siarki. Zapalam siarkę i zatykam szczelnie kolbę korkiem (rys. 20). Patrz na manometr!

U. Rtęć podnosi się w rurce zewnętrznej. W kolbie więc ciśnienie jest większe niż na zewnątrz.

N. Masz słuszność. Pochodzi to stąd, iż wskutek palenia się siarki powstaje ciepło, które powoduje zwiększenie ciśnienia powietrza znajdującego się w kolbie.

U. Siarka przestała się palić, a otóż i rtęć zaczyna opadać.



Rys. 19 i 20.



N. Po zupełnem ochłodzeniu się wnętrza kolby—rteć zatrzyma się w obu ramionach rurki na jednakowym poziomie, co będzie dowodziło, iż ze spalonego tlenu powietrza powstała równa mu objętość dwutlenku siarki.

U. Jakiem prawem możemy to mówić?

N. Gdyby utworzyła się np. dwa razy większa objętość dwutlenku siarki i gdybyśmy nie pozwolili na wyjście gazu z kolby, coby wówczas było?

U. Ciśnienie w kolbie musiałyby się zwiększyć. Ponieważ ciśnienie pozostało bez zmiany, a więc tlen zastąpiony został przez objętościowo równą mu ilość nowego gazu.

N. Naturalnie. Prawo, głoszące, iż jednakowa ilość moli różnych gazów zajmuje przestrzeń jednakową, stosuje się do jednakowych warunków temperatury i ciśnienia. Możemy osiągnąć też, iż niejednakowe ilości moli zajmą jednakowe przestrzenie, wówczas jednak ciśnienia i temperatury muszą być różne.

U. Jeszcze jedno pytanie. W kolbie było tylko powietrze, w którym jest jedynie $\frac{1}{5}$ część tlenu. Czy wniosek nie jest w takim razie fałszywym?

N. Nie, gdyby bowiem z tej jednej piątej części powstały np. dwie piąte dwutlenku siarki, ciśnienie musiałyby wzrosnąć. W tlenie samym ciśnienie zwiększyłyby się w dwójnasób w powietrzu zaś jedynie o jedną piątą—oto cała różnica. Dlatego tylko nie wziąłem samego tlenu, że w tym przypadku ciśnienie w kolbie stałoby się zbyt wielkie wskutek silnego rozgrzania. Otwieram kolbę i wlewam doń nieco wody.

U. Wydziela się przytem nieco gazu z kolby. Nie powiem, by zapach jego był przyjemny.

N. Zatykam kolbę i wstrząsam gaz z wodą. Gdy ją teraz otworzę, powietrze wpadnie do niej z szumem. Co wnioskujeś z tego?

U. Wewnątrz nastąpiło zmniejszenie się ciśnienia, ponieważ gaz rozpuścił się w wodzie.

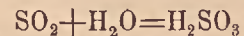
N. Bardzo dobrze; dwutlenek siarki rozpuszcza się w wodzie, która może pochłonąć znaczne jego ilości. To co przytem powstało — poznasz, zanurzając w cieczy kawałek niebieskiego papierka lakmusowego.

U. Papierek stał się czerwony. Czy utworzył się tu jakiś kwas?

N. Tak. Dwutlenek siarki sam przez się nie jest kwasem, nie zawiera bowiem wodoru (str. 12). Co więc musiało zajść, gdy się dwutlenek siarki rozpuścił w wodzie?

U. Musiał on skądś otrzymać wodór. Czy może zabrać go z wody, tlen zaś odrzucić?

N. Bierze go rzeczywiście z wody, nie odrzuca jednak przytem tlenu, żaden gaz bowiem przytem się nie wydziela. Łączy się on z całą wodą, podług równania:



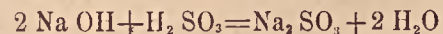
dwutlenek siarki i woda dają kwas siarkawy, gdyż H_2SO_3 nosi nazwę kwasu siarkawego.

U. Czy mogę kwas ten zobaczyć?

N. Nie, gdybyś go chciał otrzymać z roztworu przez odparowanie wody, wówczas ulotniłby się jednocześnie i dwutlenek siarki i nieby nie pozostało.

U. Skądże więc wiemy, iż kwas taki istotnie znajduje się w roztworze?

N. Gdy do roztworu dodasz ługu sodowego, wówczas tworzy się odnośna sól sodowa podług wzoru:



Sól tą, posiadającą nazwę siarczynu sodu, czyli sulfitu sodowego otrzymać można z łatwością przez odparowanie roztworu. Kryształy tej soli są bezbarwne. W takiż sam sposób otrzymać można dowolne inne siarczyny, czyli sulfity, biorąc odpowiednie zasady czyli wodorotlenki. Roztwory soli tych zawierają dwuwartościowy jon siarczynowy SO_3^{2-} . Zapamiętaj sobie przytem nową nazwę. Ponieważ kwas siarkawy tworzy się z dwutlenku siarki i wody, nadają mu również nazwę wodzianu (hydrat) dwutlenku siarki.

U. Co oznacza ta nazwa?

N. Hydrat jest nazwą grecką wody. Hydrat więc to samo, co połączenie z wodą. I odwrotnie—dwutlenek siarki nazywa się bezwodnikiem (anhydrid) kwasu siarkawego. Bezwodnikami (anhydridami) nazywamy substancje powstające z innych przez utratę wody.

U. Czy tworzą one odrębną klasę substancji, jak np. kwasy?

N. Nie, powiedziałem ci nazwę tę dlatego, że jest bardzo często używaną. Wymienię ci obecnie i pokażę niektóre szczególne własności dwutlenku siarki. Po pierwsze, wywiera on bardzo szkodliwy wpływ na rozwój roślin.

U. Niedarmo posiada on tak nieprzyjemny zapach.

N. Byłoby to jeszcze powodem niewystarczającym; ale trzeba pomyśleć o związkach azotu (I, 128). Lecz nawet

bardzo niewielkie ilości jego wywierają wpływ swój, tak że w pobliżu hut t. j. fabryk wyrabiających metale z rud, co połączone jest zwykle z ulatnianiem się dwutlenku siarki — wszystka prawie roślinność ginie. Węgiel kamienny, zawierający stale domieszkę siarki, daje przy spaleniu pewną ilość dwutlenku siarki i ponieważ takowy wraz z dymem udziela się powietrzu miejskiemu — wywiera on tam wpływ szkodliwy na wszystkie plantacje miejskie.

U. Drzewa w alejach tracą wszystkie liście na samym początku jesieni. Czy znajduje się to w związku z dwutlenkiem siarki?

N. Nieinaczej i drzewa iglaste, które igły swe zachowywać muszą przez lat kilka, nie mogą w powietrzu takim rozwijać się zdrowo. Również z trudnością utrzymać się dają rośliny w mieszkaniach, w których dużo gazu się spala, ponieważ i gaz, pomimo oczyszczania, zawiera również nieco siarki.

U. Jest to więc substancja bardzo niemiła.

N. Ma ona i dobre swoje strony, tak samo bowiem działa i na niepożądane rośliny niższe np. na pleśń. Spalenie kilku funtów siarki w piwnicy, w której pleśń się znajduje — niszczy pleśń zupełnie. Aby uchronić beczki do wina przed pleśnieniem — we wnętrzu ich spala się nieco siarki.

U. A więc taka niemiła substancja może być i pożyteczną.

N. Pożyteczną może być każda substancja, należy jedynie znać jej własności i umieć je zastosować. Jest to również przyczyną, dla której tak starannie się bada własności różnych substancji. Teraz — jeszcze jedno doświadczenie. Przyniosłem tutaj parę kwiatów koloru jaskrawego. Umieszczam je obok szalki z siarką, którą zapalam i wszystko przykrywam kloszem szklanym. Uważaj i mów mi, co zauważysz.

U. Kwiaty stają się coraz jaśniejsze, teraz są zupełnie białe. To osobiłwel

N. A więc poznałeś nową własność dwutlenku siarki. Działa ona odbarwiająco.

U. Czy można własność tę użytkować?

N. Naturalnie, tym sposobem bieli się wełna, jedwab i słoma, umieszczamy je w komorach, w których spala się siarka.

U. A dlaczego nie używają do tego chloru?

N. Dwutlenek siarki jest jeszcze tańszy; przytem chlor niszczy wełnę i jedwab, robiąc je kruchemi. — Opuścimy teraz dwutlenek siarki; dodam jedynie, iż gaz ten w tempera-

turze — 10°, skrapla się, tworząc ciecz klarowną jak woda, i że 1 litr wody w temperaturze pokojowej rozpuścić może około 50 litrów dwutlenku siarki w stanie gazowym.

16. Kwas siarczany.

N. Jednym z najważniejszych związków siarki jest kwas siarczany. Używa się on do tylu różnorodnych celów, iż trzeba było go poznać zanim przystąpiliśmy do badania siarki. Co wiesz o tym kwasie?

U. Jest to ciecz gęsta i ciężka; zmieszana z wodą wydziela znaczne ilości ciepła; pochłania również parę wodną, znajdującą się w powietrzu.

N. Jaki jest wzór jego, czyli skład chemiczny?

U. H_2SO_4 i jest to kwas dwuzasadowy, ponieważ zawiera dwa ciężary związkowe wodoru.

N. Dobrze. Czy pamiętasz jaki odczynnik na kwas siarczany?

U. Drzewo w zetknięciu z kwasem siarczanym staje się czarnym, jakby spalonym.

N. Tym sposobem poznać możemy jedynie kwas stężony. Kwas rozcieńczony reakcji tej nie daje. Dlaczego nie daje? Wskutek czego drzewo staje się czarnem?

U. Drzewo traci wodę, jak przy zwęglaniu; gdy kwas zawiera już pewną ilość wody, nie jest już wówczas w stanie odciągnąć jej drzewu.

N. Lecz czy nie przypominasz sobie reakcji i na kwas rozcieńczony, a raczej na jon siarczany, SO_4^{2-} ?

U. Tak, za pomocą soli barowych otrzymujemy biały osad, ponieważ jon siarczany daje w połączeniu z jonem baru — trudno rozpuszczalny siarczan baru.

N. Dobrze. Stosuje się to do jonu siarczanego; lecz rozcieńczony roztwór kwasu zawiera oprócz tego i jon wodoru; jak rozpoznasz ten ostatni?

U. Powinien on przecież dawać zwykłe reakcje kwasów np. z papierkiem lakmusowym.

N. Masz słuszność; ponieważ roztwór kwasu siarczanego zawiera oba jony powyższe, potrzeba więc dwóch poszczególnych reakcji dla wykazania ich obecności. Do jakich celów używaliśmy kwasu siarczanego?

U. Do otrzymywania kwasu solnego z soli kuchennej.

N. Kwas siarczany służy oprócz tego do otrzymywania wielu innych kwasów.

U. Lecz jak się otrzymuje sam kwas siarczany?

N. Drogą nader ważnego procesu, stosowanego w przemyśle w rozmiarach olbrzymich. Kwas otrzymuje się z siarki, którą się w tym celu spala.

U. Lecz tym sposobem otrzymamy tylko dwutlenek siarki (str. 103).

N. Najpierw tworzy się dwutlenek. Porównaj wzór jego z wzorem kwasu siarczanego; co należy dodać, chcąc z dwutlenku siarki otrzymać kwas siarczany?

U. Wzory odnośne są SO_2 i H_2SO_4 . Brak więc wodoru i tlenu.

N. Takowe dodać można pod postaciami wody i tlenu z powietrza. Mam tu resztę otrzymanego przed kilku dniami roztworu wodnego dwutlenku siarki. Dodaję doń nieco roztworu chlorku barowego.

U. Tworzy się natychmiast biały osad. Czy kwas siarkawy przemiecił się w siarczany?

N. Tak.

U. Możemy więc robić kwas siarczany, poddając roztwór dwutlenku siarkowego działaniu powietrza.

N. Moglibyśmy od biedy, lecz byłoby to bardzo niepraktyczne. Proces powyższy odbywa się bardzo wolno i ponieśliśmyby straty w dwutlenku siarkowym, który się przytem ulatnia. Nie. Mieszaninę dwutlenku siarki z nadmiarem powietrza, otrzymaną przez spalenie siarki wprowadza się w zetknięcie z parą wodną w dużych komorach, wyłożonych płytami ołowianymi i dodaje się substancji przyspieszających reakcję, która wskutek tego odbywa się nader szybko.

U. Dlaczego używa się płyt ołowianych?

N. Ponieważ w tych warunkach kwas siarczany na ołów nie działa.

U. A substancja przyspieszająca reakcję?

N. Składa się ona ze związków tlenowych azotu, z którymi zapoznam cię później. W tych „komorach ołowianych” tworzy się kwas, zawierający 35% wody. Tyle pary wodnej należy doprowadzić, w przeciwnym bowiem razie proces nie odbywa się jak należy. Kwas taki nazywa się kwasem komorowym i używa się tam, gdzie zawartość wody nie wywiera wpływu szkodliwego. Chcąc kwas użyć do innych celów—należy zawartą w nim wodę usunąć.

U. W jaki sposób woda się usuwa?

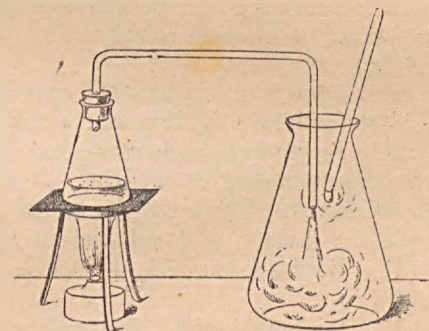
N. Przez zwyczajne ogrzewanie. Gdy ogrzewamy kwas siarczany, zawierający wodę, wówczas ulatnia się jedynie ta ostatnia, kwas zaś pozostaje. W ten sposób otrzymujemy

kwas, zawierający zaledwie kilka procentów wody. Jest to zwyczajny kwas siarczany stężony, znajdujący się w handlu. Ostatnimi czasy otrzymuje się dwutlenek siarki w większości wypadków nie z samej siarki lecz ze znajdujących się w przyrodzie w dużej obfitości związków jej z żelazem i cynkiem. Siarczki te, ogrzane na powietrzu, spalają się również na dwutlenek siarki, przyczem jednocześnie tworzą się tlenki odnośnych metali.

U. Chciałbym to zobaczyć.

N. Może będziesz miał sposobność zwiedzenia fabryki kwasu siarczanego. Tymczasem poprzestaniemy na następującym doświadczeniu.

Zaczynam od spalenia w dużej kolbie niewielkiej ilości siarki, znajdującej się na łyżce żelaznej (rys. 21). Następnie włączam do kolby parę wodną; w tym celu zagotowuję wodę w małej kolbce, połączonej z dużą za pomocą rurki. Gdy woda zacznie wrzeć, natychmiast wprowadzam



Rys. 21.

do kolby pałeczkę szklaną z zawieszoną na niej kroplą stężonego kwasu azotowego (rys. 21). Widzisz, iż tworzy się brunatna para dokoła pałeczki. Gdy po upływie paru minut przerwę dopływ pary i ostudzę kolbę, zobaczysz, iż na dnie jej zebrała się ciecz posiadająca odczyn mocno kwaśny i dająca z chlorkiem barowym obfity osad biały: jest to kwas siarczany. Biorę nieco tego kwasu, dodaję doń odrobinę cukru i odparowuję mieszaninę w misce porcelanowej na kąpieli wodnej. Pozostałość staje się ciemno-brunatną i wreszcie czarną.

U. Jest to więc zjawisko zupełnie podobne do zwęglania się drzewa pod działaniem kwasu siarczanego.

N. Masz słuszną uwagę. Cukier zwęglą się zupełnie tak samo i służyć może do wykrycia obecności kwasu siarczanego. Biorę teraz drugą kroplę kwasu i ogrzewam ją mocno. Co widzisz?

U. Tworzy się gęsty biały obłok.

N. Kwas siarczany wyparował i następnie skroplił się z powrotem pod postacią tego białego obłoku. Przyjrzyj się teraz tej szczególnej substancji. We flaszce wygląda ona

jak wata; otwieram flaszkę i wyjmuję odrobinę za pomocą pałeczki szklanej—widzisz, iż dymi ona mocno na powietrzu, zupełnie jak kwas siarczany ogrzany.

U. Co to jest?

N. Jest to trójtlenek siarki. Wrzucam odrobinę tego ciała do wody.

U. Syczy jak rozpalone żelazo a potem znika. Chyba się rozpuściło.

N. Tak, a roztwór zawiera kwas siarczany. Zbadaj roztwór za pomocą lakmusu i chlorku barowego.

U. Tak jest. Proszę mi to objaśnić!

N. Rzecz się ma tu zupełnie podobnie jak z dwutlenkiem siarki i kwasem siarkowym. Co wówczas mówiłem? (str. 103).

U. Dwutlenek siarki jest gazem, rozpuszczalnym w wodzie i tworzącym w połączeniu z nią kwas siarkowy.

N. Trójtlenek zaś siarki jest substancją stałą, bardzo lotną, rozpuszczalną w wodzie, z którą łączy się, tworząc kwas siarczany. Wzór trójtlenku jest SO_3 , co wypływa bezpośrednio z nazwy; pod działaniem więc wody...

U. Napiszę to: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$. Lecz owo sy-

czenie? N. Pochodzi stąd, iż proces ten połączony jest z wydzieleniem bardzo znacznych ilości ciepła. Dlatego trójtlenek siarki jest substancją niebezpieczną i zarówno w obchodzeniu się z nią, jak i w przechowywaniu zachowywać należy wielką ostrożność.

U. A wskutek czego dymi?

N. Wskutek łączenia się z parą wodną, znajdującą się w powietrzu, co w rezultacie daje kwas siarczany. Otóż kwas ten nie może w temperaturze pokojowej znajdować się w stanie pary, musi się więc skraplać, tworząc obłok.

U. A z czego się otrzymuje trójtlenek siarki?

N. Z dwutlenku i tlenu.

U. W takim razie musiałby się tworzyć, gdy spalamy siarkę.

N. Tworzy się też istotnie, lecz w ilościach nader nieznacznych. Dwutlenek siarki łączy się z tlenem nadzwyczaj wolno i chcąc otrzymać ilość znaczniejszą—należy użyć substancji, przyspieszających reakcję.

U. Znów substancja przyspieszająca reakcję. Jakiejże substancji używa się w tym przypadku?

N. Możemy wziąć platynę sproszkowaną, lecz także i tlenek żelaza. W tej oto szerokiej rurze umieszczam nieco drobno sproszkowanej platyny na podkładzie z azbestu

i ogrzewam rurę nad lampą, wciągając jednocześnie przez rurę powietrze za pomocą przyrządu dwufakonowego. Teraz wprowadzam do rury kawałek palącej się siarki; spala się ona na dwutlenek; takowy przechodzi jednak po zetknięciu się z platyną w trójtlenek i we flaszce zjawia się gęsty biały obłok (rys. 22). Obecnie otrzymuje się trójtlenek metodą powyższą w bardzo znacznych ilościach, ponieważ używa się w przemyśle chemicznym do rozmaitych celów. Nazywa się on bezwodnikiem kwasu siarczanego. Dlaczego?

U. To już wiem z tego, cośmy mówili o dwutlenku siarki. Nazywa się on tak, ponieważ otrzymujemy go, odciągając kwasowi siarczanemu wodę: $H_2SO_4 - H_2O = SO_3$.

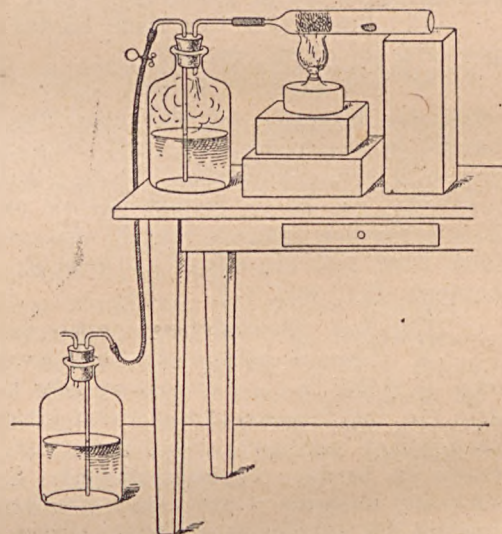
N. Dobrze. Opowiem ci jeszcze trochę o solach kwasu siarczanego, czyli siarczanach. Kwas siarczany jest kwasem dwuzasadowym, może przeto tworzyć dwa rodzaje soli, zależnie od tego, czy oba ciężary związkowe wodoru zastąpione zostały przez metal, czy też tylko jeden z nich. W przypadku pierwszym mamy do czynienia z solami obojętnymi, w drugim zaś z kwaśnymi.

U. Co oznaczają te nazwy?

N. Napiszmy wzór kwaśnej soli sodowej; ponieważ jeden tylko wodór zastąpiony został przez sód — przeto wzór musi brzmieć: $NaHSO_4$. Oto jest sól, o której mowa, przedstawia się ona jak widzisz pod postacią białych kryształów. Rozpuszczam nieco tej soli w wodzie i zanurzam papierek lakmusowy.

U. Papierek stał się czerwonym.

N. Tak, to, że jeden wodór zastąpiony został przez sód—nie przeszkadza drugiemu w wykazywaniu charakterystycznych reakcji jonu wodorowego.



Rys. 22.

U. Czy wydziela też i wodór w zetknięciu z magnezem?

N. Naturalnie, zresztą sam się o tem przekonaj.

U. Tak, i proces odbywa się przytem dość szybko.

N. Widzisz więc, iż pozostały wodór jest prawdziwym wodorem kwasu; roztwór posiada też i smak kwaśny. Dlatego też sole takie nazywamy solami kwaśnymi. Natomiast w drugiej, obojętnej soli sodowej Na_2SO_4 , niema wcale wodoru, sól ta nie daje więc żadnych reakcji odnośnych. Oto jest ta sól, może ją znasz, nazywa się solą glauberską.

U. Znam, ma ona smak bardzo nieprzyjemny. Skąd pochodzi jej dziwna nazwa?

N. Od nazwiska lekarza niemieckiego Glaubera, który własności lecznicze tej soli cenił bardzo wysoko i dlatego nazwał ją *sal mirabile*, czyli solą cudowną. Później nazwano ją solą glauberską. Tu jest trochę roztworu tej soli, przekonaj się, iż na lakmus reaguje ona obojętnie, nie wykazuje również żadnych innych własności kwasów. Z chlorkiem baru daje ona osad, co dowodzi obecności jonu siarczanego, SO_4 '' (str. 67).

U. Tak, doświadczenie potwierdza to.

N. Narazie pożegnamy się z kwasem siarczanym. Dodam tu tylko, iż chociaż takowy kwas wolny w przyrodzie nie znajduje się (z wyjątkiem niewielkich ilości w miejscowościach wulkanicznych), natomiast sole jego, czyli siarczany są bardzo rozpowszechnione. Są to przytem zawsze siarczany obojętne. Oprócz soli glauberskiej, siarczanem jest również sól gorzka, gips i wiele innych.

17. Siarkowodór.

N. Wykład dzisiejszy odbyć musimy na świeżem powietrzu.

U. Czy doświadczenia nasze połączone będą z wybuchami czy też z nieprzyjemnym zapachem?

N. Z tym ostatnim. Powąchaj co mam w tej fiaszce!

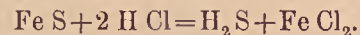
U. Jest to zapach zgniłych jaj. Czy i w skład tego wchodzi siarka?

N. Tak, jest to siarkowodór, H_2S . Siarkowodór jest gazem, rozpuszcza się jednak dość łatwo w wodzie i ta ciecz bezbarwna w tej fiaszce jest właśnie takim roztworem. Wlewam nieco roztworu tego do szklanki, którą odstawiam

na bok bez przykrycia. Powiedz mi tymczasem, czy siarkowodór jest palny? Z czego składa się siarkowodór?

U. Z siarki i wodoru. Ponieważ obie te substancje są palne, to pewnie i siarkowodór jest również palny.

N. Bardzo dobrze. Zaraz takowy wytworzymy i zapalimy. Do otrzymywania siarkowodoru używa się tej substancji czarnej, zwanej siarczkiem żelaza i jakiegokolwiek bądź kwasu np. solnego. Oddziaływanie wzajemne odbywa się podług wzoru:



U. Wygląda to zupełnie jak rozkład soli za pomocą kwasu.

N. Tak też jest istotnie. Siarkowodór jest kwasem, podobnie jak chlorowodór, a siarczek żelaza jest jego solą.

U. W takim razie zamiast kwasu solnego możemy użyć siarczanego.

N. Naturalnie. Jakie będzie odnośne równanie?

U. $\text{Fe S} + \text{H}_2 \text{SO}_4 = \text{Fe SO}_4 + \text{H}_2 \text{S}$.

N. Dobrze. Teraz zbudujemy odpowiedni przyrząd.

U. Może taki, jakiego używaliśmy dla otrzymywania wodoru (I, 92). Czy siarkowodór tworzy się i w zimnie?

N. Tak, jest on bowiem gazem i siarczek żelaza rozkłada się z wielką łatwością. Budujemy więc taki przyrząd jak do wodoru z tą jedynie różnicą, iż zamiast zwyczajnej rury lejkowatej, użyjemy lejka z kranem.

U. Do czego ma on służyć?

N. Będziemy wpuszczali kwas solny po kropli do siarczku żelaza, aby nie otrzymać zbyt wielkiej ilości siarkowodoru, i gdy nie będziemy go już potrzebowali—zamkniemy kran zupełnie. Wytworzymy bowiem jedynie taką ilość tego cuchnącego gazu—jaka jest dla nas niezbędną. Puszczam teraz po kropli kwas solny na siarczek żelaza. Gaz przepuszczam przez fiaskę, napełnioną wodą.

U. Wygląda to tak, jakby się w wodzie wcale nie rozpuszczał. Prawda iż naprzód wychodzi powietrze z fiaski. Teraz czuję już zapach!

N. Te niewielkie ilości siarkowodoru, które się ulatniają, posłużą nam zaraz do pewnego doświadczenia. Poddaje działaniu tego gazu monetę miedzianą, starannie oczyszczoną.

U. Przybiera ona kolor zupełnie ciemny, prawie granatowo-czarny.

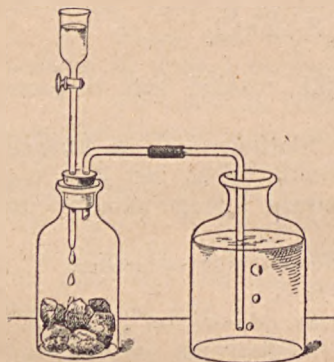
N. Jest to siarczek miedzi. Miedź zabiera z siarkowodoru siarkę i wydziela wodór w stanie wolnym, działa,

jednym słowem, zupełnie tak samo jak cynk na chlorowódor. Biorę teraz zamiast monety miedzianej—srebrną.

U. I ta ciemniej również. Prawdopodobnie odbywa się to samo!

N. Nieinaczej! Tworzy się siarczek srebra.

U. I przytem mamy znów zapach zgnitych jaj. Gdy się je jajka srebrną łyżeczką, ta ostatnia staje się również ciemną, jak obecnie nasza moneta. Czy istnieje jaki związek pomiędzy temi dwoma zjawiskami?



Rys. 23.

N. Naturalnie. Substancje, będące częściami składowymi jajka, a szczególnie białka—zawierają siarkę chemicznie związaną, mogącą być łatwo wydzieloną jako siarkowódor. W stopniu niewielkim proces ten odbywa się przy gotowaniu jajka, w znacznym, gdy jajko gnije. Zapach, powstający wówczas, jest właśnie zapachem siarkowodoru.

U. W takim razie, nie siarkowódor posiada zapach zgnitych jaj, lecz odwrotnie — zgniłe jaja posiadają zapach siarkowodoru.

N. Jest to istotnie określenie racjonalniejsze. Wytworzyliśmy już ilość dostateczną roztworu gazu siarkowodorowego; zakładam palnik z końcem platynowym na rurkę, z której się siarkowódor wydobywa i zapalam go.

U. Dlaczego nie zrobiliśmy tego odrazu?

N. Siarkowódor daje w połączeniu z powietrzem gaz piorunujący, bardzo podobny do wodorowego i mielibyśmy bardzo nieprzyjemny wybuch. Co widzisz?

U. Płomień jest koloru niebieskiego, podobniejszy do płomienia siarki niż wodoru. Posiada też zapach dwutlenku siarkowego. A więc siarkowódor spala się jak siarka?

N. Wszystko, coś powiedział jest słusznem. Umieszczam teraz obszerny klosz szklany nad płomieniem.

U. Osiada na niem woda, a więc w płomieniu jest i wodór.

N. Bardzo dobrze, a teraz wprowadzam w płomień płytkę szklaną i poruszam nią szybko w obie strony, aby się zanadto w jednym miejscu nie rozgrzała.

U. Na szkłe utworzył się biały nalot. Co to jest?

N. Jest to siarka. Gdy zmniejszę płomień, wówczas palić się będzie jedynie wodór, siarka zaś ochładza się tak

szybko, że palić się już nie może. Podobny proces odbywa się w palącej się świecy, z tą jedynie różnicą, iż osadza się nie siarka, lecz węgiel.

U. Lecz nalot ten jest biały, nie zaś żółty jak siarka.

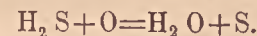
N. Pochodzi to jedynie stąd, iż siarka znajduje się w stanie bardzo rozdrobnionym; wiesz przecie, iż każda substancja posiada kolor tem jaśniejszy, im na drobniejszy proszek jest roztartą (I, 7). Obecność siarki w sposób znacznie wyraźniejszy wykazać możemy, przepuszczając siarkowódor przez rurę ogrzewaną z zewnątrz. Większa część związku rozpada się wówczas; siarka się wydziela, wodór zaś ulatnia. Teraz możesz już rozróżnić i żółte kropelki siarki.

U. A czy nie można, odwrotnie, otrzymać siarkowódor z wodoru i siarki?

N. Wodór daje w zetknięciu z silnie rozgrzaną siarką niewielkie ilości siarkowodoru. Spójrz teraz, co się stało z roztworem, który wleliśmy do szklanki i postawiliśmy na uboczu.

U. Jest on zupełnie mętny. Przytem powstał jakiś biały osad.

N. Jest to również siarka. Tlen z powietrza połączył się z wodorem, tworząc wodę, siarka zaś wydzieliła się:



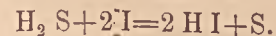
U. I posiada kolor biały wskutek tego, że jest bardzo rozdrobnioną?

N. Nieinaczej. Ponieważ siarkowódor oddaje swój wodór z łatwością, działa przeto jako silny środek odtleniający t. j. odbiera tlen innym substancjom lub oddaje im swój wodór. Własność tę siarkowodoru możemy zużytkować dla otrzymania jodowodoru z jodu. Oto nieco jodu w szklance. Nalewam nań wody i wprowadzam siarkowódor do cieczy.

U. Ciecz staje się natychmiast mętną. To prawdopodobnie znów wydzieliła się siarka.

N. Tak jest. Napisz równanie.

U. Siarkowódor posiada dwa wodory, jod wymaga zaś jednego. Oto równanie:



N. Bardzo dobrze. Przyjrzyj się temu doświadczeniu trochę dokładniej!

U. Gdy wstrząsamy naczyniem, za każdym razem ciecz przybiera kolor brunatny, a potem staje się znów białą.

N. Za każdym wstrząśnięciem rozpuszcza się nowa ilość jodu, która przechodzi następnie w jodowodór bezbarwny, przyczem wydziela się biała siarka. Zanurzam w ciecz tę papierek lakmusowy, który staje się natychmiast czerwonym; pochodzi to od kwasu jodowodorowego.

U. Czyż siarkowodór nie jest również kwasem?

N. Tak, lecz kwasem słabym. Papierek lakmusowy zanurzony w roztwór jego nabiera nie żółto-czerwonego lecz malinowego koloru, tak jak w roztworze kwasu węglowego (str. 18). Pokażę ci teraz niektóre najważniejsze reakcje siarkowodoru. Mam tu w probówkach roztwory soli rozmaitych metali i do każdego z nich dolewam nieco roztworu siarkowodoru. Mów mi za każdym razem, jakiego metalu sól biorę i jakiego koloru otrzymujemy osad.

U. Cynk: biały. — Kadm: żółty. — Antymon: czerwono-żółty. — Bismut: brunatny. — Ołów: czarno-brunatny. — Miedź: również. — Srebro: brunatny. — Czy wszystkie metale dają osady takie i czem są te osady?

N. Osady te są związkami odnośnych metali z siarką. Jak widzisz, są one zwykle zabarwione charakterystycznie. Dlatego też używa się siarkowodoru do rozpoznawania różnych metali, a raczej ich jonów, znajdując się one bowiem w roztworze. Napisz mi, jak się rozkłada np. siarczan miedzi pod działaniem siarkowodoru.

U. $\text{Cu SO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{Cu S} + \text{H}_2\text{SO}_4$. Czyżby tak miało być w samej rzeczy? W takim razie tworzyć się musi kwas siarczany.

N. Równanie to jest zupełnie dobre. Wiemy już, iż siarkowodór jest kwasem dwuzasadowym; związek Cu S , siarczek miedzi jest jej solą miedzianą. Gdy dany kwas działa na sól innego kwasu, tworząc sól z metalem tego ostatniego, wówczas inny ów kwas wydzielić się musi w stanie wolnym (str. 62).

U. Lecz mówiłeś mi niedawno, iż siarkowodór jest kwasem słabym, kwas siarczany zaś silnym. Jakim więc sposobem siarkowodór może go wydzielić?

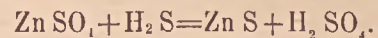
N. Pochodzi to stąd, iż siarczek miedzi jest solą nader trudno rozpuszczalną. Owe nieznaczne ilości siarczku miedzi, które się tworzą bezpośrednio pod działaniem słabego siarkowodoru — przewyższają już o wiele ilość, mogącą pozostać w roztworze. Większa więc część jego wydziela się w stanie stałym i w roztworze utworzyć się musi nowa ilość siarczku miedzi; ten ostatni znów się wydziela i w końcu wszystka miedź zamienia się w siarczek miedzi, jeżeli rozporządzamy wystarczającą ilością siarkowodoru.

U. Musiało jednak coś pozostać i w roztworze?

N. Tak jest, ilość ta jest jednak tak niewielką, iż zważyć jej nie możemy, w większości więc przypadków może być pominiętą. Odgrywa ona jedynie rolę w pewnych nader dokładnych doświadczeniach, można ją wówczas wykryć i oznaczyć.

U. Nie mogę sobie tego dobrze wyobrazić, aby coś jednocześnie mogło być, że się tak wyrażę, i obecne i nieobecne.

N. Pokażę ci kilka doświadczeń, które tę kwestję wyjaśnią. Oto roztwór cynku z białym osadem; mieliśmy tu również siarczan cynkowy i proces odbywa się podług wzoru, odpowiadającego w zupełności temu, któryśmy mieli u miedzi:



Lecz siarczek cynku rozpuszcza się daleko łatwiej, nie wszystko więc cynk przejdzie do osadu nawet (w obecności nadmiaru siarkowodoru. Ciecz posiada zapach siarkowodoru, mamy więc jego nadmiar. Odfiltruję nieco cieczy i do klarownego roztworu dodaję niewielką ilość ługu sodowego, natychmiast tworzy się znowu biały osad siarczku cynkowego.

U. Wskutek czego tak się dzieje?

N. Zaraz to zobaczymy. Biorę z filtru trochę osadu, mieszam go z wodą i dodaję nieco rozcieńczonego kwasu siarczanego.

U. Ciecz stała się zupełnie przezroczystą. Co się stało?

N. Odczytaj słowami równanie, które przed chwilą napisałem od strony prawej ku lewej.

U. Kwas siarczany i siarczek cynku tworzą siarkowodór i siarczan cynku. Czy tak?

N. Nieinaczej. Oba procesy są możliwe i przewaga każdego z nich zależy od okoliczności. Jeżeli w roztworze znajdują się duże ilości siarkowodoru i soli cynkowej, wówczas tworzy się siarczek cynku i kwas; gdy mamy dużą ilość kwasu — powstaje sól cynkowa i siarkowodór. Są to te same warunki, jakie poznałeś przy żelazie, tlenku żelaza, wodorze i wodzie (I, 96).

U. Czy nie mógłbym prosić o dokładniejsze objaśnienie?

N. Mam tu jeszcze nieco roztworu soli cynkowej. Dodaję naprzód trochę kwasu siarczanego, następnie siarkowodoru, widzisz, iż osad się nie tworzy. Mamy w roztworze tak znaczną ilość kwasu, iż proces od lewej strony równania

ku prawej odbyć się już nie może. Gdy zaś zobojętnię kwas za pomocą ługu potasowego, osad natychmiast się pojawia.

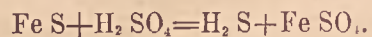
U. Więc to jest chyba to samo, czego przedtem od razu zrozumieć nie mogłem.

N. Naturalnie; wskutek osadzenia się siarczku cynkowego powstało tyle kwasu, iż więcej siarczku utworzyć się już nie mogło. Po zobojętnieniu utworzonego kwasu za pomocą ługu—nic już nie stało na przeszkodzie tworzeniu się siarczku cynkowego w dalszym ciągu. Poznamy też w niedalekiej przyszłości inne zjawiska, zbliżone do omawianego obecnie. Zapamiętaj tylko sobie prawo ogólne: Produkty każdej reakcji wywierają wpływ hamujący na jej przebieg zupełny. Wpływ ów jest czasami nieznaczny, w wielu jednak przypadkach jest bardzo wyraźny.

U. Czy siarczek żelaza jest również solą siarkowodoru?

N. Naturalnie. Dlaczego się o to pytasz?

U. Gdyż otrzymywanie siarkowodoru w naszym przyrządzie jest zupełnie podobne do odwrotnego równania, podług którego tworzy się siarczek cynku. Możemy bowiem napisać:



N. Bardzo dobrze. Siarczek żelaza rozpuszcza się jeszcze łatwiej niż siarczek cynku, dlatego — wprowadzenie siarkowodoru do roztworu nie daje osadu. Oto roztwór siarczku żelaza. Dolewam doń roztworu siarkowodorowego.

U. Osadu niema. Gdyby jednak dodać ługu potasowego.

N. Natychmiast tworzy się czarno-zielonawy osad siarczku żelaza. Mamy więc tu coś diametralnie przeciwnego temu, cośmy widzieli u siarczku miedzi. Siarczek żelaza w obecności kwasu zupełnie istnieć nie może, dlatego też wydziela siarkowodór pod działaniem kwasów. Gdyby zaś odwrotnie, siarkowodór chciał utworzyć siarczek żelaza z soli żelaznej, musiałby przytem powstać kwas, w którymby się siarczek rozpuścił. W rezultacie więc siarczek nie utworzy się wcale.

U. Utworzy się dopiero po usunięciu kwasu za pomocą ługu?

N. Nieinaczej. Dobrze zrobisz, jeżeli zapamiętasz dokładnie fakty powyższe; chemja analityczna posiłkuje się bowiem niemi w celu rozpoznawania i oddzielania różnych metali. Niektóre metale strącają się pod działaniem siarkowodoru, inne zaś—nie, jak np. żelazo. To ostatnie strącać możemy za pomocą siarczków sodu lub potasu, $\text{Na}_2 \text{S}$ lub

$\text{K}_2 \text{S}$, które się w wodzie rozpuszczają. Napisz równanie dla siarczku żelaza.

U. $\text{Fe SO}_4 + \text{K}_2 \text{S} = \text{Fe S} + \text{K}_2 \text{SO}_4$, widzę, że przytem nie otrzymuje się żadnego kwasu.

N. Tak jest. Na zakończenie powiem ci jeszcze, iż związki metali ciężkich z siarką, czyli t. zw. siarczki znajdują się w przyrodzie w dużych ilościach. Siarczki ołowiu, miedzi i srebra są rudami najcenniejszemi.

U. Co to jest ruda?

N. Rudą, w znaczeniu przyrodniczym, nazywamy każdy związek metalu, napotykaną w przyrodzie. Np. rudy żelazne—są zwykle związkami tlenowymi żelaza. Z tych związków naturalnych otrzymuje się metale za pomocą operacji chemicznych i metalurgia, czyli hutnictwo jest jednym z najstarszych działów chemji stosowanej. Przy przerobieniu rud, zawierających siarkę—na metal, należy je wyprażyć.

U. Co to znaczy?

N. Prażeniem nazywamy ogrzewanie w obecności powietrza. Siarka spala się przytem na dwutlenek siarki.

U. Z którego się robi kwas siarczany?

N. Tak; metal zaś przechodzi zwykle w tlenek. Przez ogrzewanie tlenków z węglem możemy otrzymać metale w stanie czystym, ponieważ węgiel łączy się wówczas z tlenem, tworząc tlenek węgla.

U. Czy nie można usunąć siarki bezpośrednio?

N. Nie; nie mamy na to jeszcze środków dość tanich. Poprzestaniemy jednak na tem, cośmy mówili; omawiając później metale, będziemy mieli niejednokrotnie sposobność powrócenia raz jeszcze do tego tematu.

18. Kwas azotowy.

N. Czy pamiętasz, cośmy dawniej mówili o azocie?

U. Azot jest gazem bezbarwnym i bezwonny, tworzącym główną część składową powietrza. Jeżeli się nie mylę, trzy czwarte powietrza składa się z azotu.

N. Cztery piąte lub dokładniej 79 setnych. Cóż możesz mi powiedzieć ponadto?

U. Azot tworzy z tlenem powietrza mieszaninę, nie zaś związek, ponieważ tworzy wogóle związków niewiele.

N. Tworzy on wprawdzie wiele związków lecz niechętnie, t. j. związki te otrzymują się z trudnością. Czy znasz saletrę? Jest ona związkiem azotowym.

U. Owa biała sól nazywana do ognia sztucznych? Czy nie używają jej również do fabrykacji prochu strzelniczego?

N. Używają. Saletra jest solą potasową kwasu azotowego, którego wzór, a więc i skład chemiczny poznałeś poprzednio (str. 32). Wzór kwasu azotowego jest HNO_3 ; jaki więc jest wzór soli potasowej?

U. KNO_3 .

N. Bardzo dobrze. Saletra zawiera potas, azot i tlen. Zaraz ci azot pokażę. Mieszam nieco saletry z dziesięciokrotną (wagowo) ilością żelaza sproszkowanego, mieszanie wsypuję do próbówki tak, by wypełniła jej trzecią część i ogrzewam ostrożnie, przykrywszy lekko korkiem otwór próbówki. Po czym poznajesz azot?

U. Azot gasi płomień.

N. Dobrze. Wprowadzam palące się drewnisko do górnej części próbówki.

U. Drewnisko pali się w dalszym ciągu—teraz zgasło. Zapalone powtórnie—gaśnie odrazu. Widocznie, za pierwszym razem nie nagromadziła się dostateczna ilość azotu. Co się tu odbyło?

N. Żelazo odebrało saletrze tlen i azot musiał się ulotnić, ponieważ nie tworzy żadnych związków ani z potasem, ani z żelazem.

U. A co się stało z potasem?

N. Pozostał przy żelazie z niewielką ilością tlenu jako tlenek potasowy.

U. Przy tlenku żelaza?

N. Tak jest; część żelaza przeszła w tlenek żelaza, lecz część tylko, wziąłem bowiem znacznie więcej żelaza niż tego wymagała ilość obecnego w saletrze tlenu, ponieważ w takim razie reakcja odbywa się najspokojniej. Po ochłodzeniu, wrzucamy to, co pozostało w próbówce do wody; gdy teraz zanurzę w niej czerwony papier lakmusowy—

U. Papierek staje się niebieskim. Powstała więc zasada. Może ług potasowy?

N. Tak. Tlenek potasu posiada wzór K_2O i daje z wodą $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$. Otrzymuje się więc ług potasowy. Zobaczmy teraz, co się stało z tlenem. Gdy silnie ogrzeję nieco saletry w próbówce—w rezultacie wydzieli się tlen. Wprowadzam tlejące drewnisko.

U. Drewnisko się zapala. Tak. Widzę już wszystkie trzy pierwiastki. Jakim jednak sposobem mógłbym się przekonać, że saletra nie zawiera innych pierwiastków, prócz powyższych?

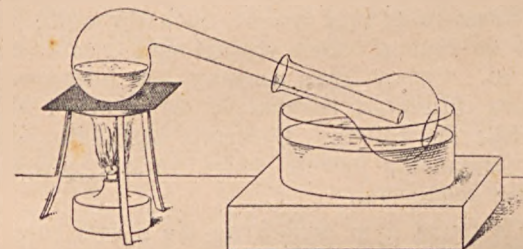
N. Można się o tem przekonać, oznaczając dokładnie, ile się otrzymuje potasu, tlenu i azotu z danej ilości saletry. Jeżeli suma wag trzech tych pierwiastków równa się wadze saletry, wówczas, rzecz prosta, nie może ona zawierać już żadnych innych pierwiastków.

U. Czy można to widzieć doświadczalnie?

N. Można, lecz byłaby to praca długa i trudna, której stopnie poszczególne byłyby dla ciebie jeszcze niezrozumiałe. Musisz więc przyjąć narazie to, jak zresztą i wiele innych rzeczy na wiarę. Później będziesz mógł sam wykonać to doświadczenie. Teraz zabierzemy się do robienia kwasu azotowego z saletry. W jaki sposób otrzymywaliśmy kwas solny z soli kuchennej (str. 61).

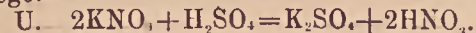
U. Przez ogrzewanie takowej z kwasem siarczanym. Lecz czy kwas azotowy jest również lotny?

N. Tak. Kwas azotowy, w stanie czystym, wrze w temperaturze 86° . Jeżeli zawiera wodę, wówczas punkt wrze-

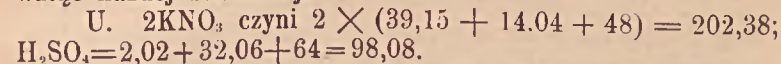


Rys. 24.

nia wzrasta, nie przekracza jednak 120° . Napisz równanie. Jest ono takie same, jak to, które się stosuje do kwasu solnego.



N. Dobrze; teraz wykonamy to, o czemśmy mówili. Oblicz za pomocą ciężarów związkowych — ile powinniśmy wziąć każdej substancji.



N. Dobrze; wynosi to, mniej więcej, dwie części saletry na jedną część kwasu siarczanego. Wezmę jednak ilości prawie jednakowe, wówczas bowiem proces odbywa się znacznie lepiej.

U. Dlaczego?

N. Przypominasz sobie, iż kwas siarczany jest kwasem dwuzasadowym. Otóż w tych warunkach sól kwaśna tworzy się daleko łatwiej niż sól obojętna (str. 107) i dla

otrzymania tej ostatniej muszę wziąć dwa razy więcej kwasu. Wsypuję sproszkowaną saletrę do retorty i nalewam na nią kwas siarczany. Trzymam czas jakiś szyję retorty wzniesioną ku górze, aby wszystek kwas spłynął.

U. Dlaczego nie wziąć lepiej kolby takiej jak do kwasu solnego?

N. Ponieważ para kwasu azotowego utlenia i niszczy wszystkie substancje organiczne jako to: korek, gumę i t. p. może więc stykać się jedynie ze szkłem. Podstawiam kolbę, którą ochładzam wodą (rys. 24) i rozpoczynam ostrożnie proces destylacji.

U. Czy para kwasu azotowego jest koloru żółtego?

N. Czy dla tego się pytasz, że zawartość kolby zabarwia się na żółto? Nie; para kwasu azotowego jest bezbarwną, lecz kwas ten traci bardzo łatwo część swego tlenu i wówczas tworzy się para brunatna. Obecność odrobiny kurzu wystarcza, by wywołać powstanie takiej pary.

U. Teraz zaczynają spadać do kolby żółte krople.

N. I do tego zjawiska stosuje się to, com przed chwilą powiedział. Czysty kwas azotowy jest bezbarwny jak woda, lecz para brunatna rozpuszcza się w nim i dlatego kolor jego staje się żółtym. Dystyluję ostrożnie jeszcze czas jakiś i po otrzymaniu pewnej ilości kwasu, proces przerywam i kolbę ochładzam.

U. Co to za dym wydobywa się z szyi retorty?

N. Jest to kwas azotowy, którym szyja retorty jest zmoczona i który wydobywa się na powietrze po usunięciu kolby. Mówiłem ci już, iż kwas, zawierający wodę, wre trudniej niż czysty; para kwasu czystego przyciąga z powietrza wodę i zamienia się w mniej lotny kwas wodny, który tworzy mgłę (str. 108).

U. W powietrzu więc suchem kwas nie powinienby dymić.

N. Masz słuszność; nie dymi też wcale. Jeżeli do dużej flaszki wleję nieco stężonego kwasu siarczanego i przeprowadzę go, poruszając flaszę po całej jej powierzchni wewnętrznej—wówczas powietrze znajdujące się we flaszce uważać możemy za suche. Wprowadzam teraz do flaszki pałeczkę szklaną zmoczoną kwasem azotowym, który na powietrzu zwyczajnie mocno dymi.

U. Rzeczywiście—kwas przestał dymić.

N. Teraz dowiedz mi, iż ciecz ta jest kwasem.

U. Wystarczy zmoczenie nią papierku lakmusowego

N. Zrób to. Co widzisz?

U. Papier stał się nie czerwonym lecz żółtym. Cóż to się stało?

N. Mówiłem ci już, iż kwas azotowy utlenia wszystkie substancje organiczne, utlenia więc i papier lakmusowy.

U. Cóż więc pozostaje nam do zrobienia?

N. Wpuszczamy kroplę kwasu do szklanki wody i mieszamy. Spróbuj teraz!

U. Papierek stał się czerwonym. Dlaczegoż teraz się nie utlenił?

N. Kwas azotowy działa utleniająco jedynie wówczas, gdy jest stężony. W stanie rozcieńczonym—działa tak wolno, iż daje się to z trudnością zauważyć.

U. Rozumiem; lakmus zaś daje swą reakcję i w rozтворach bardzo rozcieńczonych.

N. Działanie utleniające kwasu azotowego znajduje obszerne zastosowanie. Umieszczam kroplę tego kwasu na kawałku miedzi.

U. Kwas pieni się i wydziela parę brunatną. Kropla przybiera kolor zielony, później niebieski. Jaka ta para jest przykra!

N. Ostrożnie! Nie oddychaj nią, jest ona bowiem bardzo trująca. Czem jest owa kropla zielono-niebieska? Co może się utworzyć z metalu i kwasu?

U. Tworzy się sól, przytem wydziela się wodór. Lecz czem jest w takim razie owa para brunatna?

N. W tym przypadku wodór się nie wydziela, lecz utlenia na wodę za pomocą tlenu, znajdującego się w kwasie azotowym. Brunatna zaś para powstaje z kwasu azotowego po odciągnięciu od takowego—tlenu. Jak się powinna nazywać sól, która się utworzyła i jaki posiadać powinna wzór chemiczny?

U. Powinna się nazywać azotanem miedzi. Wzór soli jest— Cu NO_3 .

N. Żele! Miedź jest dwuwartościowa—wzór jest więc $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Widzisz, iż sól ta posiada taki sam zielonawo-niebieski kolor, jak i inne sole miedzi, któreś przedtem otrzymywał (str. 64). Jest to kolor jonu miedzi. Gdy obecnie zmyję miejsce na miedzi, na którym kropla kwasu się znajdowała, zobaczysz, iż kwas wyżarł w metalu wgłębienie. Zjawisko powyższe znajduje zastosowanie w rytownictwie, płytę miedzianą najpierw pokrywamy pokostem, następnie rysujemy za pomocą rylca i wreszcie poddajemy płytę działaniu kwasu azotowego.

U. Jednej tylko rzeczy nie rozumiem. Gdy linję trawimy, stają się one zagłębione, muszą więc przy drukowa-

niu pozostać białemi, w rezultacie powinniśmy więc otrzymać negatyw z białym rysunkiem na ciemnym tle.

N. Płytkami takimi drukuje się inaczej niż czcionkami; używa się farby dość gęstej, wciera się ją w zagłębienia i następnie powierzchnia się wyciera. Wówczas farba znajduje się jedynie w zagłębieniach i gdy weźmiemy papier dość miękki, stosując przytem dość duże ciśnienie, wówczas farba występuje i przystaje do papieru. Dlatego też płytkami takimi w prasie drukarskiej drukować nie można.

U. Lecz przy trawieniu kwasem azotowym tworzy się owa trująca para żółta. Dlaczego nie używa się kwasu siarczanego lub solnego. Otrzymałobyśmy wówczas jedynie wodór?

N. Ponieważ kwasy te nie rozpuszczają miedzi.

U. Dlaczego?

N. Miedź nie jest w stanie wydzielić wodoru z kwasów, ponieważ wodór wydziela miedź z roztworów jej soli. Gdy jednak wodór natychmiast po utworzeniu się najmniejszych jego ilości usuniętym zostanie przez tlen kwasu azotowego—wówczas miedź się rozpuszcza a nawet i srebro. Mam tu kawałek blaszki srebrnej, wkładam ją do próbówki i nalewam nieco rozcieńczonego kwasu azotowego; przy ogrzaniu—występuje znana ci już para brunatna i metal się rozpuszcza. Co się utworzyło?

U. Sól srebrna. Ponieważ wzięliśmy kwas azotowy, musi to więc być azotan srebra! W takim razie po dodaniu kwasu solnego powinniśmy otrzymać biały osad.

N. Bardzo dobrze. Wykonaj doświadczenie.

U. Czy wszystkie metale rozpuszczają się w kwasie azotowym?

N. Prawie wszystkie. Z tych, które znasz, nie rozpuszczają się jedynie złoto i platyna. Działając na stop złota ze srebrem, kwasem azotowym osiągamy rozpuszczanie się srebra, złoto zaś pozostaje nietknięte. Pokażę ci teraz na innym doświadczeniu, z jaką łatwością kwas azotowy oddaje swój tlen. Rozżarzam kawałek węgla i zanurzam go w stężonym kwasie azotowym.

U. To zdumiewające! Węgiel pali się w cieczy!

N. Ze wszystkich własności kwasu azotowego ta ostatnia jest najważniejszą, w wielu procesach chemicznych odegrywa on rolę środka utleniającego.

U. Rozpuszczanie się metali w tym kwasie polega więc na utlenieniu wodoru.

N. Masz rację. Muszę powiedzieć ci jeszcze słów parę o solach kwasu azotowego, czyli azotanach. Najdawniej znanym jest azotan potasu czyli saletra.

U. Czy to jest minerał?

N. Właściwie nie. Nie jest to minerał spoczywający jak większość innych od tysięcy lat w ziemi — lecz tworzy się on wciąż nanowo. W miejscach, w których substancje organiczne zawierające azot, szczególnie zwierzęce, podlegają rozkładowi przy dostępie powietrza, z azotu tworzą się azotany. Gdy doda się do tego soli potasowych np. w postaci popiołu drzewnego—wówczas z mieszaniny takiej można za pomocą wody wylugować saletrę i otrzymać ją po odparowaniu wody w stanie krystalicznym. W taki sposób otrzymywano dawniej saletrę, którą używano do fabrykacji prochu strzelniczego i kwasu azotowego.

U. A obecnie?

N. W drugiej połowie stulecia ubiegłego odkryto w Chile w Ameryce południowej duże pokłady innego azotanu, mianowicie sodowego. Stał się on od tego czasu azotanem najważniejszym i z niego otrzymujemy teraz zarówno kwas azotowy, jak i wszystkie inne azotany. Największą jednak ilość saletry chilijskiej używa się do nawożenia pól.

U. Przecież do tego celu służy nawóz ze stajen i obór.

N. Tak, lecz nie posiada on dość azotu, by mógł dać zbiory najwyższe. Dlatego ziemię zaopatrzyć należy w większą ilość azotu pod postacią saletry i wobec zwiększenia zbiorów—nakład się opłaca.

U. Co będzie jednak wówczas, gdy mieszkańcy Chili nie zechcą dawać saletry.

N. O to niema obawy, dają oni chętnie, kraj ten jest bowiem górysty i nie posiada prawie zupełnie ziemi uprawnej. Gorszem jest to, iż pokłady saletry zaczynają się tam już wyczerpywać.

U. Cóż wówczas zrobią rolnicy?

N. Będą oni dawali polom swym azot związany pod postacią innych związków. Znamy inny jeszcze, nader rozpowszechniony związek azotu, mianowicie amonjak. Pomówimy o nim na lekcji następnej.

19. Amonjak.

N. Powtórz, co wiesz o kwasie azotowym.

U. Jedną z soli tego kwasu jest saletra chilijska czyli azotan sodu; używa się jako nawóz. Czy nie możnaby też użyć jej do fabrykacji prochu strzelniczego?

N. Zwyczajnego czarnego prochu — nie, można nato-

miast fabrykować z niej proch bezdymny rozmaitych gatunków. Jak się otrzymuje kwas azotowy z saletry?

U. Przez dystylowanie jej z kwasem siarczanym; otrzymuje się wówczas ciecz, dymiącą na pywietrze. Od ostatniego doświadczenia mam na palcach żółte plamy i nie mogę ich odmyć. Czy pochodzą one również od kwasu azotowego?

N. Tak. Kwas azotowy działa na skórę, tworząc pewną żółtą substancję. Należy obchodzić się z nim ostrożnie jest bowiem bardzo żrący. Jaki wzór posiada kwas azotowy?

U. HNO_3 ; zawiera więc dużo tlenu i takowy łatwo oddaje. Dlatego rozpuszcza większość metali, nawet takich, które w innych kwasach się nie rozpuszczają. Tworzy się przytem brunatna para, zawierająca mniej tlenu niż kwas azotowy.

N. Ilozasadowym jest kwas azotowy?

U. Ponieważ zawiera jeden wodór, musi więc chyba być jednozasadowym.

N. Tak jest! Przejdziemy teraz do innego związku azotu, mianowicie do amonjaku. Czy nazwa ta jest ci znana?

U. Znam go, ma on zapach bardzo ostry.

N. Amonjak jest związkiem azotu z wodorem i w warunkach zwyczajnych jest gazem, rozpuszczającym się łatwo w wodzie. Ten roztwór wodny, wyglądający jak woda i posiadający mocny zapach amonjaku nazywają często również amonjakiem. Masz go tu trochę w tej oto fiaszce; powąchaj, lecz ostrożnie.

U. Tak, jest to ten sam zapach; że też można zapach tak dobrze zapamiętać!

N. W życiu codziennem zapachów takich nie napotykasz, a o ile się je napotka—zapamięta się je jako szczególnie ważne. Przy rozpoznawaniu rozmaitych substancji, zapach jest dla chemika nader cenną wskazówką. Nadmieniam przytem, iż za pomocą powonienia wykryć można obecność nadzwyczaj małych ilości substancji. Nos jest jednym z najczulszych odczynników.

U. Na czym właściwie polega proces wachania?

N. Jest to prawie napewno proces chemiczny. Błona śluzowa nosa wchłania substancje pachnące, które działają na zakończenia nerwów powonienia drogą procesu chemicznego. Wszystkie więc substancje działające silnie na związki organiczne—posiadają mocny zapach; ponieważ zaś zakończenia nerwów powonienia są nader małe, przeto nader małe ilości wystarczają do wywołania odnośnego działania.

Powróćmy jednak do amonjaku. Wzór jego jest NH_3 . Co to znaczy?

U. To, że składa się z jednego ciężaru związkowego azotu i trzech ciężarów związkowych wodoru.

N. A jaki posiada ciężar cząsteczkowy?

U. $14,04 + 3 \times 1,01 = 17,07$.

N. Dobrze; co wynioskować można z tego, co do gęstości pary? Czy amonjak jest lżejszym, czy też cięższym od powietrza?

U. Gęstość pary znajduje się w stosunku prostym do ciężaru molowego, lecz powietrze nie posiada przecież ciężaru molowego, ponieważ jest tylko mieszaniną.

N. Tak jest; możemy jednak obliczyć ciężar molowy gazu, posiadającego taką samą gęstość jak powietrze. Ponieważ powietrze składa się z 21 proc. tlenu i 79 proc. azotu, należy nam więc tylko dodać 21 proc. ciężaru molowego tlenu do 79 proc. ciężaru molowego azotu. Zrób to obliczenie!

U. Ciężar molowy tlenu równa się 32; 21 proc. $32 = 6,72$. Ciężar molowy azotu = 28,08; 79 proc. wynosi więc 22,18. Suma równa się 28,90.

N. Dobrze; nazwiemy liczbę tą „liczbą powietrza”. Porównaj ją z ciężarem molowym amonjaku i podziel pierwszą przez drugą.

U. Amonjak czyni trochę więcej niż połowę. Dzieląc 17,07 na 28,90 otrzymujemy 0,59. A więc amonjak jest lżejszym od powietrza.

N. Masz rację; dzieląc ciężar molowy każdego gazu przez 28,90—dowiadujemy się ile razy dany gaz jest gęstszym od powietrza. Jeżeli otrzymujemy liczbę mniejszą od jedności—

U. Wówczas gaz jest rzadszy niż powietrze.

N. Bardzo dobrze. Pokażę ci ciekawe doświadczenie. Przypominasz sobie prawdopodobnie, w jaki sposób otrzymaliśmy azot z saletry i żelaza (str. 118). Obecnie otrzymamy w sposób podobny — wodór, przez ogrzewanie żelaza z wodorotlenkiem sodu. Ten ostatni zawiera zawsze pewien nadmiar wody, która rozkłada się pod działaniem żelaza (I, 89). Mieszaninę (1 część wodorotlenku sodu, 5 części żelaza) umieszczam w probówce, zatykam probówkę korkiem, przez który przechodzi otwarta z obu końców rurka szklana i ogrzewam. Oto gaz już się wydziela, zbliż do niego zapalkę!

U. Tak, to płomień wodoru; lecz co to wszystko może mieć wspólnego z amonjakiem?

N. Pokażę ci, że amonjak tworzy się z wodoru i azotu. Mieszam w tym celu 1 część saletry z 2 częściami wodorotlenku sodowego i 20 częściami żelaza i ogrzewam. Powąchaj teraz!

U. Tak, to zapach amonjaku.

N. Zanurzam pałeczkę szklaną w mocnym kwasie solnym i unieszcza ją przed otworem rurki.

U. Tworzy się gęsty obłok. Skąd to pochodzi?

N. Zaraz ci to wytłumaczę. Zbliżam do otworu rurki kawałek czerwonego papieru lakmusowego zwilżonego wodą.

U. Papier przybrał kolor niebieski. Czy mamy tu do czynienia z jaką zasadą?

N. Tak; zbadaj za pomocą papieru lakmusowego roztwór amonjaku, znajdujący się we flaszcze.

U. Papierek zblękitniał, zanim go zanurzyłem w cieczy. A więc amonjak jest zasadą; lecz nie zawiera on przecie żadnego metalu?

N. Nie zawiera; co jest jednak podstawowem dla zasady?

U. Chodzi tu o obecność czegoś, co odpowiada wodorowi kwasów; a więc o OH.

N. Bardzo dobrze; hydroksyl, OH, jest nieodzowną częścią składową wszystkich zasad.

U. Lecz amonjak posiada wzór NH_3 , w którym nie widzimy żadnego hydroksylu.

N. Tak, lecz z amonjakiem rzecz się ma podobnie, jak z dwutlenkiem i trójtlenkiem siarki, które nie są kwasami, tworzą je jednak w połączeniu z wodą. Amonjak jest również bezwodnikiem i tworzy z wodą zasadę. Mamy bowiem $NH_3 + H_2O = NH_4OH$. Grupę NH_4 nazywamy amonem, a więc NH_4OH jest wodorotlenkiem amonowym i taką samą zasadą jak wodorotlenki sodu i potasu.

U. Czy też NH_4 jest takim metalem jak sód?

N. Dotychczas nie udało się jeszcze nikomu otrzymać NH_4 w stanie wolnym, to jednak, co o nim wiemy, upoważnia nas do przypuszczenia, iż w samej rzeczy NH_4 jest metalem, oczywiście nie elementarnym, lecz złożonym. Wiesza przecie, że grupa NO, kwasu azotowego zachowuje się zupełnie podobnie jak elementarny jon chloru w kwasie solnym. Tak samo—istnieje jon NH_4 podobny z zachowywania się do jonu potasowego K.

U. Czy jest on w stanie tworzyć sole?

N. Naturalnie; obłok, który przed chwilą widziałeś był solą amonową.

U. Wprowadziliśmy wówczas kwas solny.

N. Tak; kwas solny tworzy z amonjakiem chlorek amonowy; $NH_3 + HCl = NH_4Cl$.

U. Ten jednak sposób tworzenia się soli jest zupełnie inny, niż te, które poprzednio poznałem.

N. Czy przypominasz sobie, iż za każdym razem, gdy się tworzyła sól z kwasu i zasady — tworzyła się jednocześnie i woda.

U. Tak, właśnie w tem widzę tu różnicę.

N. Otóż gaz amonjaku jest bezwodnikiem zasady NH_4OH , wodorotlenku amonowego; $NH_4OH - H_2O = NH_3$, jest to więc zasada, której odjęto wodę. Gdy się bezwodnik ten zetknie z kwasem, wówczas tworzy z nim sól, woda zaś wcale się przytem nie wydziela; $NH_3 + HCl = NH_4Cl$. W tych więc przypadkach, w których potrzebujemy zasady, możemy używać również i roztworu wodnego amonjaku. Z prawa tego korzystać będziemy w przyszłości niejednokrotnie.

U. Czy nie możnaby otrzymać wodorotlenku amonowego przez odparowywanie?

N. Nie, gdyż przy parowaniu wodorotlenek amonu rozpada się znowu na amonjak i wodę, a więc dwie substancje lotne. Amonjak ulatnia się najpierw. Rzecz ma się tu podobnie, jak z dwutlenkiem siarki (str. 103).

U. Dlatego pachnie tak mocno!

N. Nieinaczej. Jak ci się zdaje, czy amonjak jest palnym?

U. Sądząc z ilości zawartego w nim wodoru powinienby być palny. Lecz znów azot nie jest palny.

N. Jeżeli prąd gazu amonjakowego skierujemy na płomień, wówczas gaz ten będzie się spalał, zgaśnie jednak, gdy płomień usuniemy. Za pomocą jednak substancji, przyspieszających reakcję, mianowicie platyny—mieszanie amonjaku z powietrzem możemy spalić. Tworzy się wówczas kwas azotowy.

U. Gdy więc pokłady saletry chilijskiej się wyczerpią, można będzie drogą tą otrzymywać kwas azotowy. Czy to jest możliwem?

N. Naturalnie, o ile rozporządzać będziemy dostateczną ilością amonjaku.

U. Skąd więc otrzymujemy amonjak?

N. Obecnie otrzymujemy go głównie z węgla kamiennego. Jeżeli ogrzewać będziemy węgiel w przestrzeni zamkniętej, utworzy się wówczas znaczna ilość gazu używanego do oświetlania.

U. Czy robi się to w gazowni miejskiej?

N. Tak. Gaz zawiera obok wielu innych substancji również i amonjak, który zbiera się w powstającej przy fabrykacji—wodzie gazowej. Z wody tej amonjak wydzielamy przez ogrzewanie i zamieniamy albo w wodny roztwór stężony, lub też w jakąkolwiek bądź sól.

U. A skąd tworzy się amonjak w gazie?

N. Węgiel kamienny zawiera azot, którego część po ogrzaniu przechodzi w amonjak. To samo dzieje się w piecach koksowych.

U. Do czego służą one?

N. Do wytapiania żelaza z rud nie można używać zwyczajnego węgla kamiennego, używają natomiast koksu, czyli węgla pozostającego po dystalacji węgla kamiennego. Dystalacja odbywa się prawie w taki sam sposób jak przy fabrykacji gazu oświetlającego. Dawniej pozwalano gazom ulatniać się w powietrze, ponieważ nie nadają się do celów oświetlania, obecnie używają ich do poruszania motorów gazowych, przyczem cenny amonjak może być z gazu wydzielony.

U. Czy nie można zobaczyć amonjaku?

N. Ponieważ jest on gazem bezbarwnym, zobaczyć więc go nie można. Gdy ogrzewamy mocny roztwór amonjaku, wówczas z początku wydziela się prawie czysty amonjak bez wody. Ciecz wre pozornie, chociaż temperatura jest jeszcze dość niską. Te pęcherzyki gazu, które widzisz, są amonjakiem. Obniżając temperaturę i zwiększając ciśnienie, możemy względnie łatwo amonjak skroplić. Przechowuje się go wówczas i przesyła w żelaznych bombach, jak chlor. Amonjak ciekły jest bezbarwny jak woda.

20. Fosfor.

N. Na dzisiejszym wykładzie [zaznajomimy się bliżej z fosforem.

U. Wydaje mi się on bardziej godnym uwagi od innych substancji, ponieważ świeci w ciemności.

N. Takiego samego zdania byli i ci, którzy fosfor odkryli. Historia odkrycia fosforu jest dość ciekawa. Za dawnych czasów celem prac chemików było otrzymywanie złota z substancji mniej kosztownych.

U. Tak, to byli alchemicy.

N. Otóż w roku 1670 żył alchemik nazwiskiem Brandt; był on podupadłym kupcem. Podług niego, najszlachetniejszą rzeczą w naturze jest człowiek i jeżeli wogóle otrzymać

można złoto z czegokolwiek bądź, to przedewszystkiem z tego, co przeszło przez ciało ludzkie. Brał on więc mocz ludzki, odparowywał i pozostałość dystalował na mocnym ogniu z retort glinianych. Nie otrzymał on wprawdzie złota—otrzymał zato fosfor.

U. A to jakim sposobem?

N. Pokarm ludzki zawiera związki tlenowe fosforu, które przechodzą do wydzielin. Związki te odtleniają się w zetknięciu z substancjami organicznymi, takim więc sposobem fosfor przechodzi w stan wolny. Otrzymuje się wprawdzie w ten sposób bardzo nieznaczne ilości fosforu, własności jego są jednak tak charakterystyczne, iż rozpoznać go można z łatwością.

U. A więc Brandt nie otrzymał złota?

N. Jego fosfor wart był nie o wiele mniej, objędział on z nim bowiem różne miasta, pokazywał go za pieniądze i sprzedawał niewielkie ilości po cenach nader wygórowanych.

U. Dlaczegoż inni nie robili fosforu w takiż sam sposób; przecież każdy rozporządza tem, co do otrzymania jego jest potrzebnem.

N. Ponieważ Brandt nie wyjawiał nikomu tajemnicy, w jaki sposób fosfor otrzymał, nie był to bowiem uczony badacz, lecz kupiec; wkrótce i inni odkryli tajemnicę fabrykacji fosforu. Byli nimi uczony niemiecki Kunkel i badacz angielski Boyle.

U. Czy ten, któremu zawdzięczamy prawo Boyle'a?

N. Ten sam. Obaj ogłosili sposób, w jaki otrzymali fosfor i wkrótce wynaleziono bogatsze źródła, dostarczające nam tego pierwiastku, dlatego też fosfor nie jest już dziś tak bardzo drogi. Kilogram fosforu kosztuje od 3 — 4 marek (1½ do 2 rubli). Oto kawałek fosforu pod tą postacią, pod którą znajduje się obecnie w handlu, mianowicie okrągłych pałeczek; w stanie czystym posiadają one wygląd białego wosku.

U. Czy to są kryształy?

N. Nie; fosfor wylewają w formy jak siarękę; topi się on z łatwością. Wyjmuję pałeczkę taką z fiaszki.

U. Co to za ciecz, w której pałeczki są zanurzone? Czy to woda?

N. Tak. Fosfor przechowuje się w wodzie, aby uchronić go od zapłonienia w zetknięciu z tlenem powietrza, dlatego też pałeczkę wyjętą z fiaszki umieszczam znów natychmiast w misce napełnionej wodą i w wodzie odcinam kawałek fosforu do doświadczeń.

U. Jest on tak miękki jak воск.

N. Tak jest. Kawałek fosforu, który uciąłem, umieszczam z niewielką ilością wody w probówce i ogrzewam zlekka.

U. Już się fosfor stopił. Co to za biały dym na powietrzu?

N. Fosfor topi się w temperaturze 44°. Biały dym pochodzi stąd, iż część fosforu paruje przez wodę i dlatego tworzy obłok. Wstawiam teraz probówkę ze stopionym fosforem do zimnej wody. Zawartość probówki zdążyła się już ostudzić, fosfor pozostał jednak ciekłym.

U. Jakaż jest przyczyna tego zjawiska? Przecież fosfor musi krzepnąć w tej samej temperaturze, w której się topi.

N. Mamy tu do czynienia ze zjawiskiem przestudzenia (I, 113). Gdy potrę pałeczkę szklaną o fosfor stały i zanurzę ją w fosfor przestudzony, wówczas przejdzie on natychmiast w stan stały, zupełnie tak samo jak lód, ponieważ wprowadziłem małą cząstkę fosforu stałego. Nadmienię tu, że fosfor jest substancją trującą, a więc należy ostrożnie obchodzić się z nim. Ogrzejemy teraz fosfor silniej.

U. A czy nie zapali się przytem?

N. Zapali się, lecz to nie szkodzi. Kawałek fosforu wielkości grochu, osuszony za pomocą bibuły, wrzucam do suchej probówki, zatykam zlekka otwór kawałkiem waty i zaczynam ostrożnie ogrzewać.

U. Widzę zielonawy płomień w probówce.

N. Fosfor pochłania tę niewielką ilość tlenu, która znajduje się w probówce. Obecnie pozostał już sam azot i mogę grać spokojnie dalej. Co widzisz?

U. Fosfor ciekły był z początku przezroczysty, teraz stał się czerwonym i mętnym. Zdaje mi się, iż wydzielił się coś czerwonego w stanie ciekłym. Co to jest?

N. Jest to inna odmiana fosforu. Fosfor jest substancją alotropową jak węgiel i siarka i po ogrzaniu odmiana biała przechodzi w czerwoną. Gdybym doświadczenie przedłużył, przemiana mogłaby być zupełną; trwałoby to jednak zbyt długo; w tej oto flasce masz gotowy zapas fosforu czerwonego.

U. Nie widzę jednak wcale wody we flasce.

N. Nie jest ona potrzebna, ponieważ fosfor czerwony utlenia się na powietrzu nadzwyczaj wolno, środki ochronne są więc zbyteczne. To, że nie jest on niczem innym, jak fosforem, dowodzi fakt, że pali się on tak samo jak żółty

i tworzy przytem taki sam biały obłok. Zapalam kawałek żółtego fosforu.

U. Płomień jest znacznie ciemniejszy niż wówczas, gdy fosfor palił się w tlenie.

N. Zapamiętaj sobie to doświadczenie. Wprowadzam teraz do płomienia trochę fosforu czerwonego umieszczonego na blaszce.

U. Zapala się znacznie trudniej niż biały.

N. Spostrzeżenie to jest słuszne. Zobaczymy różnicę tę jeszcze wyraźniej. Mam tu kawałek grubej blachy, który umieszczam na trójnogu. Na blaszce tej kładę w jednym rogu kawałek fosforu białego, w drugim szczyptę czerwonego. Stawiam teraz pod blaszkę lampkę tak, by obie odmiany otrzymywały jednakową ilość ciepła.

U. Fosfor biały już się pali!

N. Spory zaś kawał czasu upłynie, zanim zapali się fosfor czerwony. Zajmiemy się tymczasem czem innym—zamienimy fosfor czerwony z powrotem na biały. Wykonywam w tym celu takie same doświadczenie jak z odmianą białą, z tą jedynie różnicą, iż ogrzewam mocniej. Co widzisz?

U. W górnej części probówki osadzają się krople przezroczyste jakby oleju. Teraz stają się one czerwonymi.

N. Fosfor czerwony zamienił się w parę, z której wydzielił się fosfor biały w postaci ciekłej. Ten ostatni — w tych miejscach, w których temperatura jest wyższą zamienił się znów w czerwony.

U. Jest to niezrozumiałe. Raz wskutek ogrzewania fosfor biały przechodzi w czerwony, drugi raz — czerwony — w biały.

N. Rzecz się przedstawia tak: fosfor biały jest odmianną nietrwałą, czerwony zaś trwałą i przytem trwałą we wszystkich temperaturach aż do punktu wrzenia odmiany czerwonej; lecz szybkość przemiany odmiany białej w czerwoną, jest w temperaturze zwyczajnej nadzwyczaj małą. Wzrasta ona ze wzrostem temperatury i dlatego mogłeś przy ogrzewaniu widzieć przejście odmiany białej w czerwoną.

U. Tak; lecz dlaczego utworzył się z czerwonego fosforu z powrotem biały?

N. Fosfor biały tworzy się jedynie z pary. Ogrzałem fosfor czerwony tak silnie, iż przemienił się w parę; para skraplając się daje fosfor biały; tym sposobem przy fabrykacji fosforu z jego związków tlenowych otrzymuje się zawsze odmiana biała.

U. Jeżeli odmiana czerwona jest trwalszą, w takim razie tworzyć by się powinien fosfor czerwony nie zaś biały.

N. Mamy tu do czynienia z prawem natury, podług którego przy wszystkich przemianach powstaje przedewszystkiem odmiana najmniej trwała, która później, o ile okoliczności temu sprzyjają, przechodzi w odmianę trwałą.

U. Chciałbym zrozumieć to dokładnie.

N. Mam tu mały przyrząd, za pomocą którego objaśnię to, cośmy przed chwilą mówili, na innym przykładzie. Jest to mała retorta (rys. 25), z której wypompowano powietrze i w której znajduje się nieco wody.

U. W jaki sposób wypompowuje się powietrze z retorty?

N. W sposób bardzo prosty. Szyję retorty wyciąga się tak, by utworzyła cienką rurkę, zagotowuje wodę w retorcie i po wyparciu wszystkiego znajdującego się uprzednio w retorcie powietrza przez parę wodną — otwór rurki zatapia się. Przyrządam sobie teraz mieszaninę ochładzającą, złożoną z lodu i soli kuchennej; termometr wskazuje— 5° C.



Rys. 25.

W mieszaninę tę wkładam szyję naszej retorty. Co powinno nastąpić? Retorta jest napełniona parą wodną.

U. Para powinna się skraplać i tworzyć się musi lód.

N. A teraz mów, co widzisz.

U. Tworzy się woda, czy jest ona przechłodzoną?

N. Naturalnie. Widzisz więc, iż chociaż w temperaturze— 5° woda jest znacznie mniej trwałą niż lód, utworzyła się ona najpierw zupełnie tak samo, jak nietrwały fosfor biały, który się tworzy z pary.

U. Wskutek czego fosfor świeci w ciemności?

N. Wskutek tego, że się spala.

U. Przecież palący się fosfor wygląda zupełnie inaczej; pali się on jasnym płomieniem.

N. To o czem mówisz, jest spalaniem się szybkim. Gdy zaś fosfor leży na powietrzu w temperaturze zwyczajnej, wówczas spala się powoli i tworzą się przytem substancje inne, niż wówczas, gdy spala się szybko.

U. Czy powierzchnia fosforu jest wówczas tak gorąca, że może świecić? Światło to jest jakieś zielonawe!

N. Nie, powierzchnia fosforu nie jest gorąca. Wiesz, iż światło jest również pewną odmianą energii. Gdy fosfor

się spala, czy to powoli, czy też szybko, wówczas wydziela się energia i część jej występuje i przy powolnem spalaniu się jako światło.

U. Nie jest mi to jeszcze dość jasnem.

N. Światła dostarczają nam w większości przypadków ciała gorące, gdy bowiem temperatura ciała podniesie się ponad 540° , wówczas zaczyna ono wydzielać część swego ciepła pod postacią światła. Najpierw zjawia się przeważnie światło czerwone; im wyższą staje się temperatura—tem więcej dołącza się do tego innych kolorów i w końcu światło staje się białem. Dlatego też temperaturę od 500° — 600° nazywamy temperaturą żaru czerwonego, temperaturę 800° —żarem żółtym, wyższą zaś—żarem białym.

U. Czy wszystkie ciała zachowują się jednakowo?

N. Przynajmniej większość ciał stałych; u gazów natykamy wyjątki. Owe świecenie—zależne od temperatury, nazywamy świeceniem temperaturowem. Istnieją jednak oprócz niego inne jeszcze rodzaje świecenia, mianowicie te, w których energia świetlna tworzy się z innych odmian energii np. z chemicznej, jak to ma miejsce przy świeceniu fosforu. W tych razach tworzą się, zależnie od okoliczności, różne rodzaje światła, jak np. zielonawe światło fosforu.

U. A robaczki świętojańskie?

N. Świecą one również światłem zielonawem, które nie jest światłem temperaturowem lecz najprawdopodobniej chemicznem.

U. Może wyrabiają one fosfor?

N. Jest to już rzeczą dowiedzioną, że nie mamy tu do czynienia z fosforem, ponieważ fosfor jest w wysokim stopniu trujący i oddziaływałby zabójczo na organizm robaczka. Zresztą świeci tylko biała odmiana fosforu, czerwona zaś—nie.

U. A dlaczego odmiana czerwona nie świeci?

N. Mówiłem ci już, iż utlenia się ona na powietrzu w stopniu nieznacznym. Dlatego też i nie może świecić, ponieważ braknie tu odpowiedniego źródła energii. Stąd też pochodzi to, że fosfor czerwony nie jest trującym. Zwróćmy się teraz do substancji, powstających przy spalaniu się fosforu.

U. Tworzyć się musi, naturalnie, związek tlenowy fosforu.

N. Oczywiście. Fosfor tworzy kilka związków tlenowych; zajmijmy się jednak wyłącznie najwyższym z nich, czyli zawierającym stosunkowo największą ilość tlenu. Two-

rzy się on, gdy fosfor się pali jasnym płomieniem. Umieszczam na płytce szklanej parowniczkę z kawałkiem fosforu, zapalam takowy i nakrywam go dużym dzwonem szklanym.

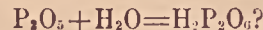
U. Jakie to ładne; wygląda to jak zamieć śnieżna w miniaturze.

N. Fosfor spala się na tlenek fosforu, którego wzór jest P_2O_5 , i który nazywa się pięciotlenkiem fosforu. Jest to śnieżno biała substancja, tworząca płatki, również jak śnieg. Zbieram szybko to, co opadło na płytkę szklaną i wrzucam do wody.

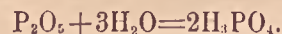
U. Jak to głośno syczył!

N. Pięciotlenek fosforu chciwie pochłania wodę i wydziela przytem znaczną ilość ciepła. Stąd syczenie. Z przy czyny powyższej używa się pięciotlenku fosforowego jako najenergiczniejszego środka osuszającego. Ciało wilgotne, leżące obok pięciotlenku fosforowego w przestrzeni zamkniętej traci wszystką wodę; powietrze zaś przepuszczane ponad pięciotlenkiem fosforu staje się zupełnie suchem. Zbadaj roztwór papierkiem lakmusowym.

U. Papierek staje się czerwonym, utworzył się więc kwas. Prawdopodobnie pięciotlenek fosforu połączył się z wodą, jak trójtlenek siarki, może podług równania:



N. W zasadzie—masz słuszność, lecz cała sprawa jest tu bardziej skomplikowaną. Równanie ostatecznie brzmi:



Kwas powstały nazywa się kwasem fosforowym i jest trójzasadowym. Ale najpierw tworzy się istotnie kwas jednozasadowy podług równania $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$, jest on jednak nietrwały i przechodzi wkrótce w trójzasadowy, łącząc się z nową ilością wody: $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$. Zajmiemy się jedynie tym ostatnim. Ile rodzajów soli może on tworzyć?

U. Jeżeli kwas ten jest trójzasadowym—trzy. Albo jeden wodór zastąpiony zostaje przez metal, albo dwa, albo wreszcie—trzy.

N. Bardzo dobrze. Dlatego też kwas fosforowy tworzy trzy rodzaje jonów fosforowych, mianowicie: trójwartościowy: PO_4''' dwuwartościowy: HPO_4'' i jednowartościowy: H_2PO_4' . Masz tu przed sobą kwas fosforowy, są to wilgotne kryształy, ponieważ kwas ten rozpuszcza się w wodzie nądzwyczaj łatwo, trudno go przeto otrzymać w stanie suchym. Roztwór posiada smak przyjemny, czysto kwaśny. Skosztuj!

U. Przecież fosfor jest trucizną!

N. Fosfor, lecz nie kwas fosforowy. Związki kwasu tego są nawet niezbędnymi częściami składowymi organizmów wszystkich istot żyjących. Spójrzaj na to, jest to np. sól wapienna kwasu fosforowego.

U. Przecież to jest kość!

N. To coś było raczej dawniej kością, która następnie została spaloną. Kości składają się z pewnej substancji organicznej, z której po wygotowaniu otrzymuje się klej i z fosforanu wapnia. Przy silnem ogrzaniu w obecności powietrza—substancja organiczna spala się—fosforan zaś wapnia pozostaje pod postacią, tak zwanego, popiołu kostnego. Związki kwasu fosforowego, oprócz kości, znajdują się również w nerwach i w mózgu. Rośliny dla rozwoju swego potrzebują również fosforanów i gdy takowych w glebie zabraknie, należy jej ich dostarczyć.

U. A skąd się je bierze?

N. Fosforany znajdują się w nawozie bydlęcym, oprócz tego fosforan wapnia znajduje się w wielu miejscowościach w ziemi jako minerał, nosi wtedy nazwę fosforytu. Nakoniec, żuźle, tworzące się przy procesach oczyszczania żelaza, zawierającego zwykle niewielkie ilości fosforu, składają się przeważnie z fosforanów wapnia i magnezu. Żuźle te noszą nazwę żużli Tomasa od imienia wynalazcy tego procesu i używane są w rolnictwie w dużych ilościach jako nawóz.

U. Czytałem niejednokrotnie w pismach o superfosfacie, jako nawozie sztucznym, czy znajduje się to w związku z tem, cośmy teraz mówili?

N. Superfosfat jest to produkt, który otrzymuje się z fosforytów, działając na nie kwasem siarczanym, aby uczynić kwas fosforowy łatwiej rozpuszczalnym i przez to dostępniejszym dla roślin. O substancji tej będzie mowa później—przy wapniu. Teraz pożegnamy się z fosforem.

U. Czy fosfor nie tworzy innych związków?

N. Tworzy, a nawet bardzo wiele. Pomówimy o nich kiedyś.

21. Węgiel. I.

N. Dziś mówić będziemy o węglu. O tym pierwiastku wiesz już chyba sporo?

U. Tak. Węgiel napotyka się w trzech odmianach alotropowych; jako: djament, grafit i węgiel bezkształtny.

Węgla naturalne: antracyt, węgiel kamienny i węgiel brunatny nie są węglem czystym.

N. Cóż zawierają one oprócz węgla?

U. Popiół i oprócz tego nieco azotu.

N. Daleko ważniejszym jest to, iż wszystkie zawierają wodór. Gaz oświetlający, otrzymywany z węgla, zawiera wodór i związki wodoru z węglem i dlatego pierwiastek ten musi się uprzednio znajdować w węglu. Jakże znasz związki węglowe?

U. Tlenek i dwutlenek węgla. Oba są gazami, pierwszy jest trujący, drugi zaś nie.

N. A co to jest kwas węglowy?

U. Kwas węglowy powstaje wskutek połączenia się dwutlenku węgla z wodą. Jest to kwas słaby, znany jedynie w roztworze. Próby otrzymania go w stanie czystym prowadzą z powrotem do dwutlenku węgla i wody.

N. Tak, a więc dwutlenek węgla jest bezwodnikiem kwasu węglowego i tak też go często nazywają. Napisz mi wzory wszystkich związków, o których była mowa.

U. Tlenek węgla posiada wzór CO , dwutlenek CO_2 , kwas zaś węglowy H_2CO_3 . A więc kwas ten jest dwuzasadowym.

N. Bardzo dobrze. Na czym polega znaczenie ogólne węgla?

U. Węgiel stanowi część składową organizmów wszystkich jestestw żyjących. Oprócz tego jest on pierwiastkiem ważnym ze względu na swą energję.

N. Wytłomacz się jaśniej.

U. Spalając węgiel, otrzymujemy: ciepło, pracę, światło i wiele innych odmian energii, węgiel zaś otrzymuje energję swoją ze słońca, ponieważ rośliny przy pomocy słońca wyrabiają węgiel z dwutlenku węgla.

N. Wyrabiają nie węgiel, lecz związki węgla, przytem związki palne, które więc albo wcale nie zawierają tlenu lub też zawierają go znacznie mniej niż potrzeba do spalania węgla. Tu się zatrzymamy i przyjrzymy się kwestji tej nieco bliżej. W tym celu rozstrzygniemy pytanie: w jaki sposób możemy energję mierzyć?

U. Przecież energia istnieje w najrozmaitszych odmianach, każda więc odmiana musi być mierzona inaczej.

N. Tak też dawniej czyniono. Istnieje jednak prawo zachowania energii. Jeżeli za jednostkę energii przyjmiemy określoną ilość jakiegokolwiek bądź jej odmiany, wówczas możemy oznaczyć jednostki dla wszystkich innych odmian, je-

żeli zbadamy, ile energii danej odmiany otrzymuje się z jednostki energii.

U. Proszę o przykład!

N. Dawniej oznaczano np. pracę przez iloczyn z ciężaru przez wysokość, na którą ciężar ten podnoszono. Ciężar wyrażano w kilogramach, wysokość w metrach i jednostka pracy nazywała się kilogramometrem. Ciepło zaś mierzono dawniej za pomocą kalorii (I, 116) t. j. za jednostkę ciepła przyjmowano tę ilość jego, która temperaturę jednego grama wody podnosiła o jeden stopień. Gdy poznano później, że ciepło i praca mogą być zamieniane jedno w drugie — mierzono stosunek obu wielkości, zamieniając określoną ilość kilogramometrów w ciepło i określając ilość otrzymywanych kalorii. Doprowadziło to do równania: $0,427 \text{ kgm} = 1 \text{ cal}$. Lecz wkrótce weszły na porządek dzienny inne odmiany energii, jako to: elektryczna, energia ruchu i t. p. Ponieważ każda z nich posiada swą własną miarę, otrzymujemy więc cały szereg równań, każda bowiem odmiana energii odniesioną być musi do każdej z pozostałych. Dwie odmiany wymagają jednego równania, trzy — trzech, cztery — sześciu, pięć odmian dziesięciu równań i t. d.

U. W jaki sposób określić można ilość równań?

N. Ilość równań jest ilością par, które utworzyć możemy z dwóch, trzech i t. d. odmian energii. Możemy, rzecz prosta, uniknąć wszystkich tych obliczeń, obierając miary energii w taki sposób, by ilości powstałe z ich przemian wzajemnych posiadały wartości jednakowe. Widzę, iż nie jest to jeszcze dla Ciebie zupełnie jasnym. Gdybyśmy mierzyli pracę nie zapomocą kilogramometrów lecz miary 0,427 razy większej, wówczas kalorja byłaby również jednostką pracy; każda ilość kalorii równałaby się takiejże samej ilości jednostek pracy i odwrotnie.

U. Teraz rozumiem. Należy więc dla wszystkich odmian energii wprowadzić miary nowe, pozostawiając jedną tylko bez zmiany.

N. Okazało się, iż najdogodniej jest wprowadzić wogóle miary nowe. Nie będę ci teraz tłómaczył w jaki sposób miary te obrano, zaznaczę jedynie, iż nowa miara dość blisko odpowiada $\frac{1}{10}$ kilogramometra; jest ona mniejszą od niego o $\frac{2}{100}$ i nazywa się Joule'em.

U. Skądże się wzięła ta oryginalna nazwa?

N. Joule, jest to nazwisko fizyka angielskiego, któremu zawdzięczamy pierwsze dokładne pomiary stosunku jednostki pracy do jednostki ciepła; należał on również do liczby tych, którzy pierwsi poznali prawo o zachowaniu energii

(1843). Nieco wcześniej, mianowicie w r. 1842 prawo to odkrył lekarz niemiecki Juljusz Robert Mayer. Jedna kaloria równa się 4,18 Joule'om, a więc Joule = 0,213 cal. Będziemy więc na przyszłość ilości ciepła mierzyli również za pomocą Joule'ów i musisz sobie liczbę tę zapamiętać, ponieważ obecnie często jeszcze ilości ciepła podają w kalorjach. Są to rzeczy podstawowe dla wszystkich dziedzin nauk przyrodniczych, opartych na matematyce. Zrobimy przytem zaraz małe zastosowanie tego, o czym przed chwilą mówiliśmy. Ciepło spalania się węgla równa się 394000 Joule'om czyli 394 kilojoule'om, ponieważ 1000 Joule'ów nazywa się kilojoule'em, podobnie jak 1000 gramów — kilogramem. Symbole odnośne są *j* i *kj*.

U. Przyznaję, że jest to trudne do zrozumienia.

N. Wiesz przecie, że węgiel, spalając się, wydziela ciepło?

U. Wiem; przecież mieszkania ogrzewają się przez spalanie węgla w piecach.

N. Dobrze. Ilość otrzymywanego ciepła będzie oczywiście tem większą, im więcej zużyjemy węgla i będzie się przytem znajdowała w stosunku prostym do wagi węgla. Skoro więc dowiemy się, ile ciepła otrzymuje się ze spalenia jednego grama węgla, będziemy wiedzieli, ile ciepła wydzieli każda jego ilość dowolna.

U. Tak, lecz czy nie zależy to też od tego; w jaki sposób węgiel się spala? Wiem, iż paląc źle nie rozgrzeje się piec jak należy, chociażbyśmy zużyli masy węgla.

N. Pochodzi to stąd, iż wskutek nieodpowiedniego palenia ciepło nie pozostaje w piecu lecz wychodzi przez komin. Gdy jednak zbierać będziemy wszystko ciepło, przekonamy się, iż określona ilość węgla daje zawsze określoną ilość ciepła.

U. Czy to jest nowe prawo natury?

N. Możemy je uważać za przypadek poszczególny prawa ogólnego. Wiesz przecie, iż każda substancja posiada ściśle określone własności. Ciepło spalania się jest również własnością, posiadać więc musi wartość niezmienną. Prawo o ciepłe spalania się sprawdzano niejednokrotnie i nader dokładnie i wszystkie doświadczenia potwierdziły je w zupełności, znajduje się ono oprócz tego w związku z prawem o zachowaniu energii. Postarajmy się zresztą określić je nieco dokładniej. Spalanie się jest jednym z rodzajów reakcji chemicznych, prawo zaś odnosi się do wszystkich. Gdy w jakichkolwiek bądź substancjach odbywają się przemiany chemiczne — odbywa się jednocześnie i wydzielanie się lub

wchłanianie ściśle określonych ilości ciepła, które znajdują się w stosunku prostym do ilości substancji, biorącej udział w reakcji.

U. Przecież energia mogłaby wystąpić i w innych odmianach.

N. Naturalnie, i gdy inne odmiany powstają, wówczas ilość ciepła odpowiednio się zmniejsza, lecz inne odmiany energii zjawiają się wówczas jedynie, gdy istnieją specjalne warunki po temu. Jeżeli pozwolimy substancjom oddziaływać na siebie bezpośrednio, wówczas cała energia występuje pod postacią ciepła. Dlatego też możemy najdogodniej za pomocą zmian cieplikowych oznaczać zmiany energii procesów chemicznych. Gdy wykonamy kilka obliczeń, z pewnością to zrozumiesz. Jeżeli spalę 1 kg czystego węgla pod kotłem, zawierającym 1000 kg. wody, wówczas temperatura tej wody podniesie się o 8,10° C. Ile więc kalorii wydziela jeden gram węgla? Obliczymy to 1000 kg. wody równąją się 1000000 gramów, każdy gram stał się cieplejszym o 8,10°. Suma więc wynosi 8100000 kalorii.

U. Tak, to jasne.

N. Te 8100000 kalorii powstały ze spalenia się 1 kg., czyli 1000 gramów węgla, a więc jeden gram węgla daje 8100 cal. Dalej: 1 cal. równa się 4,18 j., a więc jeden gram węgla daje 33860 j. Otóż lepiej jest obliczać ilość ciepła, która powstaje przy spaleniu węgla, przyjmując za podstawę nie 1 gr. węgla lecz 12 gr., gdyż tyle wynosi ciężar związkowy węgla, czyli atom gramowy. 12 gr. węgla przy spaleniu dają 406000 J czyli 406 K J. Jest to liczba, która nosi nazwę: „ciepła spalania się węgla”. Ostatnie cyfry zostały przytem zaokrąglone, ponieważ pomiary nie były zbyt dokładne.

U. A dlaczego lepiej jest brać za podstawę obliczenia 12 gr., a nie 1 gr.?

N. Chcę to właśnie powiedzieć. Napisz równanie chemiczne procesu spalania się węgla. Z czym łączy się węgiel?

U. Z tlenem. Równanie to jest: $C+2O=CO_2$.

N. Równanie to podaje ilości wagowe substancji powyższych. Gdy jednak napiszę $C+2O=CO_2+406 kj$, poda ono wówczas i ilości energii. Równanie to mogę bowiem odczytać w taki sposób: suma energii 12 g. węgla i 32 g. tlenu równa się energii 44 g. dwutlenku węglowego plus 406 kj. Aby mógł pisać równania takie, należy zawsze obliczać ilość powstałego ciepła na taką ilość gramów, jaką jest ciężar związkowy odnośnej substancji.

U. Takie jednak wciągnięcie energii do obliczeń wydaje mi się dziwnem.

N. Pochodzi to może stąd, iż nie znasz ilości energii poszczególnych; zresztą nikt ich nie zna. Mierzymy jednak różnice energii i jedynie tę różnicę wyrażają równania nasze. Możesz bowiem przekształcać równanie, jak ci się podoba, nie otrzymasz nigdy wartości energii substancji poszczególniej — lecz zawsze jedynie różnicę. Tę zaś różnicę możemy zmierzyć.

U. Widzę, iż wszystko to jest zupełnie racjonalnem, trudno jednak zorientować się w takiej masie nowych faktów.

22. Węgiel. II.

N. To, com ci mówił wczoraj, tworzy podstawę odrębnej gałęzi wiedzy, chemii ciepła, czyli termochemii. Możemy bowiem wszystkie procesy chemiczne badać w taki sam sposób, w jaki zbadaliśmy łączenie się węgla z tlenem; dla każdego procesu chemicznego otrzymamy odpowiednie równanie, które będzie nas pouczało o stosunkach energii. Co zapamiętałeś z tego, cośmy mówili na wykładzie ostatnim?

U. To głównie, że równania chemiczne wyrażają również i energję substancji wchodzących w skład równania. Wartości poszczególnych energii tych nie znamy, znamy jedynie różnice wartości energii przed i po reakcji.

N. Są to też rzeczy najważniejsze, zaraz się o tem przekonasz, zajmiemy się teraz bowiem kwestją tą nieco bardziej wyczerpująco. Jak ci wiadomo, węgiel tworzy z tlenem dwa związki; powinno być więc możliwe oznaczenie różnicy energii, gdy węgiel przechodzi w tlenek węgla.

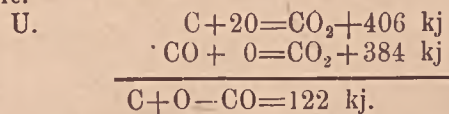
U. Należy w tym celu poprostu spalić węgiel na tlenek węgla i oznaczyć ilość powstającego przytem ciepła.

N. Naturalne; gdyby to było możliwem! Lecz węgiel spala się na dwutlenek węglowy i nie znamy ani jednej reakcji prostej, któraby pozwoliła przemienić węgiel w tlenek węgla. Wszystko, co możemy zrobić, to jedynie spalić tlenek węgla na dwutlenek węglowy. Otrzymujemy przytem 384 kj. Równanie więc brzmi:

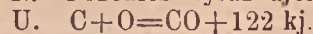


Dla dokładności zróbmy wspólnie małe obliczenie. Napisz u góry nasze równanie dawniejsze, pod niem zaś równanie, które ci przed chwilą podałem i odejmij dolne od górnego.

Wyrazy jednakowe po obu stronach równania można wykreślić.



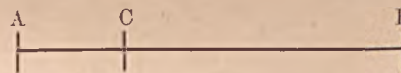
N. Przenieś wyraz ujemny na prawą stronę!



N. Mamy więc to, o co nam chodziło. Równanie to mówi nam: energja węgla i tlenu równa się energii tlenku węgla + 122 kj. Jest to równanie spalania się węgla na tlenek węglowy.

U. Obliczenie to wydaje mi się słusznem, ale nie rozumiem go w zupełności.

N. Ponieważ ilości energii dają się mierzyć, możemy więc je dodawać i odejmować — pod tym względem rachunek jest bezwarunkowo dozwolony i słuszny. Pokażę ci na rysunku, w jaki sposób rezultat ostateczny się otrzymuje. Linja AB (rys. 26) oznacza ilość ciepła powstającego przy spalaniu węgla na dwutlenek węglowy. Wyobraźmy sobie, iż proces ten dzieli się na dwa okresy: tworzenie się tlenku węglowego z węgla jest okresem pierwszym, tworzenie się zaś dwutlenku węglowego z tlenku — okresem drugim. Przypuśćmy iż okres pierwszy ciągnie się od A do C, drugi zaś od C do B. Linję AB możemy zmierzyć, jak również i odcinek CB, ten ostatni wyraża bowiem proces spalania się tlenku węgla na dwutlenek; możemy więc obliczyć



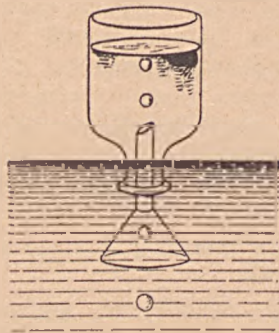
Rys. 26.

i nieznaną odcinek AC, odejmując CB od AB.

U. Jest to rzeczywiście bardzo ładne i proste.

N. Najtrudniejszym jest poznanie rzeczy prostych, zwykła to historia! Na tem zamknijmy pogadankę naszą o termochemii. Muszę ci jeszcze opowiedzieć o kilku związkach węgla z wodorem. Pierwszym z nich jest gaz błotny. Gdy wybierzesz się kiedy do lasu — będziesz mógł zebrać tam pełną flaszkę tego gazu. W tej oto flaszkę znajduje się gaz, który przed paru dniami zebrałem. Znajduje się on w każdym bagnie; widziałeś prawdopodobnie niejednokrotnie, iż z bagien wydobywają się od czasu do czasu na powierzchnię pęcherzyki gazu; gdy poruszyś kijem liście,

leżące na dnie, wówczas gazu tego wydziela się ilość dość znaczna. Możesz zebrać go z łatwością, napełniając flaszkę wodą, zanurzając otwór jej w wodzie bagna i dając w taki sposób pęcherzykom gazu możliwość wejścia do flaszki. W celu łatwiejszego zebrania gazu można otwór flaszki zaopatrzyć w lejek (rys. 27). Gaz otrzymany w ten sposób jest mieszaniną gazu błotnego z dwutlenkiem węgla; ten ostatni usuwać się daje z łatwością za pomocą ługu sodowego i w rezultacie otrzymuje się gaz błotny w stanie dość czystym.



Rys. 27.

U. Po czem gaz ten możemy poznać?

N. Jest to gaz bezbarwny, składający się z węgla i wodoru podług wzoru CH_4 . A więc jego ciężar molowy równa się?

U. $C=12$ i $4H=4,04$, suma = $16,04$. Jest on więc znacznie lżejszy od powietrza, ponieważ liczba powietrza = $28,90$.

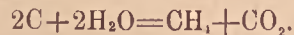
N. Bardzo dobrze; a czy gaz błotny jest palny?

U. Powinienby być palnym, ponieważ składa się z dwóch pierwiastków palnych.

N. Zaraz się o tem przekonamy. Wpuszczam nieco gazu błotnego do probówki; uprzednio zatknąłem korkiem otwór flaszki zanurzony w wodzie; przez korek ten przechodzą dwie rurki (rys. 28). Zapalam gaz.

U. Pali się płomieniem bardzo bladym, podobnym do płomienia wodoru. Skąd się gaz ten bierze w bagnie?

N. Tworzy się z gnijących liści. Ponieważ nie ma dostępu dla tlenu z powietrza, następuje przeto rozkład wody i tworzy się gaz błotny i dwutlenek węgla, podług równania:

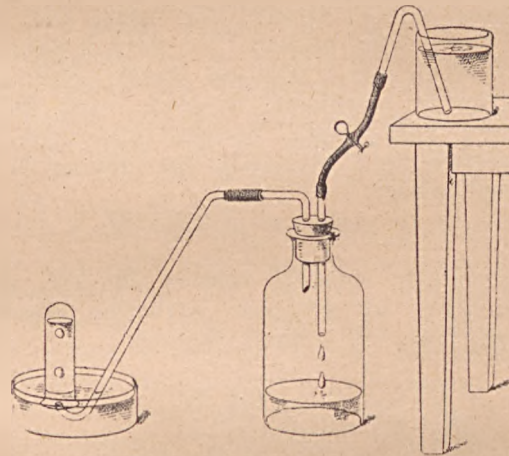


Dla dowiedzenia, że gaz błotny składa się istotnie z węgla i wodoru, spalam go, zaopatrzywszy przyrząd w ostrze palnikowe (I, 99), trzymam nad płomieniem duże suche naczynie szklane. Pokrywa się ono, jak widzisz, kroplami wody, gdy zaś wstrząsnę naczynie, to z niewielką ilością wody wapiennej, takowa zmętnieje wskutek osadzania się węglanu wapnia. Gaz błotny jest również częścią składową

gazu oświetlającego, powstaje bowiem, gdy mocno ogrzejemy węgiel kamienny. Znajduje się on następnie często zamknięty w pokładach węgla kamiennego, czarnego i brunatnego, gdzie prawdopodobnie powstał w taki sam sposób jak w bagnach. Gdy górnicy przebiją w danym miejscu pokład węglowy, gaz wydobywa się; dlatego też gaz błotny nazywają często gazem kopalnianym; jest on najstraszniejszym wrogiem górników.

U. Czy jest on trujący?

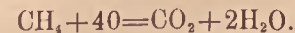
N. Trujący—nie, chociaż nie podtrzymuje oddychania; lecz tworzy, zmieszany z powietrzem, gaz piorunujący, który



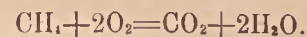
Rys. 28.

gdy się zetknie z lampą górnicą, wywołuje nader niebezpieczne wybuchy. Ponieważ nie posiada zapachu trudno więc bardzo wykryć jego obecność. Napisz równanie spalania się gazu błotnego.

U. Jeden węgiel wymaga obecności dwóch tlenów; cztery wodory potrzebują również dwóch tlenów, a więc w sumie czterech:



N. Bardzo dobrze; lecz napiszmy lepiej wzory molowe:



Jedna objętość gazu błotnego wymaga obecności dwóch objętości tlenu. Ilu objętości powietrza wymaga gaz błotny?

U. Jedna objętość tlenu zawartą jest w pięciu objętościach powietrza, potrzebuje więc 10 objętości.

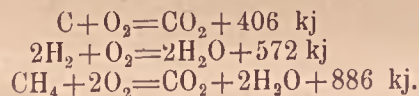
N. Widzisz więc, iż stosunkowo niewielka ilość gazu błotnego daje dużą ilość gazu piorunującego. Spalając się, gaz błotny wydziela dużą ilość ciepła, mianowicie 886 kj. Otóż węgiel daje 406 kj, cztery zaś ciężary związkowe wodoru 572 kj., czyli razem 978 kj. Gdy więc gaz błotny się spala, otrzymujemy o 92 kj. mniej ciepła niż wówczas, gdy spala się osobno węgiel i osobno wodór w takich ilościach, jakie są zawarte w gazie błotnym.

U. Czy to możliwe? Przecież powinniśmy otrzymać taką samą ilość ciepła.

N. Uczni myśleli dawniej tak samo, jest to jednak niesłuszne. Przypuśćmy bowiem, że masz z początku dwa pierwiastki i wytwarzasz z nich gaz błotny, który następnie spalasz. Gdyby te pierwiastki z osobna i gaz błotny dały nam jednakową ilość ciepła, wówczas utworzenie się gazu błotnego z pierwiastków musiałoby się odbywać bez żadnego efektu cieplikowego.

U. Jest to to samo, co z tlenkiem i dwutlenkiem węgla.

N. Naturalnie; możemy również obliczyć, jaka ilość ciepła wydzieliłaby się wówczas, gdybyśmy utworzyli gaz błotny z węgla i wodoru. Mamy bowiem:



Odejmując równanie trzecie od sumy dwóch pierwszych, otrzymujemy:



czyli, że węgiel i wodór dają gaz błotny plus 92 kj. Ponieważ więc pierwiastki te, łącząc się z sobą, oddają część swej energii — o tyle więc mniej ciepła wydzielić się musi, gdy spalamy gaz błotny. Co się tyczy gazu błotnego, to powiem ci jeszcze, iż uważany jest on za związek podstawowy w chemii organicznej. Nazwę tą wymieniłem już dawniej (I, 153). Co oznacza ona?

U. Węgiel tworzyć może olbrzymią ilość związków i wiele związków takich znajduje się w organizmach jestestw organicznych.

N. Bardzo dobrze. W związkach tych znajduje się również prawie zawsze — wodór i dlatego wybrano węglo-

wodory jako związki najprostsze, czyli typy, za podstawę podziału i ugrupowania wszystkich związków pozostałych.

U. Słyszałem: węglowodory; czy jest ich kilka?

N. Jest ich bardzo wiele. Najbliżej spokrewnione z gazem błotnym mają np. skład następujący: CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} i t. d.

U. Każdy z tych związków zawiera o jeden węgiel i dwa wodory więcej niż poprzedni. Gdzie się to wszystko napotyka?

N. W surowym oleju skalnym. Wiesz, iż olej ten znajduje się w ziemi w Ameryce, na Kaukazie i w innych miejscowościach. Węglowodory, należące do szeregu gazu błotnego, są w części gazami; im więcej zawierają węgla, tem są mniej lotne, tak, że związki wyższe są ciekłe, jeszcze zaś wyższe — stałe. Gdy zapuszczamy świder w pokład zawierający naftę — wówczas przedewszystkiem wydzielają się gazy. W Pensylwanji gaz ten zbierają i używają jako naturalny gaz palny do różnych celów technicznych.

U. To bardzo dowcipne.

N. Począwszy od C_5H_{12} — węglowodory są ciekłe, i im więcej zawierają węgla, tem wyższą jest ich temperatura wrzenia. Węglowodory od C_5H_{12} do C_8H_{18} tworzą część składową nafty, najbardziej lotną i najłatwiej zapalną, nie mogą przeto być spalane w lampach, mógłby bowiem nastąpić wybuch. Mieszanina węglowodorów tych nazywa się benzyną naftową lub też wprost benzyną i używa się do ogrzewania maszyn np. motorów w samochodach. Węglowodory leżące ponad C_8H_{18} tworzą zwyczajną naftę, używaną do oświetlania. Jeszcze zaś wyższe znajdują zastosowanie jako smary, posiadają bowiem odpowiednią konsystencję. Następnie idą węglowodory nawpół stałe, znasz je, są to tak zwane wazeliny, wreszcie węglowodory stałe: nazywają się one parafinami; świeczki parafinowe widziałeś niejednokrotnie. Parafinami nazywają również cały ten szereg węglowodorów, a w szeregu parafinowym pierwsze miejsce zajmuje gaz błotny.

U. Czy trzeba umieć te wszystkie związki na pamięć?

N. Nie, to byłoby zbyt ciężkim. Przytem nie znamy ich z osobna dokładnie, napotykają się one bowiem zawsze w mieszaninach z innymi pokrewnymi, które są do nich bardzo podobne i z trudnością pozwalają się oddzielić. — Oprócz węglowodorów powyższych, istnieje cała masa innych. Ze smoły węglowej, występującej jako produkt uboczny w gazowniach, otrzymuje się węglowodór, posiadający skład zupełnie inny. Wzór jego jest C_6H_6 , nazywa się zaś benzolem.

U. To nie to samo co benzyna?

N. Nie; trzeba starannie rozróżniać obie te nazwy. Benzol jest cieczą bezbarwną i przezroczystą jak woda, wrzącą w temperaturze 80°, krzepnącą zaś w 5°. Jest on, naturalnie, palnym. Zapalam tu odrobinę benzolu. Widzisz, iż płomień wydziela ogromną ilość sadzy, co znajduje się w związku z dużą zawartością węgla w tej substancji. Pokazuję ci go, ponieważ jest również bardzo ważny; służy on za punkt wyjścia przy fabrykacji wielu barwników sztucznych. Tak zwane farby anilinowe lub barwniki smołowe są pochodniami benzolu i jemu pokrewnych.

U. Więc i benzol ma taki szereg związków pokrewnych, jak i gaz błotny?

N. Ma on szereg podobny, C₇H₈, C₈H₁₀ i t. d., w którym również każdy związek wyższy posiada o jeden węgiel i dwa wodory więcej niż poprzedni. Szereg ten jest jednak krótszy.

U. Zaczynam teraz poznawać jak ogromną jest chemia organiczna.

N. Wymienię ci jeszcze tylko jeden węglowodór, który otrzymuje się również ze smoły gazowej. Jest to naftalina C₁₀H₈. Masz tu tę substancję; tworzy ona białe, błyszczące kryształy o mocnym zapachu.

U. Znam tę substancję, używa się do tępienia moli.

N. Tak. Naftalina zawiera jeszcze więcej węgla niż benzol, kopci więc okropnie przy spalaniu. Spójrz tylko!

U. Ależ to całe płaty sadzy latają po pokoju jak płaty śniegu.

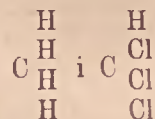
N. Tyle o węglowodorach. Aby mieć pojęcie o tem, co nazywamy ich pochodniami—pokażę ci tę oto substancję. Jest to ciecz bezbarwna i ciężka. Czy znasz ten zapach?

U. Znam. Jest to chloroform.

N. Para chloroformu, wdychana przez czas pewien, powoduje utratę przytomności i wówczas poddać się można najsłabszym operacjom bez odczuwania bólu. Substancja ta jest pochodną gazu błotnego i posiada wzór CHCl₃.

U. Zawiera więc chlor. Lecz cóż ma wspólnego z gazem błotnym?

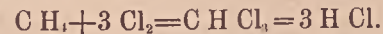
N. Gdy wzory gazu błotnego i chloroformu napiszę obok siebie w taki sposób:



ujrzysz z łatwością iż chloroform utworzyłby się z gazu błotnego, gdybyśmy trzy wodory zastąpili trzema chlorami.

U. Czy można wykonać to w samej rzeczy?

N. Można. Gaz błotny w zetknięciu z gazem chlorowym daje ze współudziałem światła słonecznego reakcję:



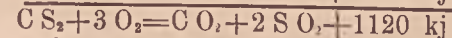
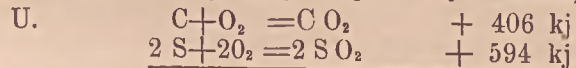
Mówi się wówczas, że nastąpiła substytucja wodoru przez chlor. Dlatego też chloroform nazywa się również produktem substytucji gazu błotnego. Wodór w gazie błotnym i w innych węglowodorach zamieszczać można również przez inne pierwiastki zarówno jak i grupy pierwiastków. Możesz sobie wyobrazić jak ogromna powstaje przytem ilość najróżnorodniejszych substancji. Wymienię ci jeszcze kilka związków węgla nie należących do związków organicznych w ścisłym tego słowa znaczeniu. Ciecz, którą tu widzisz przed sobą, składa się z węgla i siarki, posiada wzór CS₂ i nazywa się siarczkiem węgla.

U. Skąd pochodzą te piękne kolory? Sama ciecz wydaje mi się bezbarwną.

N. Siarczek węgla w wysokim stopniu załamuje i rozprasza światło; są to kolory podobne do tych, które otrzymujemy za pomocą pryzmatu szklanego. Wylewam nieco tej cieczy z flaszki; widzisz, iż substancja ta jest bardzo lotną i posiada zapach bardzo nieprzyjemny. Zapala się nadzwyczaj łatwo, jest przeto bardzo niebezpieczną. Co się tworzy gdy się spala siarczek węgla?

U. Z siarki—dwutlenek siarki, z węgla zaś dwutlenek węglowy.

N. Tak. Ciepło spalania równa się 1120 kj; oblicz, ile ciepła wydzieli się, gdy siarczek węgla tworzy się z pierwiastków; potrzebne do tego jeszcze ciepło spalania się siarki, wynosi ono 297 kj dla jednego S czyli dla 32,06 g.



a więc $\text{C} + 2 \text{ S} = \text{CS}_2 \quad - 120 \text{ kj}.$
Wydzieli się więc 120 kj.

N. Cyfra twoja wprawdzie jest dobrą, nie uwzględniłeś jednak jak należy — znaku. Przecież równanie brzmi: energja węgla i siarki równa się energii siarczku węgla — minus 120 kj. Znaczy to, iż siarczek węgla posiada o 120 kj. więcej energii niż pierwiastki poszczególne i tworzenie

się jego jest połączone nie z wydzieleniem, lecz pochłonięciem ciepła.

U. W takim razie substancje podczas tworzenia się siarczku węgla musiałyby się ochładzać. Czy to jest wogóle możliwem?

N. Naturalnie. Gdy np. jakakolwiek bądź sól rozpuszcza się w wodzie—następuje zwykle obniżenie temperatury. Siarczek węgla tworzy się wówczas, gdy parę siarki przepuszczamy po nad rozżarzonemi węglami. Chcąc proces ten utrzymać w ciągłości, należy bezustannie doprowadzać ciepło.

U. Do jakich celów służy siarczek węgla?

N. Znajduje on różnorodne zastosowanie. Jest on doskonałym rozpuszczalnikiem dla wielu substancji. Jod rozpuszcza się w nim natychmiast — dając roztwór pięknego koloru fioletowego. Siarka rozpuszcza się w nim również łatwo i po odparowaniu roztworu otrzymujemy siarkę pod postacią wyraźnych kryształów. Rozpuszcza on również tłuszcze i smoły, które dają się tym sposobem wydzielić z mieszanin. Jest on również doskonałym środkiem niszczącym różne pasożyty, znajdujące się na roślinach, i tak groźne, szczególnie dla winnic.

U. Zastosowania są rzeczywiście wielorakie.

N. Nie wymieniłem jeszcze wszystkich; zwrócę ci tylko uwagę, iż siarczek węgla posiada wzór zbliżony do wzoru dwutlenku węglowego, CS_2 i CO_2 . Przekonasz się później niejednokrotnie, iż związki tlenowe i siarkowe posiadają układy zbliżone; najwyraźniej występuje to w związkach metalowych. Teraz pokażę ci jeszcze jedną bardzo oryginalną substancję. To, co widzisz, jest kwasem pruskim.

U. Wygląda to jak woda. Dlaczego jest on zatopiony w rurce szklanej?

N. Ponieważ jest bardzo lotny i niesłychanie trujący. Gdyby się znajdował w naczyniu otwartem, natychmiast po powąchaniu straciłbyś przytomność, a prawdopodobnie i śmierć nastąpiłaby wkrótce. Kwas ten posiada wzór HCN , a więc układ zbliżony do kwasu chlorowodorowego, z tą jedynie różnicą, iż mamy tu zamiast chloru związek węgla z azotem, związek ten nazywa się cyanem i kwas pruski posiada również nazwę kwasu cyanowodorowego.

U. A czy można otrzymać sam cyan?

N. Można, mianowicie ogrzewając jego sól rtęciową. Ta ostatnia rozpada się, podobnie jak tlenek rtęci, na rtęć metaliczną i cjan. Cyan jest gazem jak i chlor, lecz bezbarwnym, i jego ciężar molowy równa się 52, co odpowiada wzorowi $(CN)_2$.

U. I pod tym więc względem jest podobny do chloru.

N. Tak jest. Kwas cyanowodorowy tworzy również sole, zawierające jednowartościowy jon cyanu CN' . Masz tu przed sobą najlepiej znaną sól taką; jest to cyanek potasu, czyli Cyankalium KCN , sól koloru białego, również niezmiernie gwałtowna trucizna.

U. Znajduje się jednak we flaszcze zwyczajnej.

N. Nie jest ona lotną i dlatego można ją powąchać.

U. A jednak posiada zapach; przypomina to trochę zapach gorzkich migdałów. Jakim sposobem substancja nieletna posiadać może zapach?

N. Ten zapach nie jest zapachem cyanku potasu lecz kwasu pruskiego. Kwas ten jest mianowicie nadzwyczaj słaby i dla tego jego sól potasowa podlega rozkładowi częściowemu pod wpływem kwasu węglowego, znajdującego się w powietrzu. Te nieznaczne ilości kwasu pruskiego, które się przytem wydzielają — nie są szkodliwe i można je spokojnie wachać. W gorzkich migdałach powstają również z łatwością ilości minimalne kwasu pruskiego — stąd podobieństwo zapachu. Cyanek potasu rozpuszcza się łatwo w wodzie i zawiera obok jonu cyanu, jon potasowy. Dodaje do rozcieńczonego roztworu cyanku potasowego nieco roztworu soli srebrnej.

U. Tworzy się osad — ładząco podobny do chlorku srebra.

N. Jest to cyanek srebra, $AgCN$. Widzisz tu najwyraźniej podobieństwo, które zachodzi pomiędzy złożonym jonom cyanu i prostym — chloru. Na tem miejscu pożegnajmy się narazie z cyanem i węglem; napotkamy je jeszcze niejednokrotnie.

23. Krzem.

N. Czego dowiedziałeś się ważnego na ostatnim wykładzie?

U. Dowiedziałem się przedewszystkiem, w jaki sposób oblicza się działanie ciepła w takich procesach, w których ono bezpośrednio zmierzyć się nie daje, następnie, że istnieją związki chemiczne, które, tworząc się, ze swych części składowych nie wydzielają, lecz pochłaniają ciepło. Poznałem następnie kilka rodzin organicznych, mianowicie węglowodory. Mamy zawsze do czynienia z rodziną, gdy napotykamy szereg, w którym węglowodory różnią się od siebie o jeden węgiel i dwa wodory.

N. Powiedz raczej, iż substancje różniące się w taki sposób, posiadają własności zbliżone; szczególnie zaś—temperatury wrzenia i krzepnięcia wzrastają ze wzrostem ilości węgla w związku.

U. Tak. I nafta składa się z węglowodorów, jak również wazelina i parafina.

N. Dobrze, to wystarcza. Poznamy dziś nowy pierwiastek, należący do najbardziej rozpowszechnionych na powierzchni ziemi, jest nim krzem, czyli silicium. Wiesz już, że kamienie polne składają się przeważnie z tlenku krzemowego (I, 70). Sam pierwiastek otrzymuje się z wielką trudnością, ponieważ tlen nie łatwo daje się usunąć. Masz tu krzem w dwóch próbach.

U. Są one zupełnie do siebie niepodobne.

N. Krzem występuje również w kilku odmianach alotropowych. Ten proszek brunatny odpowiada węglowi bezkształtnemu, te zaś kryształy szare i błyszczące—grafitowi. Zresztą nie będziemy się dłużej zajmowali temi odmianami, ponieważ krzem elementarny niema żadnego zastosowania, nie posiada również żadnych własności szczególnie zajmujących pod względem teoretycznym. Zajmiemy się natomiast dwutlenkiem krzemu, SiO_2 .

U. To są kamienie polne.

N. Kamienie te składają się przeważnie z dwutlenku krzemowego. Odmianą najczystszą tego związku jest kryształ górski, tworzący piękne kryształy zupełnie bezbarwne i przezroczyste. Są to kolumny sześcioboczne, zakończone sześcioboczną piramidą. Zawiera on czasem substancje obce, posiada wówczas kolor fioletowy, różowy lub szaro-brunatny i nazywa się wówczas ametystem, kwarcem różowym lub topazem zadymionym. Kwarc jest to kryształ górski o wyglądzie mętnym wskutek obecności substancji obcych.

U. W jaki sposób substancje te dostają się do kwarcu?

N. Kryształ górski osadzał się prawdopodobnie w przeciągu wielu stuleci z roztworów wodnych, zawierających dwutlenek krzemu czyli raczej kwas krzemowy. Roztwory te zawierały oprócz tego wiele innych substancji i takowe dołączyły się do osadu.

U. A skąd wiadomo, iż były to roztwory wodne?

N. Topaz zadymiony staje się po prażeniu bezbarwnym, gorąco niszczy jego zabarwienie, nie mógł więc być nigdy wystawionym na działanie wysokiej temperatury.

U. A może zabarwienie powstało później.

N. Topaz jest na to zbyt ścisły. Znalezione przytem topazy wielkości człowieka, które wewnątrz były również ciemne jak i zewnątrz. Przemawia to przeciwko temu przypuszczeniu.

U. Mówiliśmy przed chwilą o kwasie krzemowym.

N. Tak. Dwutlenek krzemu jest bezwodnikiem kwasu, który nazywa się właśnie kwasem krzemowym. W przeciwieństwie jednak do innych bezwodników, krzemowy nie rozpuszcza się w wodzie i dlatego nie tworzy kwasu w zetknięciu z wodą.

U. Więc skąd otrzymuje się sam kwas?

N. Z soli. W przyrodzie napotykają się sole kwasu krzemowego, połączonego z wielu metalami, mianowicie sodem, potasem, wapniem, glinem, magnezem i żelazem. Sole te tworzą główną część składową skorupy ziemskiej. Np. granit zwyczajny składa się, po pierwsze, z kwarcu, występującego pod postacią kryształków białawych, następnie ze szpatu polnego, tworzącego kryształy czerwone i wreszcie z miki, tworzącej blaszki. Szpat polny jest solą kwasu krzemowego czyli krzemianem w połączeniu z metalami potasem i glinem, mika składa się zwykle z krzemianu, magnezu i glinu. Gliny i szyfry są krzemianami glinu, oprócz więc wapniaków i układów podobnych do niego mało jest części składowych ziemi, nie zawierających krzemianów.

U. A jak wygląda sam kwas krzemowy?

N. Nie mogę odpowiedzieć na pytanie to bezpośrednio. Kwas krzemowy jest w stanie czystym prawie zupełnie nieznan—a jego roztwór wodny posiada własności rozmaite; jest jednak zawsze bezbarwny. Poznamy to wszystko po kolei. Ta ciecz, gęsta jak syrop, którą tu widzisz, jest roztworem wodnym krzemianu sodu.

U. Ma on wygląd zupełnie inny niż roztwory innych soli.

N. Nieprawdaż? Sól tą otrzymuje się, stapiając kwarc lub inne odmiany dwutlenku krzemowego z węglanem sodu; wydziela się wówczas dwutlenek węglowy i tworzy się krzemian sodu. Substancja ta wygląda jak szkło, różni się jednak od niego tem, iż rozpuszcza się w gorącej wodzie, nazywa się przeto także szkłem wodnem.

U. A czym jest właściwe szkło?

N. Jest to mieszanina krzemianów sodu i wapnia. Widzisz, że i tu natrafiamy na kwas krzemowy. Otóż, gdy dodam do tego roztworu wodnego krzemianu sodu nieco kwasu np. solnego—wówczas kwas krzemowy się wydzieli.

U. Jest on podobny do gęstej galarety.

N. Tak: kwas krzemowy nie tworzy kryształów; nie znamy go wogóle w stanie krystalicznym i zajmuje on pod tym względem stanowisko wyjątkowe. Powtarzam teraz doświadczenie, rozcieńczywszy uprzednio roztwór szkła wodnego dość znaczną ilością wody.

U. Zdaje mi się, iż nic nie zaszło.

N. Mylisz się; kwas krzemowy utworzył się, lecz nie wydzielił.

U. Jest on może trudno rozpuszczalnym i rozpuszcza się jedynie w dużej ilości wody, w małej zaś nie.

N. I to nie, gdy bowiem do kwasu krzemowego, który wydzielił się przy pierwszym doświadczeniu, dodam dużo wody—to również się nie rozpuści.

U. Jakto?

N. Gdy odparujemy roztwór, z którego nic się nie wydzieliło, kwas krzemowy zacznie się osadzać, a gdy do osadu dodam wody, to takowy już się nie rozpuści.

U. A więc kwas, który się wydzielił, jest już nierozpuszczalnym?

N. To punkt najważniejszy. Takie zachowanie się kwasu krzemowego znajduje się w związku z jego niemożnością tworzenia kryształów. Substancje takie nazywamy koloïdami od słowa colla—klej (ponieważ klej zachowuje się podobnie); posiadają one własności bardzo ciekawe, które dopiero teraz zaczęto badać.

U. Nie widzę żadnego szczególnego podobieństwa pomiędzy kwasem krzemowym i klejem.

N. Zobaczymy je zaraz. Biorę w tym celu miernie rozcieńczony roztwór szkła wodnego, dodaję nieco lakmusu—

U. Roztwór stał się natychmiast niebieskim!

N. Tak, sole kwasu krzemowego rozszczepiają się w części na zasadę i kwas, już pod działaniem wody, w której są rozpuszczone, ponieważ kwas krzemowy jest kwasem nadzwyczaj słabym. Właśnie dlatego nie działa na lakmus. Natomiast ług sodowy działa nań i zabarwia na niebiesko. Dodaję teraz ostrożnie kwasu solnego po kropli, aż do chwili, w której kolor niebieski zaczyna przechodzić w czerwony.

U. Nic się nie osadziło.

N. Zaczekaj chwilę. Teraz roztwór zaczyna oryginalnie przeświecać i mętnieć, teraz zaś obrócić mogą naczynie do góry dnem.

U. Utworzyła się sztywna galareta. Tak, to jest rzeczywiście podobne do zastygłego kleju.

N. Sposób wydzielenia się kwasu krzemowego zależy od wielu okoliczności. Otrzymujemy go najłatwiej zubożet-

niając roztwór; gdy takowy posiada reakcję kwaśną lub zasadową, kwas krzemowy wydziela się daleko trudniej.

U. Od czegoż to zależy?

N. Tego dotychczas nie wiemy. To jednak, iż kwas krzemowy jest kwasem uader słabym, posiada ogromne znaczenie dla procesów, odbywających się na powierzchni ziemi; tam bowiem sole jego podlegają rozkładowi pod wpływem kwasu węglowego.

U. Przecież kwas węglowy jest również bardzo słaby.

U. Zapewne, zawsze jednak daje reakcję na lakmus, czego kwas krzemowy nie czyni. Nie posiada on również smaku kwaśnego i nie daje z magnezem wodoru.

U. Dlaczego nazywa się kwasem?

N. Ponieważ tworzy sole. Jest to przecież względem najważniejszy. Sole te, z których się składa tak wiele najrozmaitszych skał, podlegają działaniu kwasu węglowego znajdującego się w wodzie i powietrzu i przechodzą w inne związki. Przytem skały się rozpadają, a proces taki nazywa się wietrzeniem.

U. Musi się to jednak wszystko odbywać niesłychanie powoli, góry bowiem stoją od niepamiętnych czasów.

N. Proces odbywa się powoli, lecz góry nie stoją niezmiennie. Każdy strumień unosi do dolin bezustannie produkty wietrzenia: szlam i piasek a wreszcie i kamienie.

U. W takim razie góry nie powinnyby już istnieć!

N. Nie, znajdujemy się dopiero w połowie procesu, który nie prędko jeszcze się skończy. Strumienie zostawiają kamienie na miejscu, szlam zaś i piasek unoszą do rzek, te zaś ostatecznie niosą do morza szlam i część piasku, które się tam osadzają na dnie, tworząc pokłady osadowe. O innych procesach chemicznych towarzyszących tym zjawiskom dowiesz się później. Co się tyczy kwasu krzemowego, to chcę ci jeszcze powiedzieć, iż rozpuszcza się on w części i wydziela jako dwutlenek krzemu. W części tworzy kwarc, w części zaś odmiany bezkształtne. Opal i krzemień są właśnie takimi odmianami bezkształtnymi dwutlenku krzemu.

U. A zatem cała ziemia jest, że się tak wyrażę, jedną pracownią chemiczną. Wiedziałem o przemianach zachodzących w organizmach zwierzęcych i roślinnych, nie myślałem jednak, iż martwe kamienie mogą być również w nieustannym ruchu chemicznym.

N. Daje się to zauważyć z trudnością, ponieważ procesy obecne odbywają się nadzwyczaj powoli; szybkie, o ile takowe wogóle były, już się skończyły oddawna. Zrobimy—teraz dłuższą pauzę, ponieważ ukończyliśmy omawianie

niemetali i na przyszłym wykładzie rozpoczniemy studia nad metalami.

24. Metale. Sód.

N. Zaczynamy dziś nowy dział chemji nieorganicznej, naukę o metalach.

U. Mówiliśmy poprzednio, iż do metali zalicza się przeważająca większość pierwiastków, jest to zatem długa nauka, skoro względnie niewielka ilość nie-metali zabrała tyle czasu.

N. Damy sobie doskonale radę, będziemy bowiem mieli przy każdym pierwiastku poszczególnym znacznie mniej pracy niż dotychczas. Pochodzi to części stąd, że poznaliśmy już znaczną ilość praw ogólnych, które obecnie będziemy bez omawiania jedynie stosowali. Przytem chemja metali jest wogóle znacznie prostsza niż chemja metaloidów.

U. Dlaczego?

N. Znaczna większość związków metali posiada charakter soli. Otóż wiesz już, iż znając zachowanie się jonów soli, znamy jednocześnie zachowanie się soli w roztworze wodnym (str. 69). Wiele metali tworzy jeden tylko rodzaj prostych, czyli elementarnych jonów, część zaś dwa lub powyżej trzy rodzaje. Jony złożone napotykamy również wśród metali znacznie rzadziej niż u metaloidów. Zasadniczo więc chemja metali jest dość prostą. Zaczniemy od sodu. Co wiesz o nim?

U. Jest to metal koloru srebra, bardzo lekki, tworzący łatwo związki z tlenem. To też odbiera go wielu związkom np. rozkłada wodę z łatwością.

N. A co się otrzymuje, gdy się woda rozkłada? Napisz równanie tej reakcji.

U. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}$; tworzy się wodorotlenek sodu, jednocześnie wydziela się wodór.

N. Wodorotlenek sodu jest ci również znany. Co wiesz o nim?

U. Jest to substancja koloru białego, rozpuszczająca się łatwo w wodzie; roztwór zabarwia czerwony papier lakmusowy na niebiesko; jest on zasadą.

N. Co to znaczy?

U. Zasada łączy się z kwasami, tworząc sole. Jest to zwykle połączenie metalu z hydroksylem t. j. wodorem i tlenem. Np. wodorotlenek sodu, łącząc się z kwasem solnym, daje reakcję: $\text{Na}(\text{OH}) + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Hydroksyl za-

sady łączy się z wodorem kwasu, tworząc wodę, reszta zaś tworzy sól.

N. Bardzo dobrze; ową zaś „resztę” kwasów, zasad i soli nazywamy jonami. Co to za sól jest NaCl ?

U. Jest to zwyczajna biała sól kuchenna.

N. Dobrze; zatrzymamy się przy niej na chwilę. Sól kuchenna, czyli chlorek sodu jest najbardziej rozpowszechnioną w przyrodzie solą sodu. Woda w morzach zawiera olbrzymie ilości chlorku sodowego, sól ta w stanie stałym znajduje się również w ogromnych pokładach; nazywa się wówczas kamienną.

U. Jednak sól kamienna posiada kolor różowy.

N. Kolor ten pochodzi od obecności cząsteczek tlenku żelaza. Tam, gdzie sól kamienna wykryła się bez domieszek — tworzy ona kryształy sześciennie, przezroczyste jak woda. Jak ci wiadomo, sól kuchenna rozpuszcza się łatwo w wodzie. W stu częściach wody o temperaturze pokojowej rozpuszcza się 36 części soli, w temperaturze 100° —39 części. Rozpuszczalność jest więc prawie niezależną od temperatury. Jest to osobliwość właściwa soli kuchennej i której nie napotykamy u innych soli.

U. Tak, to szczególne! Zdawało mi się iż wszystkie sole powinny się łatwiej rozpuszczać w wodzie o temperaturze wyższej, nie zaś o niższej. Myślałem, iż z rozpuszczalnością rzecz się ma tak samo jak z parowaniem cieczy: im wyższa temperatura, tem większe parowanie.

N. Masz słuszną, iż rozpuszczalność i parowanie posiadają niektóre cechy podobne. Pod tym jednak względem różnią się. Poznasz później nawet takie sole, które w temperaturach wyższych rozpuszczają się trudniej niż w niższych. Z soli kuchennej otrzymujemy inne związki sodowe.

U. Dlaczego do celów tych nie używa się wody morskiej? Kosztowałoby to przecież mniej, niż wydobywanie soli z ziemi.

N. Nie kosztowałoby mniej, ponieważ woda morska zawiera od 30—50 części wody na jedną część soli; należałoby więc wydalić wodę przez parowanie, i opał zużyty przytem kosztowałby więcej użł jest wartą. Jedynie w krajach gorących, w których słońce wykonywa część tej pracy, otrzymuje się nieco soli przez odparowywanie wody morskiej. Na lądzie stałym znajdują się jednak źródła, zawierające znacznie więcej soli, niż woda morska. Z takich naturalnych roztworów soli czyli solanek otrzymuje się sól przez odparowywanie. W tym celu stępa się roztwór solankowy, poddając go działaniu powietrza. Dla osiągnięcia tego układu się długie i wysokie pokłady z chróstu, po któ-

rych woda solankowa powoli ścieka. Urządzenia podobne nazywają się tężniami. Następnie stężony roztwór zagęszcza się na ogniu w dużych płaskich konwiach.

U. A dlaczego nie odparowują roztworu na powietrzu do sucha; przecież kosztowałyby to taniej?

N. Byłoby to możliwem jedynie przy bardzo suchem powietrzu lub silnej operacji słonecznej i trwałoby przytem tak długo, iż nieopłaciłoby się również. Sól kuchenna używa się do potraw; przeważnie jednak jej ilości zużywa przemysł chemiczny. Wyrabia się z niej głównie wodorotlenek sodowy i soda.

U. A więc należy usunąć z niej chlor.

N. Bardzo dobrze. Wodorotlenek sodu otrzymuje się przez elektrolizę (str. 68). Sól kuchenna rozpada się na jon chloru, Cl^- , i jon sodu, Na^+ ; prąd elektryczny przepuszczony przez roztwór soli kuchennej powoduje wędrówkę jonu sodu z prądem dodatnim, jonu zaś chloru w kierunku przeciwnym. W miejscu, w którym prąd ujemny opuszcza roztwór, mianowicie u anody wydziela się chlor; u katody zaś —?

U. Sód rozkłada wodę, nie może się więc wydzielać, lecz działa na wodę; tworzy się przytem wodór i wodorotlenek sodu (str. 51).

N. Bardzo dobrze, mamy więc już wodorotlenek sodu. Należy jednak przeskodzić połączeniu się jego z chlorem anody i w tym celu przestrzeń anody oddziela się od przestrzeni katody ścianką nawpół przepuszczalną, która przepuszcza prąd, zatrzymuje natomiast ciecz i gazy. Następnie należy zwrócić uwagę na to, że chlor i sód niszczyłyby elektrody, o ile takowe nie są z materiału odpornego. W tym celu używa się anody platynowej lub ze sztucznego grafitu; za katodę zaś służą płyty żelazne, na które sód nie działa.

U. Musi to być przyrząd dosyć złożony.

N. Jest on rzeczywiście złożony i przytem powstają wciąż nowe odmiany, co jest dowodem, iż odmiana najpraktyczniejsza jeszcze wynalezioną nie została. Oprócz metody elektrycznej stosuje się często do rozkładu soli kuchennej i metoda chemiczna, szczególnie dla otrzymywania sody.

U. Wiem, że soda jest solą białego koloru, czem jednak jest pod względem chemicznym?

N. Soda jest węglanem sodu o wzorze Na_2CO_3 . W handlu dzielią sodę na krystalizacyjną i kalcynowaną; pierwsza zawiera wodę krystaliczną, druga jest bezwodną. Pod kalcynacją rozumie się proces ogrzewania, trwający tak długo, aż wszystkie substancje lotne zostaną usunięte. Gdy

ogrzewamy sodę zawierającą wodę, ta ostatnia wydziela się w postaci pary.

U. Nie zrozumiałem dokładnie co znaczą słowa: „woda krystalizacyjna”.

N. Wiele soli krystalizuje z roztworów wodnych, wbieając w siebie jednocześnie wodę. Np. soda krystaliczna posiada wzór $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$. Pierwiastki wody znajdują się w związku chemicznym z solą i ilość ich podlega również prawu o ciężarach związkowych, jak tego wzór powyższy dowodzi. Przy ogrzewaniu jednak woda ulatnia się jako para i zostaje sól uboższa w wodę lub zupełnie bezwodna. Masz tu przed sobą sodę zawierającą wodę i sodę bezwodną; obie są białe. Oblicz, ile wody zawierają kryształki.

U. Na_2CO_3 równa się w sumie 106,10 i $10\text{H}_2\text{O}$ daje 180, 20. Zawierają więc znacznie więcej wody niż soli, a jednak są stałe. Czyba zawierają wodę pod postacią lodu?

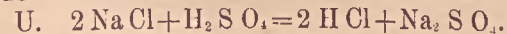
N. Rachunek twój jest dobry, ostatnia zaś uwaga niesłuszna. Przypomnij sobie, com ci od początku mówił o podobnych kwestjach. Nie mamy prawa mówić iż soda krystaliczna zawiera wodę w ścisłem tego słowa znaczeniu, woda ta bowiem musiałaby zachować swoje własności, a więc być ciekłą. Tylko woda wydziela się łatwo z soli i również łatwo sól bezwodna łączy się z wodą, tworząc kryształki.

U. A jednak słyszę ciągle: „zawiera” i t. d.

N. Muszę zachować ten sposób wyrażania się, ponieważ jest używany powszechnie i nie zrozumiałbyś ani innych nauczycieli ani też książek, gdybym cię do niego nie przyzwyczaił. Musisz się jednak strzedz przed wyprowadzaniem tak fałszywych wniosków. Powróćmy do sody. Wiesz już, iż kwas węglowy jest kwasem bardzo słabym (str. 18), kwas zaś solny—silnym. Nie możemy więc nawet myśleć o tem, byśmy mogli wydzielić z soli kuchennej kwas solny za pomocą węglowego, chcąc otrzymać sodę.

U. W jakim więc sposób się wydziela?

N. Przedewszystkiem za pomocą kwasu siarczanego. Wiesz już, co się przytem tworzy. Napisz mi równanie raz jeszcze.

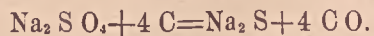


N. Dobrze; za pomocą silnego i słabo lotnego kwasu siarczanego kwas solny wydzielić możemy.

U. Ale to przecież jeszcze gorzej, gdyż kwas siarczany jeszcze trudniej będzie wypędzić.

N. To jest prawdą; jeżeli jednak nie możemy wypędzić go odrazu, spróbujmy dokonać tego stopniowo. Siar-

czan sodu ogrzewa się z węglem; mamy wówczas następującą reakcję:



Przeczytaj równanie to słowami.

U. Siarczan sodu i węgiel dają siarkę sodową i tlenek węgla.

N. Substancja ta nie nazywa się siarką sodową, lecz siarczkiem sodu. Jest to sól sodowa kwasu siarkowodorowego. Jakim był wzór tego kwasu?

U. H_2S . Oba wodory tego kwasu zastąpione zostały przez sól.

N. Bardzo dobrze. Następnie siarczek sodu rozkładamy za pomocą węglanu wapnia, ogrzewając mieszaninę obu tych substancji. Odbywa się wówczas reakcja:



Odczytaj to równanie.

U. Siarczek sodu i węgiel wapnia dają siarczek wapnia i węgiel sodu. Mamy więc już sodę i wszystko jest w porządku.

N. Jeszcze nie zupełnie, obie te sole są jeszcze bowiem zmieszane z sobą. Lecz siarczek wapnia jest bardzo trudno rozpuszczalny w wodzie, soda zaś bardzo łatwo się rozpuszcza. Można więc wylugować ją za pomocą wody, w taki sam sposób, w jaki oddzielaliśmy cukier od piasku (I, 9).

U. A, na koniec—należy wodę odparować aby otrzymać sodę stałą. Długa to operacja.

N. Nie jest tak bardzo długą, ponieważ rozkład siarczanu sodu i reakcję wymienną z węglanem wapnia wykonąć możemy jednocześnie. Mamy więc następujące stopnie: naprzód rozkładamy sól kuchenną za pomocą kwasu siarczanego. Otrzymuje się przytem kwas solny jako produkt uboczny. Następnie miesza się siarczan sodu z węglem i wapniakiem, i ogrzewa. Ulatnia się przytem tlenek węgla i następuje reakcja, wymiana siarczku sodu z węglanem wapnia. Obie sole oddzielają się następnie od siebie za pomocą wody i roztwór sody poddaje się parowaniu. O innym sposobie otrzymywania sody pomówimy później.

25. Sód. II.

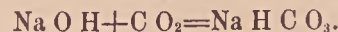
N. O czym mówiliśmy wczoraj?

U. O otrzymywaniu wodorotlenku sodowego i sody. Pierwsze jest daleko prostsze. A czy nie możnaby też i sody otrzymać drogą elektryczną?

N. Naturalnie; należy tylko przy procesie otrzymywania wodorotlenku sodowego—wprowadzać dwutlenek węglowy do przestrzeni katody. Wówczas wodorotlenek przechodzi w węgiel. Napisz równanie.

U. $\text{Na O H} + \text{C O}_2$ —nie, tak nie można, muszę wziąć dwa wodorotlenki sodu.

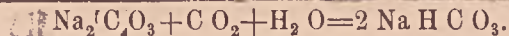
N. Przeciwnie. Zaczęłeś przypadkowo pisać równanie zupełnie dobre. Brzmi ono:



Proces ten prowadzi się w celu otrzymania węglanu sodu nie obojętnego lecz kwaśnego.

U. Ach! teraz rozumiem. Kwas węglowy jest przecież kwasem dwuzasadowym i może tworzyć dwa rodzaje soli sodowych; $\text{Na}_2\text{C O}_3$ jest solą obojętną, Na H C O_3 zaś—kwaśną. A dlaczego robi się sól kwaśną?

N. Jest ona daleko trudniej rozpuszczalną niż sól obojętna, wydziela się przeto z roztworu bez odparowywania takowego. Mam tu stężony roztwór sodu; wprowadzam dwutlenek węgla z mojego dawnego przyrządu (I, 92). Równanie brzmi:



U. A poco dodane tu jest jeszcze woda do równania?

N. Ponieważ dwutlenek węgla jest bezwodnikiem, potrzebuje więc wody, aby go przemienić w kwas.

U. Widzę już masę osadzających się kryształów.

N. Owa nowa sól, kwaśny węgiel sodu, lub dwuwęgiel sodowy jest ci prawdopodobnie znaną. Sól ta nazywa się dwuwęglanem dlatego, że zawiera dwa razy więcej kwasu węglowego niż soda, i używa się jako środek domowy w przypadkach zaburzeń żołądkowych.

U. Tak, wiem. Ale poco fabrykuje się tak wielką ilość sody?

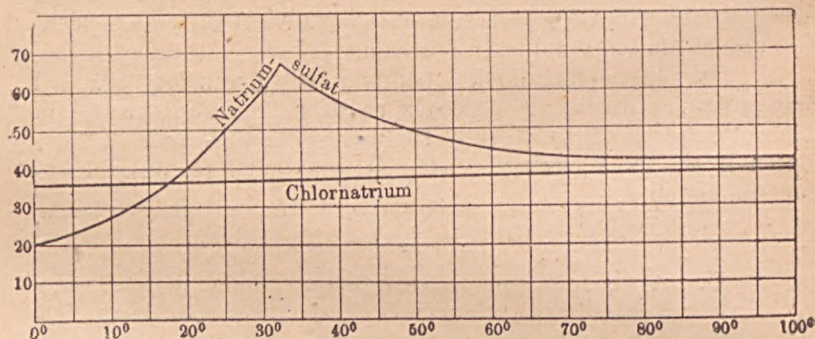
N. W przemyśle chemicznym używają sody do najrozmaitszych celów; soda i kwas siarczany są tem dla chemika, czem żelazo dla konstruktora maszyn.

U. Co się tyczy kwasu siarczanego—rozumiem, ponieważ jest kwasem silnym. Ale do czego używa się soda?

N. W większości przypadków używają sody do tych samych celów co i wodorotlenku sodowego, gdyż kwas węglowy, jako kwas słaby, wydzielić się daje z łatwością, i dwutlenek węgla ulatnia się wówczas pod postacią gazu. Mam tu jeszcze nieco roztworu sody, zbadaj go czerwonym papierkiem lakmusowym.

U. Staje się niebieskim, jakim to sposobem? Przecież soda jest solą obojętną.

N. Rzecz się tu ma tak, jak z krzemianem sodu. Kwas jest tak słaby iż sól pod działaniem wody rozpada się częściowo na kwas i zasadę. Ta ostatnia daje nam reakcję zasadową. Natomiast kwaśny węglan sodu daje z lakmusem reakcję obojętną; w niej bowiem działanie rozkładowe wody akurat zostaje zobojętnionem przez nadmiar kwasu. Widzisz więc iż nazwy: kwaśny i obojętny posiadają nieco różne znaczenia, zależnie od tego, czy stosują się do składu danej soli, czy też reakcji roztworu. Musimy jednak poznać jeszcze cały szereg innych związków sodowych. Siarczan sodu znasz już, mówiliśmy o nim przy kwasie siarczanym.



Rys. 29.

U. Tak, to sól glauberska. Używa się jako środek leczniczy.

N. Na soli glauberskiej będę mógł objaśnić ci ciekawy fakt, dotyczący rozpuszczalności. Wykonamy znów rysunek 29, odkładając poziomo podziałki termometru, tak, jakżeśmy to robili poprzednio. Pionowo zaś wnosimy ilości soli, rozpuszczające się w 100 częściach wody. Jeżeli weźmiemy sól kuchenną, odłożyć musimy pionowo dla 20° — 36 części, dla 100° zaś — 39. Oba punkty łączymy za pomocą linii i mamy wówczas dla każdej temperatury ilość soli, rozpuszczającej się w 100 częściach wody.

U. Czy to tylko słusznie? Czy punkty, odpowiadające temperaturom pośrednim, nie mogą leżeć gdzieindziej?

N. Masz słuszność, nie mielibyśmy prawa zadawalniania się tymi dwoma punktami, gdybyśmy jeszcze nic nie wiedzieli o rozpuszczalności soli kuchennej. Zmierzono jednak oprócz tego wiele innych punktów i prawo ciągłości upo-

ważnia nas do połączenia punktów tych linią ciągłą, będącą bardzo zbliżoną do linii prostej. Lecz przyjrzyj się innej linii, odpowiadającej rozpuszczalności siarczanu sodu. Opisz mi, coś się z niej dowiedział.

U. Z początku t. j. w temperaturach niższych — rozpuszczalność wzrasta szybko. Potem zaczyna się nowa linja i rozpuszczalność zmniejsza się ze wzrostem temperatury.

N. Spostrzeżenie twoje jest zupełnie słuszne. Powinienś był jednak dodać, iż prawo ciągłości w temperaturze 32°, zostaje pozornie naruszone.

U. Więc coś się tu stało z prawem ciągłości?

N. Pokażę ci przedtem jeszcze jedno doświadczenie. Mam tu sól glauberską w kolbie; ogrzewam ją ostrożnie w kąpielii wodnej i mieszam ją termometrem.

U. Sól już się topi. Termometr wskazuje 32°.

N. Tak, i gdy będę ogrzewał dalej temperatura pozostanie bez zmiany, jak przy topieniu się lodu. Obserwuj termometr w dalszym ciągu.

U. Stoi wciąż na tem samym miejscu. Zdaje mi się iż zaczyna się teraz podnosić, tak, idzie wciąż w górę, a jednak wszystka sól jeszcze się nie stopiła. Jest to znów sprzeczność z prawem natury.

N. Sprzeczność jest tylko pozorna, stałe bowiem ciało, które widzisz w kolbie — nie jest już solą glauberską. Jest to siarczan sodu bezwodny. Sól glauberska krystalizująca, jak i soda z 10 H₂O rozpada się w temperaturze 32° na roztwór nasycony i sól bezwodną, która się wydziela. Nie mamy więc tu przed sobą zjawiska zwykłego topienia się, lecz proces bardziej złożony. Zresztą dopóki obecną jest nierozłożona sól glauberska Na₂SO₄+10H₂O temperatura pozostaje bez zmiany, o czem się przed chwilą przekonałeś.

U. Wszystko to zrozumiałem; co to ma jednak wspólnego ze szczególną linią topliwości?

N. Zawiera ono objaśnienie tego szczególnego wypadku. Sól glauberska z wodą krystalizacyjną istnieć może tylko w temperaturach niższych od 32°. Powyżej tego punktu rozkłada się i mamy już do czynienia jedynie z solą bezwodną. Dlatego też pierwsza, wznosząca się ku górze część linii, jest linią soli glauberskiej, druga zaś skierowana ku dołowi — linią soli bezwodnej. Są to więc dwie linje różne i dlatego też do obu razem nie możemy stosować prawa ciągłości.

U. Przecież w roztworze znajduje się to samo w obu przypadkach!

N. W roztworze—tak, lecz nie obok roztworu; z początku mamy sól, zawierającą wodę, później zaś sól bezwodną. Ponieważ w procesie nasycania chodzi o równowagę pomiędzy roztworem i solą stałą, oba więc czynniki wywierają nań wpływ i gdy jeden się zmienia — drugi również zmieniać się musi. Zresztą zjawisko powyższe widzimy nie tylko u soli glauberskiej. Bardzo wiele różnych soli krystalizuje w różnych odmianach i z różną zawartością wody; ponieważ każda odmiana posiada swoją własną rozpuszczalność, sole takie posiadają przeto linie rozpuszczalności, ile odmian każda z nich posiada i linie te przecinają się w tych temperaturach, w których jedna odmiana przechodzi w drugą. Soda np. zachowuje się podobnie jak sól glauberska, a również i fosforan sodu.

U. Tej ostatniej soli nie znam jeszcze.

N. Zaraz ci ją pokażę; widzisz iż różni się niewiele od sody. Jak w sodzie tak i tu widzisz kryształ, pokryte białym proszkiem, powstałym wskutek zwiętrzenia soli.

U. Co to znaczy?

N. Sole zawierające wodę krystalizacyjną tracą ją bardzo łatwo, nawet pod działaniem powietrza; pozostaje wówczas drobno sproszkowana sól bezwodna lub uboższa w wodę. Nazywa się to zwiętrzeniem. Zwykły fosforan sodu jest drugą solą kwasu fosforowego. Wiesz, iż kwas ten jest trójzasadowym. Czy pamiętasz wzór jego?

U. Tak; H_3PO_4 .

N. Bardzo dobrze. Otóż w kwasie tym tylko dwa wodory zastąpione zostały przez sól, sól posiada więc wzór Na_2HPO_4 , oprócz tego zawiera ona 12 H_2O wody krystalizacyjnej. Jest ona solą najlepiej znaną i w laboratorium i do analiz najczęściej używaną. Pokażę ci teraz jeszcze jedną bardzo oryginalną sól sodu, tiosiarczan sodowy. Są to duże kryształy bezbarwne.

U. Czy nie znajduje się on w związku z fotografią.

N. Owszem; rozpuszcza on wszystkie sole srebra, a ponieważ do fotografowania używa się soli srebrnych—sposobność stosowania tiosiarczanu następuje się niejednokrotnie. Układ jego jest: $Na_2S_2O_3 + 5H_2O$. Anjon jego jest więc $S_2O_3^{2-}$ i gdy wzór ten porównasz ze wzorem jonu siarczanu od razu rzuci ci się w oczy podobieństwo. Jon tiosiarczanu otrzymasz, zastępując w jonie siarczanu jeden tlen siarkę. Wyraża to również nazwa soli, ponieważ Thion oznacza po grecku siarkę. Otrzymuje się z siarczynu sodu Na_2SO_3 gotując takowy z siarką: $Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$, podobnie jak siarczan tworzy się z siarczynu przez łączenie się tego

ostatniego z tlenem: $Na_2SO_3 + O = Na_2SO_4$. Gdy ogrzejemy sól tiosiarczanową zawierającą wodę krystaliczną — topi się ona w temperaturze 56° tworząc ciecz klarowną. Pod tym więc względem zachowuje się inaczej niż sól glauberska (str. 161).

U. A dlaczego nie wydziela się przytem i sól bezwodna?

N. Ponieważ tiosiarczan bezwodny potrzebuje dla rozpuszczenia się mniejszej ilości wody, niż ta, która jest zawartą w soli krystalicznej. Przeciwnie; ciecz jest w stanie rozpuścić niewielką ilość soli bezwodnej.

U. A więc od tego zależy zupełna topliwość soli zawierającej wodę krystaliczną?

N. Naturalnie. Nasz tiosiarczan stopił się już zupełnie i teraz go ochładzam. Gdy zatknijemy otwór kolby korkiem z waty, możemy wówczas ochłodzić ciecz do temperatury pokojowej, a nawet niżej, a krzepnięcie nie nastąpi.

U. Czy to jest zjawisko przechłodzenia?

N. Tak jest. Stopię jeszcze niewielką ilość tiosiarczanu mocno przylegającą do pałeczki szklanej, aby ci pokazać bardzo ważne zjawisko. Mam tu inne naczynie z tiosiarczanem ciekłym, który stopilem wczoraj; jest on zupełnie ochłodzony. Zanurzam w ciecz moją pałeczkę spreparowaną sposobem powyższym.

U. Jakie to ładne. Kryształy rosną w oczach!

N. Teraz pałeczkę wyjmuję; widzisz, iż przyrosło do niej całe grono kryształów, lecz sama ciecz nie krystalizuje dalej. Wskazuje ci to, iż i tu mamy do czynienia z oddziaływaniem wzajemnem ciała stałego i cieczy. Ciecz przechłodzona nie jest sama przez się układem nietrwałym, staje się nim wówczas dopiero, gdy wprowadzimy doń odnośne ciało stałe. To ostatnie rośnie wówczas kosztem cieczy na powierzchni zetknięcia się wzajemnego; natychmiast jednak po usunięciu ciała stałego — usuwa się i przyczyna krzepnięcia.

U. Chciałbym wykonać to doświadczenie. Czy mogę?

N. Naturalnie. Masz tu całą porcję tej soli; jest ona bardzo tania. Bądź jednak bardzo ostrożnym; najdrobniejszy pyłek soli stałej wywołuje natychmiast krzepnięcie. Możesz jednak zawsze sól stopić i doświadczenie powtórzyć; dodaj tylko nieco wody aby zastąpić tę, która wyparowała. Powiedziałem ci już o sodzie chyba wszystko co jest ważniejszym.

U. Nie dowiedziałem się jednak, jakim sposobem otrzymuje się sól metaliczny.

N. Otrzymuje się przez elektrolizę stopionych soli sodowych. Najwygodniejszym jest wodorotlenek ponieważ najłatwiej się topi. Sód metaliczny wyrabia się teraz w dużych ilościach, ponieważ przemysł chemiczny używa go do rozmaitych celów.

U. Ale w jaki sposób go przechowują? Potrzeba do tego chyba ogromnych beczek z naftą.

N. Wyrabia się zeń sztabki podłużne i zapakuje do pudełek blaszanych, które się zatapia zupełnie szczelnie, aby najmniejsza ilość powietrza nie mogła się dostać do wnętrza. Na zakończenie pokażę ci jeszcze w jaki sposób sód się poznaje. Mam tu drut platynowy przymocowany do rurki szklanej.

U. Jak to się robi?

N. Z początku rozgrzewa się koniec rurki, przez co otwór się zmniejsza. Zanim się zamknie zupełnie, wyjmujemy rurkę z ognia i wkładamy koniec drutu platynowego. Potem ogrze-



Rys. 30.

wamy znowu aż do zupełnego zatopienia się otworu i mamy drut doskonale wtopiony. Koniec jego zaginamy na pętelkę (rys. 30). Gdy w pętelce tej umieścimy najmniejszą odrobinę soli sodowej i wprowadzamy do płomienia palnika Bunzenowskiego — płomień natychmiast zabarwia się na silny kolor żółty. Pochodzi to od obecności sodu i służy do jego wykrycia, ponieważ żaden inny pierwiastek zjawiska tego nie wywołuje (I, 99). Zwykle wszystkie płomienie są żółte, ponieważ sód znajduje się wszędzie w powietrzu. Mam tu inny drut platynowy, który oczyściłem przez dłuższe trzymanie w ogniu, nie zabarwia on płomienia wcale. Wystarczy jednak dotknięcie wilgotnych palców, aby się żółte zabarwienie w płomieniu ukazało.

U. Widzę to, lecz kolor znika bardzo szybko.

N. Jest to bardzo dobry sposób odróżnienia większych ilości sodu od pyłków jego znajdujących się wszędzie. Im więcej mamy związku sodowego, tem dłużej płomień pali się kolorem żółtym i tem mocniej zjawisko występuje odrazu. Zwrócę ci jeszcze na zakończenie uwagę na fakt, iż wszystkie roztwory soli sodowych, któreś widział — są bezbarwne. Wynika stąd, iż i jon sodu, Na⁺, znajdujący się we wszystkich tych roztworach, również jest bezbarwny. Innych reakcji na sód wskazać ci nie mogę. Jednak zabarwienie płomienia jest tak pewnem i czułem iż wszystkie inne reakcje są zbyteczne.

26. Potas i amon.

N. Nie będziemy dziś powtarzali wczorajszej lekcji, przy omawianiu bowiem innych metali będziemy mieli tak często sposobność poruszania zjawisk podobnych, iż wystarczy to za powtórzenie. Czy wiesz co o potasie?

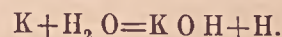
U. Wiem, że jest również metalem lekkim i bardzo podobnym do sodu.

N. Oto potas metaliczny. Wygląda on istotnie jak sód, posiada bowiem również kolor srebrzysto-biały; kolor jednak widzimy tylko na świeżej powierzchni przecięcia, utlenia się on bowiem nader szybko na powietrzu. Rozkłada on również wodę; wrzucam kawał potasu do miski z wodą.

U. Natychmiast się zapala. Jaki ładny płomień czerwony!

N. Potas działa na wodę tak silnie, że powstały wódz zapala się natychmiast. Czerwony kolor płomienia pochodzi od pary potasu; jak sód daje płomień żółty, tak samo potas daje fioletowo-czerwony. Zbadaj wodę czerwonym papierkiem lakmusowym.

U. Staje się niebieskim. A więc i tu utworzyła się zasada? Równanie więc będzie:



N. Dobrze; widzisz jak oba te metale są do siebie podobne. Pokazywałem ci już również i wodorotlenek potasowy KOH i przekonałeś się, iż zarówno co do wyglądu jak i co do zachowania się zupełnie jest podobny do sodu. Potas otrzymuje się jak i sód przez elektrolizę chlorku potasowego.

U. Czy chlorek potasowy napotyka się w przyrodzie tak jak i sól kuchenna?

N. Nie w tak dużych ilościach. Istnieją jednak pokłady chlorku potasowego, KCl, w pobliżu pokładów soli kamiennych. Znajduje się on tam pod postacią takich samych kryształów sześciennych jak i sól kamienna i nosi jako minerał nazwę Sylwinu. Napotyka się jednak daleko rzadziej niż sól kamienna.

U. A w wodzie morskiej?

N. I tam znajduje się w nieznacznych tylko ilościach. W wielu jednak miejscowościach Niemiec środkowych znajdują się pokłady innej soli, składającej się z chlorku potasu i chlorku magnezu i nazywającej się karnalitem. Z niej

otrzymuje się chlorek potasowy znajdujący zastosowanie w przemyśle chemicznym i rolnictwie.

U. W rolnictwie?

N. Tak, rośliny potrzebują potasu, niezbędnego do budowy ich organizmów. Gdy gleba zawiera mało potasu, należy jej go dodać, w przeciwnym bowiem razie rośliny giną. Dodaje się go pod postacią chlorku potasu otrzymywanego z karnalitu. Rośliny potrzebują przede wszystkim energii promienistej. Lecz na tem też prawie koniec, gdyż to, co im jest potrzebne, mianowicie: dwutlenek węgla, woda, wapno, żelazo i t. d. wszystko to znajduje się prawie zawsze w powietrzu i ziemi w ilościach dostatecznych. Jedyne trzy pierwiastki: Potas, fosfor i azot znajdują się w ilościach mniejszych w stosunku do zapotrzebowania i te muszą być dodane do gleby, jeżeli chcemy by energia promienista została wyzyskana jak należy.

U. A czy nie możnaby dać glebie zamiast potasu soli kuchennej czyli sodu?

N. Byłoby to dla niej bezużyteczne, tu bowiem kończy się podobieństwo obu tych pierwiastków.

U. Jakaż jest przyczyna tego?

N. Prawdopodobnie następująca: gleba zatrzymuje wszystkie sole potasowe tak, że z trudnością i nie zupełnie takowe dają się wymyć wodą. Rzecz się ma zupełnie inaczej z solami sodu. Za pomocą krótkiego przemywania możemy wszystkie sól usunąć z ziemi. Wynika stąd, iż roślina daleko pewniej znajdzie w glebie sole potasowe, bo sole sodu, jeżeli się takowe nawet dawniej w glebie znajdowały, zostały już dawno wymyte przez wodę deszczową. Te więc rośliny, które zużywają potas, mają daleko więcej widoków na rozwój i istnienie, i prawdopodobnie one tylko pozostały, reszta zaś wyginęła. Z powyższem znajduje się w związku fakt, iż pewne odmiany roślin, rosnące nad brzegami mórz i w stepach słonych, zawierają sól zamiast potasu. A więc w tych miejscowościach, w których sól znajduje się w ilościach znacznych rosną również i „rośliny sodowe”. Po spaleniu rośliny możemy z popiołu jej wylugować sole węglowe tych metali, które one zawierały. Z popiołu roślin morskich otrzymuje się sodę, z lądowych zaś—potaż.

U. Cóż to za nazwa?

N. Jest to dawna nazwa węglanu potasowego, K_2CO_3 . Mówiłem ci już, iż można ją wylugować z popiołu za pomocą wody. Roztwór odparowywano i otrzymywano potaż w stanie stałym, który następnie prażono w garnkach (Pot-

ten). Czysta sól jest masą białą, niewyraźnie krystaliczną, rozpuszczającą się nader łatwo w wodzie.

U. Czy i teraz otrzymuje się w takiż sam sposób?

N. Nie; od czasu gdy przestano używać drzewa do pieców, nie rozporządzamy już popiołem drzewnym. Otrzymuje się obecnie potaż z chlorku potasu takąż samą drogą jak soda z chlorku sodowego, lecz fabrykacja prowadzi się na znacznie mniejszą skalę, ponieważ zapotrzebowanie potażu jest dość ograniczone. Zachowuje się zresztą zupełnie tak samo jak węglan sodu; jego roztwór wodny daje z lakmusem reakcję zasadową i po wprowadzeniu dwutlenku węglowego do roztworu, osadza się trudnorozpuszczalny kwaśny węglan potasowy. Napisz równanie:

U. $K_2CO_3 + CO_2 + H_2O = 2KHCO_3$. To jest powtórzenie tego, com się nauczył przy sodzie.

N. Możesz sobie powtórzyć i doświadczenie. Oto sól, o której mowa.

U. Jest ona zupełnie wilgotną.

N. Węglan potasu łączy się z wodą, znajdującą się w powietrzu i wreszcie rozplywa się zupełnie, tworząc roztwór nasycony. Działa on przeto osuszająco, podobnie, jak kwas siarczany (str. 108). Inne sole potasowe znasz już, mianowicie saletrę i chloran potasowy. Co wiesz o pierwszej?

U. Saletra jest azotanem potasu, KNO_3 i tworzy się z substancji, zawierających azot, gdy takowe gniją na powietrzu. Zawarty w niej potas pochodzi z popiołu.

N. Jak wygląda saletra?

U. Saletra jest białą solą, łatwo rozpuszczalną w wodzie.

N. Dobrze. Nie rozpuszcza się wprawdzie łatwo w zimnej, rozpuszczalność jednak zwiększa się bardzo ze wzrostem temperatury. Przy 0° , 100 części wody rozpuszcza zaledwie 13 części saletry, przy 100° — 247 części. Saletry używamy do fabrykacji prochu, ponieważ zawiera znaczną ilość tlenu, za pomocą którego spalają się substancje pozostałe, wchodzące w skład prochu, mianowicie węgiel i siarka. Pokażę ci to na bardzo ładnym doświadczeniu. Ogrzewam bardzo silnie saletrę umieszczoną w niewielkiej kolbce. Z początku topi się dość łatwo, tworząc ciecz bezbarwną, później tworzą się pęcherzyki tlenu, który się zaczyna ulatniać. Wrzucam do kolby kawałeczek siarki—

U. Ależ to świeci jak fosfor, spalający się w tlenie.

N. Tak, otrzymujemy temperaturę bardzo wysoką. Sama saletra była już bardzo gorącą, a teraz dochodzi jeszcze do tego jeszcze ciepło spalania siarki. Chloran potasowy oddaje tlen swój daleko łatwiej niż saletra.

U. Tak, posługiwaliśmy się nim przy fabrykacji tlenu.

N. Wskutek tego chloran potasu jest substancją dość niebezpieczną. Przed stu laty, gdy chloran potasu został wynaleziony, próbowano użyć go do fabrykacji prochu; cały jednak młyn prochowni wyleciał wówczas w powietrze i zginęło kilku ludzi. Mieszam nieco chloranu potasu z czarniawym proszkiem, który nazywa się siarczkiem antymonu; zwracam ci przytem uwagę, iż biorę jedynie kawałeczek chloranu potasowego nie większy od ziarnka pieprzu, gdyż większa ilość groziłaby niebezpieczeństwem. Mieszankę tej nie rozcieram w moździerzu, mogłaby bowiem wybuchnąć, lecz mieszam ją za pomocą piórka. Mieszankę zawijam w papier, umieszczam na kowadełku i uderzam młotkiem.

U. Prawdziwy wystrzał karabinowy!

N. O innych własnościach chloranu potasowego mówiliśmy już dawniej (str. 78). Pokażę ci inne jeszcze sole potasowe. Oto bromek potasu, KBr, i jodek potasu, KJ. Obie te sole krystalizują bez wody; zanotuj sobie przytem, iż wogóle prawie wszystkie sole sodowe zawierają wodę krystalizacyjną, potasowe zaś są bezwodne.

U. Nie wiedziałem, że sól kuchenna zawiera wodę.

N. Zwyczajna sól kuchenna jest bezwodną. Krystalizując jednak roztwór soli kuchennej w temperaturze poniżej 0° otrzymuje się inną odmianę kryształów, zawierającą 2 H₂O. Rozkładają się one jednak już przy — 2°, tworząc sól kuchenną bezwodną i roztwór nasycony, zupełnie tak samo, jak sól glauberska w temperaturze 32° (str. 161). Jodek i bromek potasu nie zawierają nigdy wody. Bromek potasowy jest związkiem dostarczającym do handlu jonu bromu, który używa się w miarę potrzeby.

U. Przecież sam jon bromu istnieć nie jest w stanie.

N. Właśnie dlatego, że nie możemy dostać samego anjonu, musimy brać go z jakimś katjonem i wybieramy przytem taki, który jest najtańszy i tworzy sól, posiadającą jaknajdogodniejsze własności. Właśnie dlatego bierze się bromek potasowy do wszystkich reakcji, wymagających obecności jonu bromu. Naturalnie, zamiast potasu mógłby się znajdować sól, wapień albo inny jaki metal. Nie używa się jednak bromku wapnia, ponieważ jest solą łatwo rozpuszczającą się, a więc trudną do otrzymania i przechowywania, chociaż wapień jest znacznie tańszy od potasu.

U. A dlaczego nie używa się bromku sodu, przecież sól jest zdaje mi się tańszy od potasu?

N. Tu już gra główną rolę przyzwyczajenie. Poznano bromek potasowy przed sodowym i przyzwyczajono się doń.

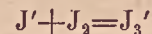
Zresztą różnica w cenie nie odgrywa wielkiej roli, ponieważ głównie brom cenę tą oznacza. Wszystko to com powyżej mówił, stosuje się również do jodku potasowego.

U. Sól ta posiada kolor żółty.

N. Czysty jodek potasowy jest bezbarwny. Pod działaniem jednak kwasu węglowego, znajdującego się w powietrzu, tworzy się nieznaczna ilość kwasu jodowodorowego, który pod wpływem tlenu z powietrza rozpada się na jod i wodę (str. 95). Jod wywołuje to żółte zabarwienie. Sól ta rozpuszcza się nader łatwo w wodzie i roztwór ze swej strony rozpuszcza znaczne ilości jodu, zabarwiając roztwór na kolor brunatny.

U. Przecież jod jest trudnorozpuszczalny w wodzie (str. 90).

N. Tak; w zetknięciu jednak z jonem jodu tworzy nowy jon, J'₃ który posiada kolor brunatny. Rozkłada się on znów bardzo łatwo na zwyczajny jon jodu i jod w stanie wolnym i dlatego brunatny ten roztwór używać można do wszystkich prawie celów, do których potrzebny jest czysty jod. Innymi słowami, reakcja:



przebiega równie łatwo w jednym jak i w drugim kierunku. Pokażę ci wreszcie jeszcze jedną sól, zbliżoną do poprzedniej, różniącą się jednak od niej swymi własnościami wysoko trującymi. Jest to cyanek potasu KCN, sól potasowa kwasu pruskiego. Wąchając ostrożnie z tej flaszki, przekonasz się, iż sól ta posiada zapach kwasu pruskiego.

U. Znam ten zapach, przypomina on gorzkie migdały.

N. Cyanku potasowego używają teraz na dużą skalę do otrzymywania złota ze szlamu, ponieważ złoto rozpuszcza się w roztworach wodnych, zawierających jon cyanu. Obecnie oddają jednak pierwszeństwo cyankowi sodu, ponieważ jest tańszy i przytem zawiera więcej cyanu.

U. Jakimże to sposobem? Przecież każda z tych soli zawiera po jednym cyanie na każdy metal.

N. Masz słuszną uwagę, ciężary jednak soli są różne. Oblicz mi jakie są ciężary związkowe obu tych soli.

U. KCN=65,19, NaCN=49,08, w obu zaś znajduje się 14,04+12,00=26,04 cyanu; rozumiem teraz: ponieważ sól jest lżejszy od potasu, przeto cyanek sodu zawiera takąż samą ilość cyanu w wagowo mniejszej ilości soli.

N. Doskonale! Teraz jeszcze słów parę o jonie potasowym. Jest on bezbarwnym—

U. Ponieważ wszystkie sole potasowe w roztworach są bezbarwne.

N. O ile nie zawierają jonów barwnych.

U. A czy są takie jony?

N. Naturalnie, poznałeś już przecie zielonawo-niebieski jon miedziowy. Poznasz wkrótce i anjony różnobarwne, dające z potasem sole odpowiednio zabarwione.

U. W takim razie kolor roztworu soli zależy od kationów katjonu i anjonu?

N. Tak, jak zresztą i wszystkie inne własności roztworów solnych. Posiadamy zresztą odczynnik na jon potasowy: jest nim sól sodowa pewnego kwasu, zawierającego platynę, której wzór jest Na_2PtCl_6 ; nazywają ją często chloroplatynianem sodu. Po dodaniu odrobiny czerwonego żółtego roztworu tej soli do roztworu dowolnej soli potasowej, otrzymujemy, szczególnie po dodaniu alkoholu — żółty, trudno-rozpuszczalny osad, będący odpowiednią solą potasową.

U. Otóż mamy i osad. Wzór jego jest chyba K_2PtCl_6 ?

N. Wybornie! Pozostaje nam teraz po rozpatrzeniu soli potasowych zwrócić się do soli amonowych.

U. Czy sole te pochodzą od amonjaku?

N. Tak. Amonjak łączy się bezpośrednio z kwasami i wodór ich tworzy z amonjakiem, NH_3 —amon, NH_4 . Jon amonowy, NH_4 w solach jest tak podobnym do jonu potasowego, że najlepiej poznać go bezpośrednio po zaznajomieniu się z potasem.

U. Czy jest on również bezbarwny?

N. Naturalnie. Ponieważ roztwór amonjaku, zawierający jon amonowy, jest bezbarwny, więc i sam jon amonowy bezbarwnym być musi. Podobieństwo do potasu wyraża się w tem, że stosunki rozpuszczalności i formy krystaliczne odpowiednich soli są bardzo podobne. Oto chlorek amonu. Sól ta różni się od innych szczególną ciągliwością, która wyraźnie występuje przy rozcieraniu jej. Soli tej używają przy lutowaniu, wskutek własności chlorku amonu rozpadania się w temperaturach wyższych na chlorowódz i amonjak. Amonjak ulatnia się, chlorowódz zaś rozpuszcza warstwę tlenku, pokrywającą metal t. j. oczyszcza powierzchnię metaliczną. Jeżeli tedy nalejemy metalu roztopionego na metal stały oczyszczony, to obie ich powierzchnie dokładnie przylgną do siebie.

U. A jaki metal używany jest do lutowania?

N. Do lutowania miękkiego używa się mieszaniny cyny z ołowiem, topiącej się bardzo łatwo. Ogrzewam w próbówce nieco chlorku amonowego—

U. U góry próbówki osadza się jakaś biała masa, poniżej szkło pozostało przezroczystem. U dołu zaś sól pozostała w stanie stałym, lecz robi się jej coraz mniej. To dziwne!

N. Widzisz tu proces, który nazywa się sublimacją czyli parowaniem bez topienia się. Chlorek amonu ze stanu stałego przechodzi bezpośrednio w stan gazowy i odwrotnie. Zresztą, mówiłem ci już, że para ta nie jest chlorkiem amonu, lecz mieszaniną chlorowodoru z amonjakiem.

U. W jaki sposób dowiedziano się o tem?

N. Nie było to rzeczą łatwą. Określono najpierw gęstość czyli wagę molową pary i znaleziono, że równa się ona nie 53,53, jakby to zgodnie ze wzorem NH_4Cl być powinno, lecz liczbie prawie dwa razy mniejszej. Dla wytłumaczenia zjawiska tego, przyjęto, że para składa się z mieszaniny chlorowodoru z amonjakiem; wówczas przestrzeń jest dwa razy większą i gęstość o połowę mniejsza.

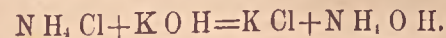
U. Dlaczegoż mamy temu koniecznie wierzyć?

N. Pytania podobne zadawało wielu ludzi, musiano więc obejrzeć się za innymi dowodami. Dowody te znaleziono, zbadawszy dokładnie parę. Przypominasz sobie, com ci mówił o wodorze (I, 94), że z powodu małej gęstości rozprzestrzenia się nader łatwo. Jest to zjawisko powszechne: ruch gazów rzadzych jest wszędzie szybszy niż ruch gazów gęstszych. Otóż waga molowa amonjaku jest 17,04, chlorowodoru zaś 36,45, czyli dwa razy większa. Jeżeli zostawimy parę chlorku amonowego w zetknięciu z powietrzem przez czas dłuższy, wówczas amonjak, będąc lżejszym — wydziela się, chlorowódz zaś pozostaje i możemy wykryć obecność każdej z tych substancji osobno. Wykonanie tego doświadczenia nie jest łatwym ze względu na wysoką temperaturę, niezbędną dla przejścia stałego chlorku amonowego w stan pary. Pokażę ci teraz podobieństwo, zachodzące pomiędzy jonem amonu i jonem potasu; mam tu roztwór chloroplatynianu sodu, który wlewam do roztworu chlorku amonowego.

U. Strąca się żółty osad, jest on zupełnie podobny do potasowego.

N. Są jednak i różnice. Dodaję nieco ługu potasowego do roztworu chlorku amonowego i ogrzewam mieszaninę w próbówce. Powąchaj! Sprobuj objaśnić co zaszło.

U. To zapach amonjaku! Piszę równanie:



Powinienby się utworzyć wodorotlenek amonowy, nie zaś amonjak.

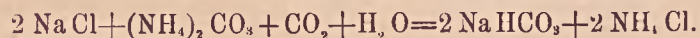
N. Pomyśl trochę; jaki jest stosunek wzajemny wodorotlenku amonowego do amonjaku? Czy widziałeś kiedy wodorotlenek?

U. Amonjak jest bezwodnikiem wodorotlenku amonowego, a wodorotlenek rozkłada się na amonjak i wodę.

N. Nie potrzebujemy jednak koniecznie używać nosa do tej reakcji, zwilżony czerwony papierek lakmusowy odda nam tą samą przysługę. Patrz! staje się on natychmiast błękitnym.

U. Moglibyśmy więc w taki sposób odróżniać sole amonowe od potasowych.

N. Tak, to też robi się z tego użytek przy analizach. Muszę ci teraz jeszcze opowiedzieć o ważnym zastosowaniu amonjaku mianowicie przy fabrykacji sody z soli kuchennej, który to proces jest znacznie prostszy niż dawniejszy. Polega on na tem, że do roztworu soli kuchennej dodaje się węglanu amonu i następnie wprowadza do cieczy dwutlenek węgla. Odbywa się wówczas następująca reakcja:



Odczytaj to równanie.

U. Chlorek sodu i węglan amonu i dwutlenek węgla i woda dają dwuwęglan sodu i chlorek amonu. Jakimże sposobem słaby amonjak może zabrać sodowi chlor?

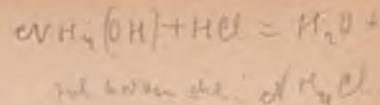
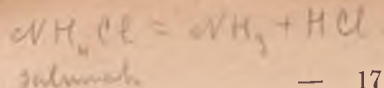
N. Jest to przypadek, w którym zwyczajne pojęcia o sile i słabości kwasów prowadzą do omyłek, chodzi tu bowiem nie o kwasy lecz o sole. Do soli zaś stosuje się prawo podług którego — z roztworu stężonego dostatecznie ze wszystkich możliwych soli osadza się ta, która jest najtrudniej rozpuszczalną. Solą taką jest w danym przypadku dwuwęglan sodu.

U. Co to znaczy: wszystkie możliwe sole?

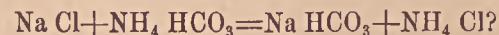
N. Sól każda składa się z katjonu i anjonu. Jeżeli mamy dwie sole różne z katjonami K' i K'' i anjonami A' i A'', wówczas możliwe są cztery sole. Jakież?

U. Możliwe są sole: K'A', K'A'', K''A' i K''A''.

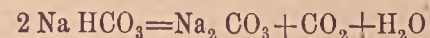
N. Bardzo dobrze. Otóż uważaj reakcję, którą ci wypisałem tak jak się wykonywa drogą techniczną, za odbywającą się w sposób taki, że przedewszystkiem tworzy się dwuwęglan amonu. Ten ostatni posiada jony: NH_4^+ i HCO_3^- , sól zaś kuchenna: Na' i Cl'. Jakie sole są tu możliwe?



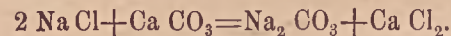
U. Oprócz dwóch, wymienionych powyżej — jeszcze NaHCO_3 i $\text{NH}_4 \text{Cl}$. Tak, to sole, których nam potrzeba. A więc reakcja jest poprostu:



N. Pozostaje nam teraz uczynić zużyty kosztowny amonjak znów zdatnym do użytku i obejrzeć się za źródłem dwutlenku węgla; musimy oprócz tego dwuwęglan sodu zamienić na węglan. Zadanie pierwsze rozwiązujemy, ogrzewając chlorek amonu z węglanem wapnia; węglan amonowy ulatnia się, chlorek zaś wapnia pozostaje. Dwutlenek węgla otrzymujemy przez ogrzewanie dwuwęglanu sodu; rozpada się on na węglan sodowy, dwutlenek węgla i wodę:



jak widzisz, jednocześnie dwuwęglan sodu zamienił się na węglan. Właściwie chodzi tu o reakcję:



ponieważ pierwsze dwie sole wchodzi do fabryki, pozostałe zaś dwie wychodzą z niej. Sole amonowe odgrywają jedynie rolę pośrednią, ponieważ wciąż powracają do procesu.

U. Dlaczego nie można się bez nich obejść zupełnie?

N. Ponieważ ostatnia reakcja, którą napisałem, sama przez się odbyć się nie może; odbywa się ona raczej w kierunku odwrotnym: dolewam tu roztworu sody do roztworu chlorku wapnia i natychmiast tworzy się gęsty biały osad węglanu wapnia, chlorek zaś sodu pozostaje w roztworze.

U. Ponieważ węglan wapnia jest tu solą najtrudniej rozpuszczalną?

N. Tak jest. Ze współdziałaniem amonjaku otrzymać możemy najpierw dwuwęglan sodu, ponieważ jest on w danym układzie solą najmniej rozpuszczalną. To zaś, że możemy później chlorek amonu przemienić w węglan amonowy — polega na tem, że ten ostatni jest lotniejszy od chlorku amonowego. Przy ogrzewaniu więc ulatniają się przede wszystkim te drobne ilości węglanu amonu, które się już utworzyły; wskutek tego tworzyć się musi nowy i tak dalej aż do zupełnej przemiany.

U. Jest to więc podobne do tego, co mówiliśmy o otrzymywaniu kwasu solnego (str. 61).

N. Tak jest w istocie.

27. Wapień. I.

N. Pierwiastek, którym się dziś zajmiemy, jest ci już znany ze swych związków. Jest to węglan wapnia.

U. Wiem, że węglan wapnia to zwyczajna kreda. Otrzymywaliśmy z niej dwutlenek węgla. Otrzymałem też cały szereg soli z wodorotlenku wapnia, nie wiem jednak jak one wyglądają — miałem bowiem do czynienia jedynie z roztworami.

N. Zaczniemy od tego. Węglan wapnia napotyka się w przyrodzie w kilku odmianach różnych. Zwyczajny wapień, tworzący ogromne góry jest również węglanem wapnia, i niczem innym nie są też i te piękne kryształy z ich szczególnymi własnościami optycznymi. Połóż kryształ taki na książce otwartej i spróbuj czytać.

U. To dziwne—wszystkie litery są podwójne!

N. Dlatego też minerał ten nazywa się szpatem dwójłonnym. Światło przechodzi przezeń w taki sposób, że oko, zamiast jednego, otrzymuje dwa obrazy.

U. Od czegoż to zależy, lub też w związku z czym znajduje się ta własność szpatu dwójłonnego?

N. Z postacią kryształu; widzisz — posiada on kąty krzywe. Podobne—„załamanie podwójne” wykazują mianowicie wszystkie kryształy, które krystalizują w postaciach zbliżonych do sześciangu; tylko, że własności te nie zawsze są tak rozwinięte, jak w szpacie dwójłonnym. Mniej przezroczyste kryształy węglanu wapnia nazywają się szpatem wapiennym, gdy zaś kryształy są małe i wrosnięte jedno w drugie—marmurem.

U. Przecież marmur jest różnokolorowy.

N. Jest on nim jedynie wówczas, gdy podczas tworzenia się marmuru osadziły się w niem obce substancje; marmur zupełnie czysty jest zupełnie biały i nieco przeświecający—jak cukier w głowach. W jaki sposób mógłbyś się przekonać, że wszystkie te substancje są węglanem wapnia? Przypomnij sobie pierwszą znajomość z tą solą!

U. Zobaczyłbym, czy nie burzą się z kwasem solnym i nie wydzielają dwutlenku węgla.

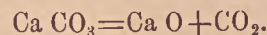
N. Wykazałbyś w ten sposób, że sole te są węglanami; a czem różnią się one od węglanów sodu i potasu?

U. Od potażu i sody? Te ostatnie rozpuszczają się w wodzie, węglan zaś wapnia się nie rozpuszcza.

N. Z wapieniu otrzymuje się wiele innych związków wapnia.

U. Tak, kwas węglowy jest kwasem tak słabym, iż zastąpić go możemy łatwo przez wszystkie inne kwasy.

N. Z węglanu wapnia wydalić możemy kwas węglowy bez uciekania się nawet do pomocy kwasów. Wystarczy silne ogrzanie; odbywa się wówczas reakcja, którą odczytaj:



U. Węglan wapnia daje — tlenek wapnia — i dwutlenek węglowy. Nie znam jednak jeszcze tlenku wapnia.

N. Oto go masz przed sobą; jest on podobny do wapienia z którego powstał, ponieważ przy przemianie nie topi się lecz jedynie zmniejsza swą objętość. Oblicz, ile otrzymuje się tlenku wapnia, czyli wapna z wapienia.

U. Ca CO_3 jest $40,1 + 12,00 + 48,00 = 100,1$, zaś $\text{Ca O} = 40,1 + 16,00 = 56,1$. Jest to trochę więcej niż połowa.

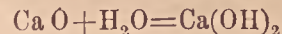
N. Dobrze. Zabierzemy się teraz do gaszenia naszego wapna.

U. Gaszenia? Przecież ono się nie pali.

N. Uważaj tylko. Zagotowuję nieco wody w dużej parownicy i wkładam kawałek wapna. Co widzisz?

U. Narazie nic. Zaczyna teraz syczyć i wrzeć, chociaż lampa odsunięta. Syczy w dalszym ciągu nawet po dolaniu zimnej wody. I wapno rośnie—teraz pozostał biały proszek, który wydaje się suchym, chociaż ma sporą ilość wody. Czy wszystka woda wyparowała? Ale skąd się wzięło ciepło?

N. Odbyła się reakcja chemiczna: odczytaj te równanie.



U. Tlenek wapnia i woda, dają wodorotlenek wapnia.

N. Doskonale. Tlenek wapnia jest bezwodnikiem wodorotlenku wapieniowego i łączy się z wodą, wydzielając dużą ilość ciepła, podobnie jak bezwodnik kwasu siarczanego (str. 108). Przekonaj się teraz, czy możesz poznać wodorotlenek wapieniowy po jego własnościach.

U. Rozpuszczał się on trudno w wodzie, łatwo zaś w kwasie solnym. Czy mogę wykonać te doświadczenia?

N. Nie zapomnij o reakcji na lakmus!

U. Prawda, wodorotlenek wapnia jest zasadą i zabarwia czerwony papier lakmusowy na niebiesko. Zgażdza się!

N. Tym sposobem, przez palenie i następnie gaszenie, otrzymują wodorotlenek wapniowy od czasów najdawniejszych. Związek ten nazywają również wapnem, rozróżniając jedynie wapno gaszone od niegaszonego. Wapno gaszone używa się od najstarożytniejszych czasów jako zaprawa do murów. Czy widziałeś kiedy w jaki sposób zaprawą taka się robi?

U. Widziałem, wapno miesza się z piaskiem i wodą i rzadką tą masą wypełniają przestrzeń między cegłami jak również pokrywają nią ściany. Twardnieje to powoli wskutek parowania wody, podobnie jak klej lub kłajster.

N. Twoja teoria zaprawy murarskiej nie jest słuszną. Jeżeli zaprawie zabierzemy wprost wodę—nie stanie się ona wskutek tego twardą. Nie, zaprawa zabiera znów z powietrza dwutlenek węgla i zamienia się w węglan wapnia. Ten ostatni krystalizuje i krystalizując się z sobą tworzą masę twardą jak wapniak lub marmur. Weź trochę zaprawy ze starego muru i nalej nań trochę kwasu solnego—

U. Burzy się. Tak, zawiera on kwas węglowy. Ale do czego służy piasek?

N. Odgrywa on jedynie rolę mechaniczną. Ponieważ objętość tworzącego się węglanu wapnia nie jest równą objętości znikającego wodorotlenku wapniowego, przemianie więc chemicznej towarzyszyłoby powstawanie rysów i szpar. Owa nieprzyjemna komplikacja zmniejsza się do minimum, jeżeli znaczną część przestrzeni wolnej wypełnimy substancją obcą. Napisz mi równanie wyrażające działanie dwutlenku węgla na wodorotlenek wapniowy.

U. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Tworzy się przytem woda.

N. Masz tu wytłómaczenie zjawiska polegającego na tem, że ściany domów zupełnie już suche—stają się wilgotne, gdy mieszkańcy się doń wprowadzą. Wówczas ściany „pocą się”. Oddech ludzki dostarcza dwutlenku węglowego i zaczyna się reakcja tworzenia się węglanu. W jaki sposób uniknąć możemy tego?

U. Wprowadzając dwutlenek węglowy do mieszkania.

N. Bardzo dobrze; a skąd go wziąć?

U. Może działając kwasem solnym na wapniak.

N. Ludzie urządzają się praktyczniej. Wstawia się duże żelazne kosze z rozżarzonemi węglami lub koksem. Mamy wówczas jednocześnie: i dwutlenek węglowy dla reakcji i ciepło do osuszania.

U. Widziałem piece takie w domach świeżo wzniesionych; zdawało mi się jednak, iż służą one jedynie do osuszania.



N. Masz tu przykład źródła nader niebezpiecznych błędów w nauce. Po znalezieniu pewnego stosunku, który okaże się trafnym—przyuszczają zwykle, że na tem kwestja się kończy. Słuszność jednak i zupełność są to pojęcia do pewnego stopnia niezależne od siebie i jedna nie gwarantuje drugiej. Powróćmy jednak do wapna. Wiesz już, że wodorotlenek wapniowy rozpuszcza się w wodzie bardzo skąpo, mianowicie jedna część $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mniej więcej w 500 częściach wody.

U. Wiem. Roztwór nazywa się wodą wapienną i służy do rozpoznawania dwutlenku węgla.

N. Dobrze. Ze wzrostem temperatury — rozpuszczalność wodorotlenku wapniowego zmniejsza się również jak i rozpuszczalność bezwodnego siarczanu sodu (str. 160). Przezroczysty roztwór wody wapiennej staje się po zagotowaniu mętnym. Rzecz prosta, iż osadu jest bardzo niewiele, ponieważ i w roztworze znajdowało się niewiele.

U. Nie słyszałem dotychczas o wapniu metalicznym.

N. Znamy go wogóle od bardzo niedawna. W ostatnich czasach nauczono się otrzymywać go na drodze elektrolitycznej. Metal ten posiada wygląd żelaza, jest dość twardy, utlenia się w powietrzu wilgotnem na wapno, wydziela również wodór z wody, wogóle jednak tworzy związki nie tak chętnie jak sól, a tembardziej potas.

U. A jon wapniowy?

N. Znasz go z soli, którąś otrzymywał (str. 16). Jest on bezbarwny i, na co szczególną zwróć uwagę, dwuwartościowy. Dotychczasowe jony metalowe z szeregu metali alkalicznych wszystkie były jednowartościowe, jon amonowy również. Katjony wszystkich metali ziem alkalicznych są dwuwartościowe. Zwrócimy się teraz do niektórych soli wapnia, mianowicie do siarczanu. Jest to również substancją znana powszechnie, mianowicie gips. Czy znasz go?

U. Znam figury gipsowe, są one z białej masy, podobnej do kredy.

N. W przyrodzie gips znajduje się w postaci kryształów, kryształy te są czasami bardzo wielkie i tworzą skośne tabliczki, przezroczyste jak szkło. Czasami kryształy podobne są do cienkich splecionych nici i tworzą masy o połysku jedwabiu; istnieje wreszcie gips ziarnisty, biały lub też zabarwiony wskutek obecności różnych domieszek, przeświecający i używany do wyrobu drobnych dzieł sztuki. Odmiana ta nazywa się alabastrem. Masz tu przed sobą rozmaite odmiany gipsu naturalnego. Własnością rzucającą się w oczy

jest mała kruchość tego minerału; kryształy wytrzymują znaczne zginania nie pękając przytem.

U. Wszystkie te substancje nie są wcale tak nieprzezroczyste jak figury gipsowe. Czy są one z czego innego?

N. Różnica jest natury czysto mechanicznej. Gips naturalny nie jest mianowicie siarczanem wapna, $CaSO_4$, czystym, lecz zawiera wodę krystalizacyjną, $2H_2O$. Przez umiarkowane ogrzewanie wydała się około trzech czwartych wody krystalicznej i otrzymuje się tym sposobem gips palony. Jeżeli gips taki mieszać z wodą, wówczas już po upływie kwadransa masa staje się dość twardą, po wysuszeniu zaś twardnieje zupełnie. Na tem głównie polega stosowanie gipsu.

U. A na czem twarżnienie to polega?

N. Gips wchłania z powrotem wodę krystaliczną i ta ostatnia przechodzi w odmianę stałą. Tworzące się przytem kryształy filcuja się jedne z drugimi i daja w rezultacie ciało stałe, gips zastygły. Ponieważ masa, będąc bardzo rzadką, wypełnia dokładnie wszystkie zagłębienia form i zastyga w temperaturze zwyczajnej, możemy odlewać przeto z łatwością najrozmaitsze przedmioty.

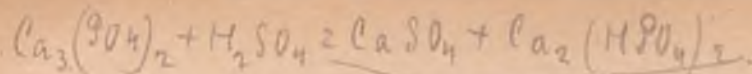
U. Czy nie mógłbym zobaczyć jak się to robi?

N. Najłatwiej otrzymać możemy odlew monety. Czyści się ją i naciera zlekką tłustym gałgankiem, aby później twardy gips mógł się z łatwością oddzielić. Otaczam teraz monetę paskiem papierowym, który sklejam za pomocą laku, urabiam gips z wodą na dość rzadką masę i wlewam ją na monetę. Po kilku godzinach będziesz mógł z łatwością zdjąć odbitkę odwrotną. Gdy ją wysuszysz i natrzesz olejem, możesz lać znów na nią gips i tym sposobem otrzymać odbitkę naturalną monety.

U. Lecz w jaki sposób otrzymuje się figury okrągłe?

N. Wówczas formę robią z części, dobranych tak, żeby je można było zdejmować bez tłuczenia. Formy te częściowe składają się i napełniają masą gipsową. - Ale wszystko to nie jest już właściwie chemją, co ci opowiadam o zastosowaniach gipsu. Dodam jeszcze, że gips rozpuszcza się w wodzie, wprawdzie bardzo trudno — jedna część na 400 części wody. Takie ilości gipsu znajdują się w każdej prawie wodzie źródlanej. Dlatego też nie można używać gipsu jako zaprawy do ścian, wystawionych na działanie deszczu. Wewnątrz natomiast domów gips stosuje się często. Co wiesz jeszcze o fosforanie wapnia?

U. Tworzy on część składową kości i napotyka się również w naturze. Używa się jako nawóz (str. 135).



superfosfat

N. Dobrze. Napisz mi wzór jego.

U. Kwas fosforowy zawiera trzy wodory, a wapień jest dwuwartościowy. Może obojętny fosforan wapnia nie istnieje wcale?

N. Owszem — istnieje. W przyrodzie znajduje się jedynie fosforan obojętny. Podwój wzór kwasu fosforowego, będziesz wówczas miał 6 H i będziesz mógł zastąpić takowe wapniem.

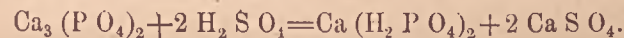
U. Nie wiedziałem, że mogę tak postąpić. A więc wzór obojętnego fosforanu wapnia byłby $Ca_3(PO_4)_2$.

N. Dobrze. Napisz mi teraz wzory dla obu pozostałych soli kwaśnych.

U. Tam gdzie chodzi o zastąpienie dwóch wodorów — rzecz nie jest trudną, wpisuje się wprost jeden wapień: $CaH_2P_2O_7$. Czy tak jest dobrze? Ale tam, gdzie zastąpić należy jeden wodór — tam muszę się chyba znów uciec do podwojenia wzoru. Mielibyśmy więc $Ca(H_2P_2O_7)_2$.

N. Tak jest. Sól trzecia jest częścią składową czynną nadfosforanu (superfosfatu (str. 135) i tworzy się pod działaniem kwasu siarczanego na fosforan obojętny. Jak będzie brzmiało równanie?

U. Dla usunięcia dwóch wapieni potrzebuję dwóch kwasów siarczanych, ponieważ są również dwuwartościowe. A więc:



N. Tak. Owa sól kwaśna czyli jednofosforan wapniowy jest rozpuszczalną w wodzie może więc być z łatwością wchłoniętą przez korzenie roślin, wówczas gdy fosforan obojętny jest praktycznie zupełnie nierozpuszczalny; dlatego właśnie przeprowadzają jeden w drugi. W żużlach Tomasa (str. 135) znajduje się również fosforan obojętny, zwykle nawet z nadmiarem zasady; przemiana jest tu jednak niepotrzebną, ponieważ żużle te rozpadają się na powietrzu na proszek tak mialki, że dosięgają korzeni i wchłonięte przez nie zostają dość szybko. Na tem dziś zakończymy.

28. Wapień. II.

U. Chciałbym zapytać o coś, co dotyczy tworzenia się i rozkładu węglanu wapniowego. Rozkłada się on przy ogrzewaniu na tlenek wapnia i dwutlenek węglowy. W zaprawie zaś — z wapnia i dwutlenku węgla, znajdującego się w powie-

trzu tworzy się znów węglan wapnia. Jest to proces wręcz przeciwny pierwszemu. Czy temperaturze przypisać należy zmianę kierunku reakcji?

N. Tak jest — cała przyczyna leży w temperaturze. Mamy tu wprawdzie do czynienia z dwoma przypadkami zupełnie identycznymi, w pierwszym bowiem — z węglanu tworzy się tlenek wapnia, w drugim zaś węglan tworzy się z wodorotlenku wapniowego. Ale przez to cała sprawa staje się jeszcze bardziej rzucającą się w oczy, ponieważ dwutlenek węgla musi z zaprawy wydzielić jeszcze wodę. Mianowicie, stosunek węglanu wapnia do dwutlenku węgla jest mniej więcej taki, jak wody ciekłej do pary wodnej. Węglan wapnia posiada w każdej temperaturze określone ciśnienie dwutlenku węglowego, również jak woda w każdej temperaturze posiada ściśle określone ciśnienie pary. Oba te ciśnienia wzrastają ze wzrostem temperatury.

U. W takim razie temperatura wypalania wapna odpowiadałaby mniej więcej temperaturze wrzenia wody?

N. Tak; gdy ogrzewać będziemy węglan wapnia w naczyniu zamkniętym i zaopatrzonym w manometr, wówczas ciśnienie będzie tem większe, im wyższą jest temperatura, i przy 812° C. otrzymujemy ciśnienie równe atmosferycznemu. Zwykle jednak pracuje się w temperaturze znacznie wyższej, aby rozkład odbywał się dość szybko.

U. A w temperaturze zwyczajnej?

N. W temperaturze zwyczajnej ciśnienie jest tak nieznaczne, iż zmierzyć się nie daje; w temperaturze 440° daje się dopiero zauważyć. Powietrze zwyczajne zawiera około $\frac{1}{2000}$ dwutlenku węglowego, wywierającego więc ciśnienie $\frac{1}{2000}$ atmosfery; ciśnienie to jest w każdym razie większe niż ciśnienie rozkładowe węglanu wapniowego w temperaturze zwyczajnej i dlatego reakcja odbywa się w kierunku odwrotnym. Stosunki podobne obserwować możemy i w warunkach dogodniejszych i dostępniejszych. Przypominasz sobie, że dwuwęglan sodu otrzymać można z węglanu sodowego i dwutlenku węgla (str. 159). Odwrotnie zaś, przy słabym ogrzewaniu dwuwęglan sodowy rozkłada się na węglan normalny, dwutlenek węgla i wodę.

U. Tak, lecz wówczas dwuwęglan sodowy tworzył się w roztworze.

N. Nie stanowi to żadnej różnicy, dwuwęglan bowiem tworzy się również i z węglanu stałego, jeżeli zwilżymy go taką ilością wody, jaka potrzebna jest do reakcji. Musimy

się jednak zwrócić teraz do związków wapnia z chlorowcami Chlorek wapnia: Ca Cl_2 , znasz już.

U. Tak, otrzymywałem go z wapna i kwasu solnego; otrzymywanie soli stałej połączone jest z wielkimi trudnościami.

N. Przyczyna jest ta, że sól ta rozpuszcza się nadzwyczaj chętnie w wodzie i dlatego trudno ją uwolnić od resztek wody. Krystalizuje z 1—6 H_2O , i sól stała, zostawiona na powietrzu, rozplywa się na roztwór, tak chciwie przyciąga wodę. Używa się wskutek tego do suszenia gazów i innych substancji. Ma ona pierwszeństwo przed kwasem siarczanym, ponieważ nie jest żrąca i wskutek tego nie może wyrządzać szkody; nie osusza jednak tak dokładnie jak kwas siarczanym.

U. Czyż istnieją różne stopnie suchości? Zdaje mi się, że jeżeli dzbanek jest próżny, to już nie może być próżniejszy.

N. Właśnie o to chodzi, że nie można uczynić go zupełnie próżnym, lub też wyrażając się nieobrazowo: nie rozporządzamy żadnym środkiem, któryby mógł z danego miejsca usunąć bezwzględnie wszystką parę wodną. Woda może być usunięta jedynie do pewnego stopnia, zależnego od natury środka osuszającego. A więc: kwas siarczanym zabiera jeszcze z powietrza, osuszanego za pomocą chlorku wapnia, odrobinę wody, to zaś powietrze jest jeszcze w stanie oddać ilość minimalną pięciotlenkowi fosforu; nie mamy jednak prawa przypuszczać, że powietrze osuszone nawet za pomocą pięciotlenku fosforowego — jest bezwzględnie suchem. Pozatem chlorek wapnia stosuje się rzadko; odpada on często jako bezwartościowy produkt uboczny w przemyśle chemicznym np. przy fabrykacji sody za pomocą amonjaku (str. 172).

U. A co się tyczy bromku i jodku wapnia?

N. Są one bardzo podobne do chlorku, są solami rozplywającymi się i nigdzie nie stosowanymi. Natomiast chlorek wapnia — jest substancją nader ważną.

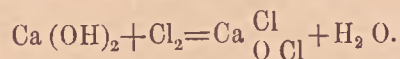
U. Jest to sól kwasu podchlorynowego.

N. Masz słuszność. Przypominasz sobie, że działając chlorem na ług sodowy — otrzymujemy chlorek sodu i podchloryn sodowy. W taki sam sposób działa chlor i na wapno. Napisz równanie i pamiętaj, że wapień jest dwuwartościowy.

U. Muszę więc wziąć podwójną ilość chloru:



N. Dobrze. Czasami jednak piszę równanie tak:



U. Co oznacza to ugrupowanie?

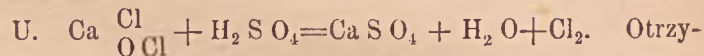
N. Oznacza ono sól podwójną. Dwuwartościowy jon wapnia jest połączony z jednej strony z jednowartościowym chlorem, z drugiej zaś z jednowartościowym jonem podchlorynowym. Muszę tu jednak dodać, że dotychczas nie udało się wykazać doświadczalnie różnicy pomiędzy jednym i drugim sposobem pisania; wymieniłem ci je, ponieważ oba te wzory są w użyciu. Czy przypominasz sobie jeszcze w jakim celu produkują go w fabrykach?

U. Bo chlor, jako gaz, nie nadaje się do przewozu i dlatego wyrabiają związek stały, z którego można łatwo otrzymać chlor.

N. A w jaki sposób otrzymuje się chlor z chlorku wapna?

U. Działając nań kwasami.

N. Dobrze. Napisz mi reakcję z kwasem siarczanym, używając wzoru drugiego.



Otrzymujemy więc tyleż chloru, ileśmy go przedtem zużyli.

N. Tak. Chlorek wapna może więc służyć i w laboratorium dla wygodnego otrzymywania chloru. W tym celu umieszcza się go w przyrządzie rys. 23 (str. 112), którego używaliśmy do otrzymywania siarkowodoru i za pomocą lejka z kranem wpuszczamy nań po kropli mocny kwas solny.

U. Czemże sposób ten otrzymywania chloru jest lepszy od dawnego z kwasem solnym i braunsztynem?

N. Tem tylko, że nie potrzebujemy ogrzewać. Cała sprawa staje się przez to wygodniejszą. Pożegnamy się teraz z chlorkiem wapna i zwrócimy się do innego związku wapnia, posiadającego większe jeszcze znaczenie techniczne; jest nim szkło. Szkło zwyczajne składa się z krzemianów sodu i wapnia. Otrzymuje się ono przez ogrzewanie mieszaniny sody, wapniaka i piasku kwarcowego. Wydziela się wówczas dwutlenek węgla i tworzą się obydwa te krzemiany, które w wysokiej temperaturze stapiają się na ciecz klarowną jak woda.

U. Jakimże sposobem kwas krzemowy wydzielić może kwas węglowy? Przypominam sobie, że właśnie kwas krze-

mowy wszędzie na powierzchni ziemi zostaje ze związków wyparty przez kwas węglowy.

N. Odbywa się to istotnie w temperaturze zwyczajnej, w temperaturach jednak wyższych reakcja odbywa się w kierunku odwrotnym, ponieważ kwas węglowy jest lotny, zaś kwas krzemowy—nie.

U. Odbywa się to więc tak, że z początku ulatnia się trochę utworzonego kwasu węglowego, takowy tworzyć się musi nanowo i tak dalej, aż wszystek wyjdzie.

N. Tak jest. Stosowaliśmy już też sposób widzenia niejednokrotnie i stosować się to daje w samej rzeczy do wielu procesów. Co się tyczy szkła, to mieszanina ogrzewa się z początku umiarkowanie, aby wydzielić kwas węglowy, który w przeciwnym razie wyrzuciłby stopioną masę z tygla, później ogrzewa się o ile można najmocniej aby wszystkie pęcherzyki gazu wyszły, i zanieczyszczenia, o ile się takowe znajdują, osiadły na dnie. Stopiona ta masa używa się albo do odlewów szklanych, albo też ochładza się ją nieco, aby stała się bardziej ciągnącą się i wówczas wydyma się z niej różne przedmioty. Ten ostatni proces stosuje się najczęściej, mianowicie: ciągnącej się masie szklanej nadać możemy kształty przez wydymanie, w taki sam sposób, w jaki robimy bańki mydlane, z tą jedynie różnicą, że bańki mydlane są zawsze okrągłe, szklanym zaś nadać możemy kształty dowolne, ochładzając je odpowiednio. Chcąc np. otrzymać szybę do okna — wydymają z początku kulę. Buja się ją i tarza tak długo, aż utworzy się walec z okrągłymi końcami. Końce te obcina się i walec otwiera się wzdłuż osi. Wyprostowuje się go wówczas i wygładza, i szyba gotowa. Lepiej zresztą jest widzieć to wszystko, niż opisywać, należy więc zwiedzić hutę szklaną. Na małą skalę to samo widzisz w pracowniach szklarskich, gdzie lampa zastępuje piec. Często widzieć można na jarmarkach artystów, robiących najrozmaitsze rzeczy z rury szklanej.

U. A w jaki sposób robią się rury szklane?

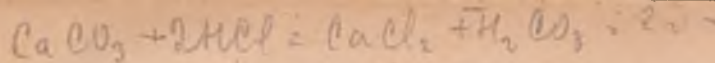
N. W sposób bardzo prosty. Jeden robotnik wydyma kulę, drugi zaś przylepia do drugiego jej końca rączkę żelazną za pomocą odrobiny masy szklanej i następnie obaj biegną w strony przeciwnie. Kula przybiera wówczas kształt nader wydłużonej elipsy, której część środkowa jest rurą. Im prędzej robotnicy biegną, tem rura staje się cieńszą.

U. Zawsze zaczynają od kuli, bańki mydlane też zawsze są kulami. Skąd to pochodzi?

N. Pochodzi to od napięcia powierzchni. W powierzchni każdej cieczy działa pewna przyczyna, dążąca do uczynie-

CaCl₂
Karbit
CaO + SiO₂ =
= CaCl₂ + Cl₂
CaCl₂ + H₂O =
= Ca(OH)₂ + 2HCl
CaCl₂ + H₂O =
Ca(OH)₂ + 2HCl

CaCO₃
2 SiO₂
Na₂CO₃
CaO + CO₂
2 SiO₂
Na₂O + CO₂
SiO₂ + CaO =
CaSiO₃
SiO₂ + Na₂O =
= Na₂SiO₃



nia powierzchni jaknajmniejszą. Kula jest kształtem, który dla danej przestrzeni posiada powierzchnię najmniejszą. Inne kształty otrzymywane przy wydymaniu szkła dają się sprowadzić do tego samego — odgrywa tam jednak również rolę ciężar i zmiana ciągliwości wskutek ogrzewania i ochładzania. Na tem rozdział ten kończymy, załatwiliśmy się też prawie zupełnie i z wapniem.

U. Czy węgiel wapnia (Calciumcarbid), który kupuję do mojej lampki rowerowej, ma co wspólnego z wapniem?

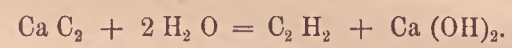
N. Naturalnie; wskazuje to sama nazwa. Jest to związek wapnia z węglem. Otrzymuje się on przez ogrzewanie wapna z węglem. Zachodzi tu następująca reakcja: $CaO + 3C = CaC_2 + CO$. Odczytaj równanie to.

U. Wapno i węgiel dają węgiel wapnia i tlenek węgla. W takim razie sam mogę go sobie zrobić.

N. Nie uda ci się to, niezbędną tu jest bowiem bardzo wysoka temperatura, którą dać może jedynie piec elektryczny. Czy wiesz, w jaki sposób z węgliku otrzymuje się gaz?

U. Wiem, za pomocą wody. Lampa jest tak urządzoną, że woda kapie po kropli i gdy nie chcemy mieć gazu — zamykamy dopływ wody.

N. Tak. Zachodzi tu następująca reakcja:

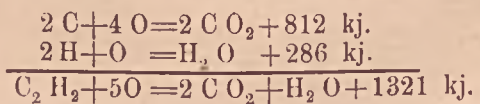


Gaz posiada wzór C_2H_2 i nazywa się acetylenem. Jest to również węglowodór (str. 145), zawiera jednak znacznie mniej wodoru niż inne węglowodory, które wówczas wymieniłem.

U. Czy dlatego pali się tak jasnym płomieniem?

N. Po części, głównie jednak dlatego, że zawiera znacznie więcej energii niż pierwiastki, z których się składa. Ciepło spalania wynosi dla 2 C — 812 kj, dla 2 H — 286 kj, dla acetyleny zaś 1321, wówczas gdy suma wynosi tylko 1098 kj.

U. Czy mogę obliczyć, ile ciepła pochłania się przy tworzeniu się acetyleny? Zapamiętałem metodę obliczania.



a więc $2C + 2H = C_2H_2 - 223$ kj. Pochłania się więc 223 kj. Ale dlaczego wskutek tego pali się jaśniej?

N. Ponieważ o tyle więcej ciepła rozwija się przy spalaniu i temperatura odpowiednio wzrasta. Wiesz przecie, że ciało wysyła tem więcej światła, im temperatura jego jest wyższą. W związku z tem znajduje się ogromna ilość energii, która zostaje pochłonięta przy tworzeniu się węgliku, dlatego też używają nader silnych prądów elektrycznych do fabrykacji węgliku.

U. I energia ta pojawia się potem jako światło. Jest to więc właściwie światło elektryczne!

N. Nie. Cała energia elektryczna przechodzi przy fabrykacji z początku w energię cieplikową, później zaś część tej ostatniej w energię chemiczną. Węgiel wapnia zawiera więc jedynie nagromadzoną energię chemiczną.

U. Gdy energia przeszła w inną odmianę, wówczas nic nie pozostaje z odmiany poprzedniej.

N. Tak jest.

29. Bar, stront i magnez.

N. Co mówiliśmy o stosunkach wzajemnych trzech pierwiastków: chloru, bromu i jodu?

U. Ze własności ich są podobne — ujawnia się w nich przytem stopniowanie odpowiadające stopniowaniu ciężarów związkowych.

N. W podobny sposób zachowują się i metale alkaliczne. Z pierwiastków wchodzących tu w grę poznałeś jedynie potas; oprócz potasu istnieją dwa jeszcze nader rzadkie pierwiastki bardzo do niego zbliżone nazywające się: rubid i cez. Istnieją również trzy bardzo do siebie zbliżone metale ziem alkalicznych: wapień, stront i bar. Wypisuję tu małą tabliczkę, abys z niej poznał jak wielka panuje tu prawidłowość:

Chlor	35,45	Brom	79,96
Potas	39,15	Rubid	85,4
Wapień	40,10	Stront	87,6
Jod	126,85		
Cez	132,9		
Bar	137,4		

U. Tak, w każdej kolumnie pionowej liczby są do siebie zbliżone, różnica zaś pomiędzy pierwiastkami pokrewnymi wynosi mniej więcej 45. Dlaczego nie zgadza się to dokładniej? Może ciężary związkowe są niedokładne?

N. Ciężary związkowe są tak dokładne (do jedności ostatniego miejsca), że możemy mieć do nich zupełne zaufanie. Nie, nieprawidłowości istnieją w samej rzeczy. Dlaczego są, a raczej z czem się to w związku znajduje—na razie nie wiemy.

U. Czy wszystkie ciężary związkowe ułożyć się dają w takie tablice, czy dotyczy to tylko pierwiastków pojedynczych?

N. Można wszystkie pierwiastki ułożyć stosownie do ich ciężarów związkowych w tablicę dość prawidłową. Mogłbyś jednak ocenić znaczenie jej dopiero po zaznajomieniu się ze wszystkimi pierwiastkami. Rozpatrzmy tymczasem dokładnie pierwiastki poszczególne. Co wiesz już o barze?

U. Wiem tylko to, że jest odczynnikiem na kwas siarczany, czyli na jon siarczany. Tworzy się przytem osad nierozpuszczalny, $BaSO_4$.

N. Już sam wzór ten poucza cię, że jon baru jest również dwuwartościowy, Ba^{++} . Jest on bezbarwny, tem się jednak różni od jonu wapnia, że jest trujący. Bar metaliczny jest bardzo mało znany; jest on koloru żółtawego, z własności podobny do wapnia, utlenia się jedynie łatwiej i szybciej niż ten ostatni. Wodorotlenek barowy, $Ba(OH)_2$, rozpuszcza się w wodzie znacznie łatwiej niż wodorotlenek wapniowy i posiada krótką nazwę baryty. W przyrodzie znajduje się głównie siarczan, $BaSO_4$, zwany przez mineralogów szpatem ciężkim.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ posiada niezwykle gęstość; wynosi ona 4, wówczas gdy większość minerałów niemetalicznych posiada gęstość 2—3. W związku z tem znajduje się i nazwa baru, pochodzi ona od słowa greckiego, oznaczającego: „ciężki”. Siarczan baru jest substancją nader trwałą; nie rozpuszcza się w kwasach, nie podlega również wcale działaniu substancji, znajdujących się w powietrzu i w wodzie. Dlatego też sól ta, otrzymana drogą sztuczną, używa się jako farba pod nazwą: bieli trwałej (Permanentweiss). Oprócz siarczanu napotyka się w przyrodzie również i węglan baru, $BaCO_3$, pod nazwą witerytu i z niego otrzymuje się większość soli barowych. Jako odczynnik na jon siarczany używa się w pracowniach zwykle chlorek baru, $BaCl_2$, tworzący błyszczące kryształy zawierające $2H_2O$. Azotan baru $Ba(NO_3)_2$ krystalizuje bez wody i jest dość trudno rozpuszczalny. Używają go do ogni sztucznych, ponieważ zabarwia płomień na kolor zielony.

U. Czy inne związki baru płomienia nie zabarwiają?

N. Zabarwiają wszystkie, lecz w stopniu różnym i azotan daje rezultaty pod względem praktycznym najlepsze. Na tem miejscu potrącimy odrazu o stront, ponieważ azotan strontu używał się do ogni sztucznych-czerwonych. Metal ten jest bardzo podobny do wapnia i baru; jest on żółtawy i utlenia się łatwo, zarówno na powietrzu jak i w wodzie. Wodorotlenek strontu, $Sr(OH)_2$, jest koloru białego i rozpuszcza się w wodzie trudniej niż baryta, łatwiej zaś niż wapno; nazywa się on stroncjanem.

U. Skąd pochodzi ta nazwa szczegółna?

N. Od hrabstwa Stroncjan w Szkocji, w którym poraz pierwszy znaleziono minerały tego pierwiastku. Minerały te są takie same jak barowe i wapniowe, mianowicie: siarczan, $SrSO_4$ i węglan, $SrCO_3$. Pierwszy nazywa się Celestynem, ponieważ posiada częstokroć wskutek zanieczyszczeń kolor lazuruwo-niebieski; węglan zaś nazywa się Stroncjanitem.

U. Dlaczego właściwie wszystkie te substancje posiadają w mineralogii i w chemii nazwy różne?

N. W części dlatego, że znano minerały wówczas, gdy o składzie ich chemicznym nic jeszcze nie wiedzano. Często znów skład chemiczny jest tak złożony, że żadnej nazwy prostej nadać mineralowi nie można. Przyjmują wówczas jakąś nazwę dowolną, mającą przynajmniej tę zaletę, że jest krótką.

U. A kto decyduje o nazwie minerału?

N. Prawo to przysługuje zwykle temu, który go odkrył i pierwszy opisał. Siarczan strontu jest również jak i węglan w wodzie praktycznie nierozpuszczalny, czyli nader trudno rozpuszczalny. Pod tym względem zajmuje również miejsce pośrednie pomiędzy siarczanem baru i siarczanem wapnia. Chlorek i azotan rozpuszczają się w wodzie łatwo.

U. Do czego używają właściwie związków strontowych?

N. Oprócz ogni sztucznych czerwonych — do niewielu rzeczy. Wodorotlenek strontu odgrywa rolę w fabrykacji cukru — nie mogę ci tego jednak opisać dokładnie. Oba pierwiastki, chociaż nie należą do rzadkich napotyka się jednak w przyrodzie w ilościach niewielkich, napotyka się jednak częściej niż brom i jod. Przejdziemy teraz do jednego z metali ziem alkalicznych, który napotyka się bardzo często — jest nim magnez. Stosunek jego do wapnia jest taki, jak sodu do potasu.

U. Czy i tu istnieje pewna prawidłowość co do ciężarów związkowych?

N. Tak, sól posiada ciężar związkowy 23,05, magnez zaś 24,36; znajdują się więc one pod względem liczbowym tak blisko siebie, jak wapień z potasem i inne pary. Szczególne podobieństwo ujawnia się też w tem, że magnez stoi trochę dalej od wapnia, niż wapień od strontu i stront od baru, również jak i sól dalej stoi od potasu, niż ten ostatni od rubidu i cezu.

U. Nie rozumiem tego. Przecież ciężary związkowe są bliższe.

N. Ciężary związkowe — tak, lecz nie własności pierwiastków i odpowiednich związków. Sól, np. nie zapala się na wodzie, wówczas, gdy potas, cez i rubid zapalają się. Magnez zachowuje się w stosunku do wody dość obojętnie, zaś wapień, stront i bar rozkładają ją bardzo szybko.

U. Znam trochę magnez z dawnych czasów, kiedy używaliśmy go do wykrycia obecności kwasów.

N. Polega to właśnie na tem, że magnez na wodę prawie zupełnie nie działa, działa natomiast bardzo wyraźnie na kwasy. Wapień działa również na kwasy znacznie silniej niż na wodę, ponieważ jednak i na wodę działa silnie, przeto różnica nie jest tak widoczną. Do czego pozatem używają magnezu?

U. Do otrzymywania bardzo jasnego światła. Wstęga magnezowa spala się, dając oślepiająco białe światło; za pomocą proszku magnezowego otrzymywać możemy światło błyskawiczne do fotografowania.

N. Tak. Ciepło spalania się magnezu jest bardzo wielkie, 602 kj. i wskutek tego tworzący się tlenek ogrzewa się bardzo silnie. Nie topi się on i nie paruje pomimo wysokiej temperatury, co również przyczynia się do zwiększenia efektu świetlnego.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ stałe ciała, ogrzane, wydają wogóle znacznie więcej światła niż ciecze i gazy w tych samych temperaturach. Stapiam w mojej pętelce z drutu platynowego (str. 164) nieco szkła bezbarwnego; podczas gdy platyna, jako ciało stałe żarzy się jasno, szkło stopione nie wydziela prawie żadnego światła; jest ono przezroczyste i ciemne jak w temperaturze zwyczajnej, chociaż temperatura jego nie jest niższą od temperatury drutu platynowego.

U. To zdumiewające!

N. Ciała przepuszczające światło — nie mogą światła wysyłać. Biorę teraz zamiast szkła bezbarwnego szkło, ciemno-zielone lub ciemno-niebieskie; widzisz teraz, że kropla żarzy się jaśniej, chociaż nie tak jasno, jak platyna. Ponie-

waż szkła te nie przepuszczają światła, a zatrzymują takowe i pochłaniają, mogą przeto w temperaturach wyższych — wysyłać światło.

U. Czy to jest prawo ogólne?

N. Naturalnie; poznasz je jednak dokładniej ucząc się fizyki. Wiesz już, jak wygląda tlenek magnezu, tworzący się przy spalaniu się metalu.

U. Jest to substancja koloru białego, rozpuszczająca się w kwasach.

N. Tak, skład tej substancji jest MgO i nazywa się ona magnezją. Magnezja łączy się z wodą, tworząc wodorotlenek, $Mg(OH)_2$, ale łączy się o wiele mniej energicznie niż wapno niegaszone; podniesienie się temperatury jest przytem bardzo nieznaczne i jeżeli magnezja była uprzednio mocno przeprażoną, wówczas reakcja staje się wogóle niedostrzegalną, ponieważ odbywa się nadzwyczaj powoli. Wodorotlenek magnezu w wodzie prawie zupełnie się nie rozpuszcza, gdy jednak kawałeczek takowego położymy na pasku czerwonego papieru lakmusowego i zwilżymy go kroplą wody — otrzymamy wówczas na papierze plamę koloru niebieskiego. W kwasach rozpuszcza się z łatwością i tworzy z niemi sole, zawierające bezbarwny dwuwartościowy jon magnezowy, Mg^{++} . Ponieważ wszystkie sole magnezowe posiadają smak gorzki — możemy więc własność tą przypisać jonowi magnezu.

U. W takim razie kwaśny smak wszystkich kwasów pochodzi od obecności jonu wodorowego?

N. Tak jest. Solą magnezową powszechnie znaną jest siarczan magnezu, $MgSO_4$, sól łatwo rozpuszczalna w wodzie, krystalizująca z $7H_2O$ i posiadająca nazwę soli gorzkiej.

U. Czy posiada rzeczywiście smak gorzki?

N. Naturalnie. Napotyka się ona w niektórych źródłach wód mineralnych, noszących wskutek tego nazwę wód gorzkich i służy również jak i sól glauberska jako środek przeczyszczający. O chlorku magnezu, $MgCl_2$, wspominałem, gdyśmy mówili o chlorku potasowym, tworzy on z nim bowiem sól podwójną, karnalit, o składzie $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, znajdującą się w ziemi i z której, przez krystalizację w odpowiednich warunkach, otrzymywać można chlorek potasowy. Chlorek magnezu znajduje nader małe zastosowania i zwykle większą część jego wypuszcza się do rzek.

U. Czy nie jest on trucizną?

N. Nie, wszystkie wody źródlane i rzeczne zawierają jon magnezowy w większej lub mniejszej ilości i wywiera on

wpływ szkodliwy wówczas jedynie, gdy znajduje się w większych ilościach. Najbardziej jednak rozpowszechnionym związkiem magnezowym jest węglan, $MgCO_3$, zwany przez mineralogów—Magnezytem. Jest on podobny do szpatu wapniowego i daje z nim związek podwójny, $CaCO_3, MgCO_3$, zwanej dolomitom, tworzącym nieraz ogromne góry.

U. Czytałem coś o dolomicie.

N. Nazwę tą posiada część gór w południowym Tyrolu. Gdy dolomit wietrzeje, przybiera wówczas szczególne zygzakowate i podarte kształty i dlatego góry dolomitowe odznaczają się często wielką pięknnością widoków. Przy ogrzewaniu węglan magnezowy traci bardzo łatwo dwutlenek węgla i przechodzi w tlenek magnezu. Gdybyś chciał otrzymać węglan magnezu, przez strącanie roztworu soli magnezowej węglanem potasu lub sodu — nie otrzymałbyś wówczas czystego węglanu, lecz mieszaninę węglanu z wodorotlenkiem.

U. Dlaczego?

N. Wiesz przecie, że roztwór węglanów alkalicznych jest już częściowo rozłożony przez wodę, tak, że zawiera jon hydroksylowy i wskutek tego zabarwia lakmus na niebiesko. Gdy dodasz do tego jonu magnezowego, wówczas strąca się zarówno wodorotlenek jak i węglan, ponieważ oba są prawie jednako nierozpuszczalne. Osad tworzy proszek biały i bardzo lekki, używa się jako środek leczniczy pod nazwą: *magnesiae albae*.

U. Jest to środek na zaburzenia żołądkowe.

N. Tak jest. Wymienię ci na koniec kilka minerałów magnezowych, składających się z krzemianu magnezowego, zawierającego wodę. Minerale te są: talk, serpentyn i steatyt. Dotknij się ich, są one dziwnie gładkie i jakby tłuste. Wytrzymują temperatury bardzo wysokie i dlatego służą do wyrobu palników gazowych.

30. Glin.

N. Po metalach ziem alkalicznych następują grupy metali ziem. Zawrzemy znajomość z jednym tylko z tych metali, pozostałe są bowiem w naturze tak rzadkie, że i dotychczas dokładnie zbadanymi nie zostały. Metale ziem tworzą jony trójwartościowe; wodorotlenki ich są słabymi zasadami. Ów jedyny metal nazywa się glinem; znasz go przecie?

U. Tak, widziałem wiele przedmiotów z glinu; posiada on równie piękny kolor jak srebro, zdaje mi się jednak iż jest metalem dość miękkim.

N. Masz słuszność. Glin nie jest wcale metalem szlachetnym, gdyż chociaż jest dość odpornym na działanie powietrza, ulega jednak łatwo działaniu różnych roztworów soli. Jego wytrzymałość na działanie powietrza polega na tem, iż powierzchnia jego pokrywa się cieniutką warstwą tlenku glinowego, która jest przezroczystą, a więc niewidzialną i chroni metal jak pokost.

U. Gdyby jednak powierzchnię podrapać czem ostrem?

N. Warstwa tlenku wytworzy się wkrótce na nowo. Pokażę ci teraz w jaki sposób zniweczyć możemy własności ochronne warstwy tlenku. Mam tu kawałek blaszki glinowej, umieszczam na niej kroplę rtęci i wcieram ją mocno za pomocą gałganka, zwilżonego kwasem solnym—

U. Powierzchnia blaszki staje się zupełnie zwierciadlaną. Skądże się to nagle wzięło? Na zwierciadlanej powierzchni utworzyła się jakby pleśń, i rośnie to w oczach.

N. Jest to wodorotlenek glinu, który powstał wskutek działania wilgoci, znajdującej się w powietrzu, na metal. W miejscach pokrytych rtęcią—posiadających więc powierzchnię ciekłą—stała warstwa tlenku glinowego utworzyć się nie może, proces więc utleniania odbywa się daleko szybciej. Dotknij ręką spodu blaszki, stała się zupełnie ciepłą. Należy więc bardzo pilnie baczyć, by wyroby z glinu nie zetknęły się z rtęcią. Ponieważ glin łączy się tak chętnie z tlenem, należy więc zużyć dużo energii, chcąc ze związków otrzymać glin metaliczny. Dokonywują tego drogą elektrolizy stopionego tlenku glinowego. Glin wędruje ku katodzie, tlen zaś ku anodzie. Anodę robią z węgla, tak, że wydzielający się tam tlen spala się zaraz na tlenek węgla, co ułatwia rozkład. Glin posiada gęstość 2,7 jest więc znacznie lżejszym od zwykłych metali ciężkich, których gęstość jest co najmniej trzy razy większą i można zeń otrzymywać nader cienkie blaszki i druty. Blaszek używają często do „posrebrzania”, ponieważ zachowują one blask swój jeszcze lepiej niż srebro, nie ciemnieją bowiem jak to ostatnie pod działaniem siarkowodoru (str. 112). Blaszki glinowe, rozarte na drobny proszek, nazywają się bronzem glinowym i używają się również do srebrzenia. W kwasach glin się rozpuszcza. Napisz reakcję glinu z kwasem solnym i pamiętaj, że glin jest trójwartościowy.

U. $Al + 3HCl = AlCl_3 + 3H$.

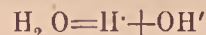
N. Dobrze. Roztwór zawiera trójwartościowy bezbarwny jon glinu Al^{+++} . Z anjonami tworzy on odpowiednie sole; ponieważ jednak wodorotlenek glinu jest zasadą słabą, sole te pod działaniem wody podlegają częściowemu rozkładowi na kwas i zasadę, podobnie jak węglany metali alkalicznych. Tam kwas był słaby i dlatego sole posiadały odczyn zasadowy, tu zaś zasada jest słabą—

U. I dlatego roztwór posiada odczyn kwaśny. Czy mogą to zbadać?

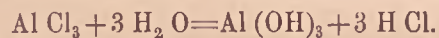
N. Masz tu trochę chlorku glinowego w stanie stałym. Rozpuść sól tę w wodzie.

U. Istotnie; niebieski papirek lakmusowy staje się natychmiast czerwonym. W jaki sposób woda wywoływać może dwa tak sprzeczne zjawiska?

N. Woda zawiera w ilości nader małej jony wodoru, H^+ i hydroksylu, OH^- , są one bowiem produktami jej rozkładu:

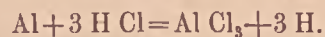


dlatego też działać może jako kwas i jako zasada. Ponieważ jednak oba rodzaje jonów znajdują się w nieznaczonej ilości, przeto działanie to ujawnia się jedynie w stosunku do soli kwasów lub zasad, które są nader słabe. Rozkład chlorku glinowego wyraża się również w tem, że z roztworu wodnego otrzymać go z powrotem nie możemy. Gdybyśmy próbowali odparowywać roztwór—wówczas nastąpiłaby reakcja, odczytaj to równanie:



U. Chlorek glinu i woda dają wodorotlenek glinu i kwas solny. Możliwy więc w taki sposób fakt solny.

N. Tak, gdyby chlorek glinu był dość tani. Tak jednak nie jest. Otrzymuje się on przez działanie gazu chłorowodorowego na glin:

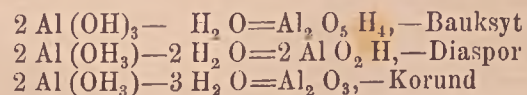


Otrzymuje się wówczas w postaci białej masy, w wyższych temperaturach—lotnej i rozpuszczalnej w wodzie z wydzielaniem znacznych ilości ciepła. Po dodaniu amoniaku do roztworu wodnego—otrzymuje się osad wodorotlenku.

U. Jest on jakiś przezroczysty i galaretowaty.

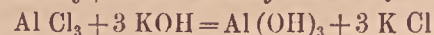
N. Jest on bezkształtny (amorfny). W przyrodzie napotyamy zarówno wodorotlenek normalny, $Al(OH)_3$ jako

Hydrargilit, jak i różne bezwodniki. Następujące związki są możliwe:



wszystkie związki te znajdują się w przyrodzie i posiadają powyższe nazwy mineralogiczne. Bauksyt posiada ważne znaczenie, służy bowiem do otrzymywania glinu metalicznego; oddaje on przy ogrzaniu wszystkie wodór pod postacią wody i przechodzi w tlenek glinowy. Korund krystalizuje dobrze i odznacza się wielką twardością. Odmiany ziarniste zabarwione zwykle tlenkiem żelaza na kolor ciemny nazywają się szmirgłem; służą one do szlifowania szkła i twardej stali. Pokażę ci teraz pewną szczególną własność wodorotlenku glinowego. Mam tu roztwór chlorku glinowego; po dodaniu doń niewielkiej ilości ługu potasowego—strąca się osad. Czem jest ten osad?

U. $AlCl_3 + KOH$ —muszę ich wziąć chyba trzy—



jest to wodorotlenek glinowy. Wygląda też zupełnie podobnie.

N. Dobrze. Gdy jednak dodam teraz nieco więcej ługu potasowego, osad znów się rozpuści i mamy roztwór klarowny. Wodorotlenek glinowy działać może nie tylko jako zasada, lecz również jako kwas. Zawiera on wodór i wodór ten zachowuje się tak jakby należał do bardzo słabego kwasu. Rzecz ma się tu podobnie jak z wodą, z tą różnicą, iż własności zasadowe są tu silniejsze niż kwaśne. Reakcja—

ci również zjawisko rozpuszczania się glinu w ługu potasowym, przyczem wydziela się wodór. Mam tu w probówkach obie te substancje, wrzucam glin do ługu, ogrzewam zlewką i widzisz, że wodór zaczyna się już wydzieląć. Przerób sobie później to doświadczenie aby się przekonać, że wydzielający się gaz jest istotnie wodorem. Muszę ci wreszcie powiedzieć jeszcze, że zwykle wodorotlenek glinowy nazywają gliną (Thonerde).

U. Czy jest ta glina, z której wyrabiają naczynia?

N. Nie; należy starannie rozróżniać dwie te nazwy. Glinka jest wodorotlenkiem glinowym, glina (Thon) zaś krzemianem glinu. W przyrodzie znajdują się liczne związki krzemianu glinowego z innymi krzemianami. Pod działa-

niem wody i kwasu węglowego inne krzemiany podlegają rozkładowi (str. 153), krzemian zaś glinu pozostaje bez zmiany. Glinka jest zasadą tak słabą, że słaby kwas węglowy nie może się z nią wogóle połączyć. Nie znamy w samej rzeczy żadnego węglanu glinowego i dlatego kwas krzemowy nie może wywierać na krzemian glinowy żadnego wpływu. Później rzeki i strumienie unoszą krzemian glinowy pod postacią drobnego proszku, który następnie osiada w miejscach spokojniejszych. Zależnie od stopnia czystości glina nazywa się: gliną porcelanową (kaolinem), gliną zwyczajną, gliną ceglarską, gliną piaszczystą lub marglem. Głównymi zanieczyszczeniami są: piasek kwarcowy, tlenek żelaza, w marglu zaś węglan wapnia.

U. A więc to z gliny porcelanowej wyrabia się porcelana. Jak to się odbywa?

N. Najpierw — przedmioty wyrobione z najczystszej gliny suszą, — a następnie ogrzewają czyli „wypalają” po raz pierwszy. Po ostygnięciu zanurzają je w cieczy składającej się z mieszaniny nadzwyczaj drobno zmielonego szpatu polnego z wodą; woda wchodzi w pory naczynia, szpat zaś polny tworzy równą, cienką, białą powłokę na powierzchni naczynia.

U. W jakim celu się to robi?

N. Szpat polny jest związkiem krzemianu potasowego z krzemianem glinowym. Topi się on z trudnością, tworząc masę podobną do szkła, łatwiej jednak niż glina. Teraz przedmioty idą do pieca poraz drugi i wypalają się w temperaturze bardzo wysokiej, w której szpat polny się topi, glina zaś nie. Wówczas ciekły szpat polny przenika we wszystkie pory naczynia i pokrywa je całe jakby pokostem i po ochłodzeniu mamy porcelanę pokrytą gładką glazurą.

U. Dlaczego właściwie powierzchnia staje się gładką?

N. Również z powodu napięcia powierzchniowego. Powierzchnia gładka jest mniejszą niż szorstka, i dlatego każda ciecz pozostawiona w spokoju tworzy powierzchnię gładką. Opowiem ci zaraz, w jaki sposób wyrabiają inne przedmioty z gliny. Tak zwane, naczynia kamienne wyrabiają się z gliny ogniotrwałej, wypalają mocno i pokrywają glazurą, czyli polewą, przez wrzucenie soli kuchennej do pieca, wówczas, gdy jest najgorętszy. Sól kuchenna ulatnia się i tworzy ze współudziałem obecnej tam pary wodnej — na powierzchni naczynia krzemian podwójny sodu i glinu, chlorowódz zaś ulatnia się. Fajans i zwyczajne naczynia gliniane wypalają się w temperaturach niższych; przed wypalaniem wysuszone naczynia pokrywają proszkiem, tworzącym po stopieniu się szkło, przyczem otrzy-

muje się glazura, wyglądająca jak pokost. Wreszcie: cegły, doniczki do kwiatów i tym podobne przedmioty, jedynie formują, suszą i wypalają, te jednak rzepuszczają one wodę, ponieważ nie posiadają glazury.

U. Co się właściwie dzieje z gliną przy wypaleniu?

N. Traci ona wodę i zbija się na masę podobną do kamienia, która jest wprawdzie porowatą, jednak w wodzie utrzymuje spoistość, wówczas gdy glina niepalona tworzy z wodą błoto. Jednocześnie przedmioty zmniejszają swą objętość tem silniej, im mocniej były wypalone. Należy to brać pod uwagę, jeżeli się ma zamiar otrzymać przedmioty o wymiarach określonych.

U. Cegły i doniczki do kwiatów są zwykle koloru czerwonego.

N. Pochodzi to z obecności tlenku żelaza w glinie surowej. Różne kolory glazur otrzymuje się również za pomocą tlenków różnych metali. Poznasz później poszczególne kolory, które dają rozmaite metale. Nieprzezroczysta biała glazura zwyczajnych naczyń stołowych otrzymuje się przez domieszkę popiołu kostnego do masy szklanej. Fosforan wapnia nie rozpuszcza się w glazurze i dlatego staje się ona białą i nieprzezroczystą. Podobna masa używa się też do pokrywania naczyń żelaznych, tak zwaną „emalją”. Istnieje osobna gałąź wiedzy zwana technologią chemiczną, która się takimi rzeczami zajmuje. Mówiłem tu o nich dla lepszego uwydatnienia stosunków chemicznych, oraz aby ci pokazać do jak wielu dziedzin najróżnorodniejszych chemia sięga. Zwykle jednak chcąc zrozumieć dokładnie jakikolwiek bądź proces techniczny potrzeba mieć wiadomości z różnych działów chemii, dlatego też studjować technologię można dopiero po nabyciu obszernych wiadomości z dziedziny chemii ogólnej. Ta oto sól jest siarczanem glinu. Sprobuj napiścić mi wzór tej soli.

U. Kwas siarczany zawiera dwa wodory, glin zaś jest trójwartościowy; jakosć to się nie zgadza. Musielibyśmy wziąć trzy kwasy siarczane, mielibyśmy wówczas sześć wodorów, potrzeba więc dwóch glinów. Wówczas wzór byłby $Al_2(SO_4)_3$.

N. Tak jest. Sól ta krystalizuje z $24 H_2O$. Po zmieszaniu roztworu soli tej z nasyconym roztworem siarczanu potasowego i skłóceniu — osadza się proszek podobny do piasku. Obejrzyj go przez lupę.

U. Są to prześliczne kryształy regularne.

N. Jest to związek siarczanu potasowego z siarczanem glinu. Związek podobny dwóch soli nazywa się solą podwójną. Wzór tej soli jest $K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24 H_2O$

lub też, ponieważ sumę podzielić możemy przez dwa — $\text{K Al (SO}_4)_2 + 12 \text{H}_2\text{O}$. Wzór ten objaśnić możemy w taki sposób, że z czterech wodorów znajdujących się w dwóch kwasach siarczanych, jeden zastąpiony został przez jednowartościowy potas, trzy zaś pozostałe przez trójwartościowy glin. Sól ta znaną jest oddawna; nazywa się ona ałunem (po łacinie alumen).

U. Od tego pochodzi chyba i nazwa pierwiastku (aluminium)?

N. Tak jest. Przez czas bardzo długi ałun był jedyną solą glinową, którą znano i umiano otrzymywać w stanie czystym.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ wszystkie sole glinowe źle krystalizują, krystalizacja zaś jest jedynym środkiem do otrzymywania soli czystych, jeżeli się ma do czynienia z substancjami zanieczyszczonymi. Soli glinowych używają w farbiarniach do utrwalania barwników na włóknach. Wiele barwników nie łączy się dość mocno z włóknem; łączą się one natomiast ściśle z wodorotlenkiem glinu, ten ostatni zaś z barwnikiem, tak że barwnik za pomocą wodorotlenku glinowego przystaje mocno do włókna. Przyczyn tego zjawiska wytłómaczyć ci na razie nie mogę, nie posiadasz bowiem jeszcze wiadomości wystarczających.

U. Ale ałun nie jest przecie wodorotlenkiem glinu? Czy włókno jest może w stanie wydobyć ten ostatni z ałunu?

N. Znajduje się to w związku z tem, że glinka jest zasadą nadzwyczaj słabą. Dlatego też sole jej w roztworach wodnych są w części rozszczepione hydrolytycznie t. j. rozkładają się pod działaniem wody na wolny kwas i wolną zasadę i dlatego włókno połączyć się może z pewną częścią powstałego w ten sposób wodorotlenku glinowego. Przez co możemy wzmocnić rozkład wywołany przez wodę? Od czego rozkład ten zależy?

U. Od tego, że kwas lub zasada są słabe. Wodorotlenek jednak glinowy nie możemy przecie uczynić słabszym niż jest.

N. To nie, ale kwas siarczany żadnej roli tu nie odgrywa i moglibyśmy wziąć sól glinową innego słabszego kwasu. Czy znasz taki kwas?

U. Znam kwas siarkawy, kwas węglowy, kwas borny, kwas octowy, kwas fosforowy.

N. Użytek zrobić możemy jedynie z jednego z tych kwasów — mianowicie octowego, który tworzy z glinką sól

rozpuszczalną. Mam tu roztwór ałunu, który zagotowuję, pozostaje on klarownym. Dodaję teraz trochę octanu sodu: ciecz natychmiast mętnieje. Osad jest wodorotlenkiem glinowym, który pod działaniem wody utworzył się przez rozczepienie octanu glinowego w tak dużej ilości, iż musiał opaść.

U. Przecież w roztworze niema octanu glinowego, lecz siarczan glinowy i octan sodu. W jaki sposób możemy zrobić tak, by się z nich właśnie utworzył octan glinowy?

N. Nie potrzeba tego wcale robić, robi się ono samo przez się. Wiesz przecie, że sole zawierają w roztworach wodnych większą część swych jonów w stanie niezależnym. Jeżeli więc w roztworze znajduje się jon glinowy z siarczanu i jon octowy z soli sodowej, jest to to samo, jakgdyby przedtem jon glinowy i jon octowy tworzyły sól stałą, która następnie w wodzie rozpadła się na jony.

U. Jest to rzeczywiście bardzo proste.

N. Właściwie powinieneś być to wiedzieć, przekonałeś się bowiem z doświadczeń poprzednich, że jeżeli np. jon chloru napotka w roztworze jon srebra, wówczas zawsze tworzyć się musi osad chlorku srebra i to samo dzieje się z jonami: barowym i siarczanym.

U. W takim razie wystarcza utworzenie jakichkolwiek bądź związków z jonów danej soli i będę miał sól tą w roztworze?

N. Naturalnie; wyrażając się ściślej: będziesz miał roztwór zachowujący się tak samo, jak roztwór danej soli. Muszę tu od razu zaznaczyć, iż w niektórych rzadkich wypadkach zauważyć się mogą uchylenia od tego prawa; możemy się wówczas jednak przekonać za każdym razem, że warunki powyższe nie zostały dotrzymane, mianowicie, że jony, o które chodzi i których obecność przypuszczano, w samej rzeczy — obecne nie są.

U. Cóż się więc mogło stać z niemi?

N. Weszły one w skład innych związków. Nie możemy się tu jednak zagłębiać w tą kwestję, ponieważ przykłady odpowiednie napotkamy dopiero później. Zwróciłem tu tylko uwagę na zjawisko powyższe, abyś mógł w przyszłości zrozumieć przypadki podobne.

31. Żelazo. I.

N. Zaczynamy dziś rozpatrywanie metali ciężkich i przytem od najważniejszego z nich, mianowicie od żelaza.

U. Dlaczego żelazo ma być metalem najważniejszym, a złoto?

N. Złoto należy do metali najdroższych, żelazo zaś do najtańszych? To jest właśnie przyczyna, dla której żelazo jest o wiele ważniejsze od złota. Gdyby żelazo było tak drogie jak złoto, nie moglibyśmy nawet marzyć o wyrobieniu z niego maszyn, kolei żelaznych, mostów i niezliczonego mnóstwa środków pomocniczych techniki dzisiejszej. Wszystko złoto, znajdujące się na świecie, nie wystarczyłoby na pokrycie zapotrzebowania fabryki maszyn średniej wielkości.

U. Przecież wartościowem jest właściwie to, co jest rzadkiem?

N. Jest to pomieszanie dwóch pojęć różnych. Czy może być coś bardziej wartościowego nad tlen lub energię słoneczną? Przestalibyśmy natychmiast żyć, gdyby nam jednego lub drugiego zabrakło, a jednak zarówno tlen jak i energia słoneczna nic nas nie kosztują, ponieważ otrzymujemy je z przyrody w ilościach nieograniczonych. Są więc one po nad wszelką miarę wartościowe, nie są jednak kosztowne. Natomiast kosztownymi są takie rzeczy, które znajdujemy w niewielkich ilościach, jak złoto, drogie kamienie i t. p. Znaczenie ich polega na tem, iż używają ich jako równoważników innych rzeczy wartościowych, które możemy posiadać na własność jako to: ziemi, lasów i t. d. Ponieważ są one stosunkowo małe i lekkie, dają się więc wygodnie przechowywać i przewozić a także wymieniać na inne przedmioty wartościowe. Pieniądz posiada własności takie w stopniu najwyższym. A więc żelazo właśnie dlatego jest wartościowem i ważnem, że się w przyrodzie często napotyka.

U. Nie znajduje się ono jednak w przyrodzie?

N. Żelazo jako takie istotnie nie napotyka się prawie w przyrodzie. Natomiast związki jego są bardzo rozpowszechnione. Jakiego koloru są skały a także te kawałki powierzchni ziemi, na której rośliny nie rosną?

U. Piasek posiada kolor żółty, kamienie — brunatny lub czerwony, czasami szary lub zielonawy.

N. Tak; wszystkie te kolory pochodzą od żelaza. Wiesz bowiem, że związki glinu, wapnia, magnezu i krzemu, z których większa część skorupy ziemskiej się składa — są bezbarwne. Jeżeli więc kamienie i to co z nich się tworzy jest zabarwione — pochodzi to z obecności innych pierwiastków. Tą zaś substancją zabarwiającą jest prawie zawsze żelazo — właśnie wskutek tego, że jest bardzo rozpowsze-

nione. Jedyne czarne i brunatne kolory, które wykazuje ziemia, pokryta roślinami, pochodzą od substancji, zawierających węgiel, który się tworzy wskutek gnicia części roślinnych. Ziemię taką nazywają próchnicą (humus), nazwa ta nie stosuje się jednak do określonego związku chemicznego.

U. Czy z żółtych tych i czerwonych kamieni wyrabiają również żelazo?

N. Nie, zawartość żelaza jest w nich zbyt mała. W wielu natomiast miejscach znajdują się pokłady rud żelaznych, z których otrzymuje się żelaza tyle, że przerób się opłaca. Są to zwykle związki żelaza z tlenem; sposób, w jaki żelazo z nich się otrzymuje, będę mógł ci opisać wówczas dopiero, gdy związki te poznasz. Co wiesz o żelazie jako o metalu?

U. Żelazo jest metalem koloru szarego, bardzo ciągliwym i rdzawiejącym na powietrzu.

N. Otóż rozróżniamy kilka gatunków żelaza, mianowicie: żelazo lane i żelazo kute. Stal jest również gatunkiem żelaza.

U. Jakim sposobem istnieć mogą różne rodzaje żelaza? Czy to są odmiany alotropowe jak odmiany węgla?

N. Nie; różnorodność ta polega na tem, że wszystkie gatunki żelaza zawierają węgiel, lecz w ilości niejednakowej. Żelazo chemicznie czyste jest najpodobniejsze do żelaza kutego; jest ono szare i ciągliwe, jednak trochę miększe niż to ostatnie. Ze wszystkich gatunków technicznych żelaza — żelazo kute zawiera najmniej węgla. mniej niż 0,1%. Co znaczy słowo „kuć”? Czy przyglądałeś się kiedy pracy kowala?

U. Przyglądałem się. Rozgrzewa on najpierw żelazo do czerwoności, staje się ono miękkim i wówczas można go dowolnie zginać i klepać. Po ochłodzeniu staje się znów twarde.

N. Tak jest; zanim żelazo zacznie się w gorącu topić, staje się ono najpierw miękkim. Pod tym względem zachowuje się ono inaczej niż większość substancji stałych: lód, na przykład, w temperaturze topienia się nie jest miękkim lecz kruchym, siarka również. Dlatego też możemy dwa rozgrzane kawałki żelaza złączyć w jeden, bijąc w nie młotem, podobnie jak złączyć możemy dwa kawałki smoły. Proces taki nazywa się szwejsowaniem.

U. Widziałem to; ale żelazo musi być przytem znacznie gorętsze niż do zwyczajnego kucia.

N. Tak. Istnieje oprócz tego jeszcze żelazo lane. Czy przyjrzałeś mu się kiedy uważnie?

U. Tak, jest ono bardziej szare niż zwyczajne żelazo i zdaje mi się że jest kruchsze, nie daje się bowiem zginać.

N. Masz słuszność; żelazo lane nie daje się zginać i nie jest ciągliwe. Jeżeli przyjrzesz się przez lupę powierzchni złomu żelaza lanego—zauważysz części krystaliczne jaśniejsze i ciemniejsze. Te ciemniejsze są węglem, a mianowicie grafitem.

U. Skąd się on tam bierze?

N. Przy otrzymywaniu żelaza z rud — stapia się je w obecności węgla; ten ostatni rozpuszcza się w żelazie ciekłym aż do nasycenia; po oziębieniu zaś żelazo nie jest w stanie zatrzymać takiej ilości węgla; wydziela się on pod postacią grafitu.

U. Szkoda, że to grafit a nie djamenty.

N. Jeżeli żelazo stopione ostudzić bardzo raptownie, otrzymują się wówczas podobno i djamenty, są one jednak tak małe iż trudno skonstatować obecność ich jako takich. Wskutek obecności płatków grafitowych żelazo lane jest, naturalnie, bardziej kruche od żelaza kutego, który domieszki tej nie zawiera. Mam tu w próbówce kawałek żelaza lanego, na które nalewam kwasu solnego. Jak ci się zdaje, co się teraz dzieć powinno?

U. Może żelazo rozpuści się jak cynk, w takim razie chlor musiałby się połączyć z żelazem, wodór zaś wydzielić. Istotnie ciecz w próbówce zaczyna się burzyć.

N. Powąchaj teraz!

U. Co za nieprzyjemna woń! Cóż to jest? Nie przypomina to właściwie siarkowodoru.

N. Żelazo lane zawiera część węgla w związku chemicznym z żelazem. Węgiel ten łączy się z wodorem, tworząc węglowodory (str. 142—144) posiadające tę woń nieprzyjemną. Jeżeli ten wodór zanieczyszczony spalimy—otrzymamy obok wody drobne ilości dwutlenku węglowego. Natomiast grafit pozostaje w postaci czarnego proszku, po całkowitem rozpuszczeniu się żelaza w kwasie solnym.

U. Należy więc ciecz przefiltrować i grafit przemyć.

N. Możesz to wykonać. Jeżeli jednak żelazo ciekłe nasycone węglem ochłodzimy bardzo szybko—wówczas otrzymamy zupełnie inny rodzaj żelaza lanego. Posiada ono kolor biały, jest nadzwyczaj twarde i kruche i daje się kruszyć na kawałki krystaliczne o równych błyszczących powierzchniach. Dlatego też nazywa się surowcem białym.

U. Skąd to pochodzi?

N. Przy bardzo szybkim oziębieniu węgiel nie ma czasu wydzielić się, pozostaje przeto w związku z żelazem

i dlatego własności białego surowca są własnościami węglo-żelaza czyli węgliku żelaza (ferrocarbide). Również wskutek tego—białe żelazo lane daje przy rozpuszczaniu w kwasach znacznie więcej węglowodorów niż surowiec szary. Gdy surowiec zastyga w formach metalowych, szybko odprowadzających ciepło, wówczas w przyjaznych okolicznościach tworzy się na powierzchni warstwa surowca białego, wewnątrz zaś wskutek powolnego oziębienia powstaje surowiec szary. Odlew taki łączy w sobie zalety obu gatunków surowca: jest on nazewnątrz twardy jak żelazo białe, jako całość zaś nie jest tak kruchym, lecz posiada wytrzymałość surowca szarego. Odlew taki nazywa się odlewem twardym; używają go do walców, płyt pancernych i t. p. Żelazo lane zawiera około 4% węgla.

U. A co to jest stal?

N. Stal jest to żelazo zawierające od 0,2 do 1½ proc. węgla, zawiera go mniej lub więcej—zależnie od okoliczności. Stal posiada w najwyższym stopniu własność nabierania hartu, o czym przed chwilą mówiłem. Mam tu starą sprężynę zegarową; mogę ją, jak widzisz, mocno wygiąć, a zawsze powraca do kształtu pierwotnego.

U. Własność taka nosi nazwę sprężystości?

N. Tak. Ogrzewam teraz mocno koniec tej sprężyny i po rozżarzeniu natychmiast zanurzam go w wodzie. Sprobuj zgiąć teraz ten koniec!

U. Łamie się.

N. Stał się on przytem jednocześnie tak twardym, iż rysuje szkło, spróbuj podrapać tą płytkę szklaną końcem odłamany.

U. Rysuje istotnie. Stal zaś poprzednio szkła nie rysowała wcale.

N. Stal otrzymana przez nagłe oziębienie stali rozżarzonej nazywa się stalą o twardości szkła. Ogrzewam teraz znów stal rysującą szkło, po ogrzaniu jednak nie „gaszę” jej nagle wodą, lecz ochładzam powoli; zbadaj ją!

U. Jest ona prawie tak miękką jak ołów, nie jest już też sprężystą, pozwala się bowiem wyginać—nie rysuje przytem szkła.

N. Jeżeli zaś stal tę znów rozżarzę i nagle ostudzę, stanie się ona znów twardą i kruchą.

U. W jaki jednak sposób otrzymano stal tak sprężystą, jaką była początkowo?

N. W tym celu stal hartują, następnie zaś ogrzewają ostrożnie do określonej temperatury; proces ten nosi miano „odpuszczania” stali. Im wyższą obierzemy temperaturę,

tem więcej traci stal ze swej twardości i kruchości, możemy więc w taki sposób otrzymać stal o dowolnej twardości w granicach określonych przez oba stany krańcowe.

U. Lecz w jaki sposób dowiedzieć się, czy mamy do czynienia z temperaturą odpowiednią?

N. Jest to, w samej rzeczy zadanie niełatwe, nadługo jednak przed wynalezieniem termometrów poznano sposób rozwiązania tego zadania. Oto wkładam jeden koniec kawałka polerowanej stali do płomienia, czekam aż się rozżarzy i pozwalam mu następnie ostygnąć; co widzisz pomiędzy miejscem, które było ogrzane i tem, które pozostało zimnem?

U. Powstały najrozmaitsze barwy. Znam to, tworzą się one za każdym razem, gdy wkładam ostrze szczyryka do płomienia świecy.

N. Dodaj, że się przytem ostrze psuje! Barwy te występują w ściśle określonym niezmiennym porządku. Jakie barwy widzisz od strony zimnej?

U. Pierwszą barwą jest żółta, następnie brunatna, czerwona, purpurowa, fioletowa, błękitna, szara.

N. W tym samym porządku wzrosły również temperatury różnych tych miejsc. Gdy więc ogrzejemy kawałek zahartowanej stali tak, by przybrał kolor żółty, wówczas temperatura jego nie będzie tak wysoką jak wówczas, gdybyśmy go ogrzali do koloru błękitnego. Możemy więc tym sposobem poznać za każdym razem po kolorze—temperaturę stali, gdyż każdej barwie odpowiada określony stopień twardości.

U. A czy wiedziano o tem już dawniej?

N. Nie, wiedziano jedynie, że ogrzewając do odpowiednich barw otrzymuje się różne stopnie twardości. Jeżeli chcemy otrzymać stal, z której wyrabiają się narzędzia do obrabiania żelaza, wówczas stal odpuszczyć należy jedynie do koloru żółtego; stal do obrabiania mosiądzu odpuszczamy do barwy brunatnej, do drzewa zaś do błękitnej.

U. Stal zaś sprężynową do koloru fioletowego, gdyż sprężyna, którą trzymam w ręku, jest tego właśnie koloru. Co to są za kolory?

N. Są to kolory cienkich płytek. Ogrzewam wążką rurkę szklaną tak mocno, by się jej koniec stopił i zamknął otwór i wydychuję teraz z całej siły kulę.

U. Eksplozja! I zamiast kuli mamy masę cieniuchnych błonek szklanych. Wyglądają one bardzo ładnie — jak masa perłowa.

N. Otóż masz kolory cienkich płytek. Są to te same kolory, które widziałeś na bańkach mydlanych, powstają, za

każdym razem, gdy jakiegokolwiek ciałem przezroczyste podzielimy na płytki bardzo cienkie. O tem jak się tworzą—dowiesz się z fizyki. Gdy ogrzewamy stal polerowaną, wówczas żelazo łączy się z tlenem i tworzy się warstwa tlenku żelaznego tem grubsza im temperatura jest wyższa. Grubość warstwy określa jej kolor, widzisz więc jaki związek istnieje pomiędzy kolorem i temperaturą.

U. Tak, lecz warstwa stanie się grubszą wówczas także, gdy stal utrzymamy w tejże temperaturze przez czas dłuższy?

N. Masz słuszość, stal jednak stanie się przytem miększą, otrzymujemy więc w rezultacie to samo.

U. Powracam do głównego pytania — dlaczego stal staje się przytem miększą?

N. Rzecz ma się tu zupełnie tak samo, jak ci mówiłem przy żelazie lanem. W temperaturach wysokich żelazo i węgiel są związane z sobą, tworząc węgiel żelaza—substancję nader twardą. Jeżeli ochłodzimy bardzo szybko, wówczas węgiel pozostaje w dalszym ciągu i otrzymuje się stal twardą, jeżeli zaś ochładzać będziemy powoli, wówczas węgiel się rozkłada, przechodząc w żelazo i grafit, które są miękkie. Jeżeli znowu ogrzewać będziemy ostrożnie stal twardą, wówczas rozpocznie się przemiana węgla w żelazo i węgiel, a będzie to postępowało tem szybciej, im wyższą jest temperatura. Gdy przerwiemy ogrzewanie w odpowiednim miejscu, wówczas stan osiągnięty pozostanie następnie i na zimnie i tym sposobem osiągnąć możemy stosunek dowolny pomiędzy węglikiem i żelazem i co za tem idzie dowolny stopień twardości pomiędzy obu temi granicami.

U. Słyszałem, że węgiel tworzy się w gorącu, później zaś, że rozpada się on wskutek ogrzewania. Jedno przeczy drugiemu.

N. Tylko pozornie, temperatura bowiem powtórnego ogrzewania czyli „odpuszczania” jest o wiele niższą od pierwotnej. W temperaturze odpuszczania rozpada się istotnie większa część węgla jedynie nie natychmiast lecz po upływie pewnego przeciągu czasu.

U. Dlaczego jednak stal jest tak znacznie droższą od innych rodzajów żelaza?

N. Ponieważ do fabrykacji stali używa się jedynie żelazo bardzo czyste, będące, oczywiście, droższem od zwyczajnego, zanieczyszczonego. To ostatnie zawiera zwykle krzem i nieco siarki, te zaś substancje czynią stal kruchą, na inne rodzaje zaś żelaza, szczególnie lanego wielkiego wpływu nie wywierają. Opowiedziałem ci już dość o żelazie metalicz-

nem, później gdy poznamy już związki jego — dowiesz się w jaki sposób otrzymuje się z nich żelazo, i z żelaza lane-
go (surowca) inne rodzaje żelaza. Przyjrzyjmy się przede-
wszystkiem roztworowi żelaza, otrzymanemu z żelaza lane-
go i kwasu solnego. Jak wygląda i co zawiera?

U. Kolor roztworu jest zielonkawy, roztwór zaś praw-
dopodobnie zawiera jakieś połączenie żelaza z chlorem.

N. Sól zawierającą dwuwartościowy jon żelaza, jon
żelazawy Fe^{2+} . Napisz mi równanie chemiczne.

U. $Fe + 2 H Cl = Fe Cl_2 + H_2$. Czy dobrze?

N. Tak. Jon żelazawy posiada kolor jasno-zielonawy
i smak atramentu t. j. poznałeś smak jego, kosztując atra-
ment, w którym się jon żelazawy znajduje.

U. Czy jon ten posiada własności trujące?

N. Nie. Żelazo jest nieodłączną częścią składową or-
ganizmów wszystkich istot żyjących. W roślinie znajduje
się ono w zielonych liściach, u zwierząt zaś — we krwi. Do-
dają do roztworu nieco ługu potasowego, tworzy się zielo-
nawy osad, będący wodorotlenkiem żelazawym; po skłócaniu
kolor jego staje się wkrótce ciemniejszym. Jeżeli zostawi-
my go przez czas dłuższy na powietrzu przybierze on kolor
brunatny.

U. Wskutek czego?

N. Wodorotlenek żelazawy pochłania z powietrza tlen
i przechodzi w związki inaczej zabarwione. Jeżeli do roz-
puszczenia żelaza użyjemy kwasu siarczanego zamiast solne-
go, otrzymamy wówczas najpowszechniej znaną sól żelazną,
mianowicie — siarczan żelazawy lub koperwas żelazny. Jest
to sól koloru zielonawego, zawierająca wodę krystalizacyjną,
wzór jej jest: $Fe S O_4 + 7 H_2 O$.

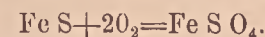
U. Co oznacza nazwa koperwas (witryol)?

N. Siarczan metalu ciężkiego. Zanim poznano skład
chemiczny poszczególnych tych soli, złączono je w jedną
klasę ze względu na podobieństwo własności i nazwano je
koperwasami (witryolami). Obecnie pozostała nazwa i roz-
szerzono ją na inne siarczany. (Witryolami nazywają się
w języku niemieckim wszystkie siarczany metali ciężkich,
w języku polskim nazwa koperwas dotyczy prawie wy-
łącznie siarczanów żelaza i miedzi). Przyp. tłom.

U. Kwas siarczany nazywają również witryolem?

N. Kwas ten nazywano dawniej witryolejem (vi-
tryoleum). Nazwa ta pochodzi stąd, iż dawniej otrzymywa-
no kwas siarczany z witryolu żelaznego. Sól ta tworzy bo-
wiem przy silnem ogrzaniu trójtlenek siarki, przyczem w na-
czyniu pozostaje tlenek żelaza i w czasach, w których nie

umiano fabrykować kwasu siarczanego drogą spalania siarki
i utleniania otrzymywanego przytem dwutlenku siarkowego—
był to jedyny sposób fabrykacji. Kwas taki wyrabiano głów-
nie w Nordhauzen w Harcu i dlatego nazywał się on kwa-
sem nordhauzeńskim lub też witryolejem ze względu na ma-
teryał, z którego go otrzymywano i konsystencję oleistą.
Witryol żelazny potrzebny do tego fabrykowano na wielką
skalę przez poddawanie siarczku żelazawego znajdującego się
w dużych ilościach w ziemi działaniu tlenu powietrza. Siar-
czek łączy się z tlenem i tworzy siarczan żelazawy.



Witryol żelazny znajduje wielostronne zastosowanie: używa
się go np. w farbiarniach i do wyrobu atramentu.

U. A więc wskutek tego atrament posiada smak jonu
żelazawego!

N. Tak. Atrament otrzymuje się przez zmieszanie wy-
ciagu z galasówek z solą żelaza. Galasówki zawierają
pewien kwas organiczny, mianowicie kwas garbnikowy, dają-
cy z solami żelaza związek koloru czarnego. Substancja ta
znajduje się również w korze i drewnie dębu; jeżeli gwóźdź
wbić w deskę dębową i miejsce to zostanie później zmoczony
— wówczas częstokroć zauważyć się daje kolor fioleto-
wo-czarny.

U. Często jednak atrament bezpośrednio po napisaniu
jest jasny i dopiero później staje się czarnym.

N. Pochodzi to stąd, iż związek żelazawy, obecny po-
czątkowo — utlenia się wyżej. Owe wyższe związki tlenowe
posiadają kolor znacznie ciemniejszy. Z innych soli żelaza-
wych wymienię ci jedynie węglan, $Fe C O_3$, znajdujący się
w przyrodzie w dużych ilościach i noszący nazwę szpatu że-
laznego (Spateisenstein lub Eisenspat). Pod względem for-
my kryształów jest on zbliżony do szpatu wapiennego, jest
jednak zabarwiony na kolor szaro-zielony lub ciemny. Otrzy-
muje się z niego żelazo metaliczne. Na tem dziś kończymy.

32. Żelazo. II.

U. Nie zrozumiałem dokładnie tego, co słyszałem
o wyższych stopniach utlenienia żelaza.

N. Przecież znasz już przypadki podobne. Siarka np.
tworzy dwutlenek i trójtlenek, resp. kwasy siarkawy i siar-
czany (siarkowy). Napisz mi wzory tych związków.

U. SO_2 i SO_3 następnie H_2SO_3 i H_2SO_4 . Tak, każdy związek następny zawiera o jeden ciężar związkowy tlenu więcej niż poprzedzający.

N. W okolicznościach przyjaznych każdy taki związek niższy przechodzi pod wpływem tlenu znajdującego się w powietrzu w wyższy. Tak samo rzecz się ma i z żelazem. Dwuwartościowemu jonowi żelazawemu odpowiada wodorotlenek, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, który ci pokazywałem i którego bezwodnikiem jest związek FeO , mamy więc tu zupełnie to samo, cośmy widzieli u wapna (str. 176). Związek FeO nazywają również zgodnie z prawidłami, o których ci mówiłem poprzednio—tlenkiem żelazawym. Otrzymuje się on z trudnością; jest on proszkiem koloru czarnego, który nader szybko łączy się z tlenem powietrza, tworząc związek tlenowy wyższy. Wyższy ten tlenek posiada wzór Fe_2O_3 i nazywa się tlenkiem żelazowym. Wzór ten przypomina wzór tlenku glinowego Al_2O_3 (str. 193) i w samej rzeczy, tlenek żelazowy jest pod wielu względami zbliżony do tlenku glinowego. Właśnie wskutek tego podobieństwa wybrano ciężar związkowy glinu, tak, by tlenek jego posiadał wzór Al_2O_3 . Masz tu kawałek tlenku żelazowego, znajdującego się w przyrodzie, czyli tak zwanego błyszczu żelaznego.

U. Są to piękne, błyszczące kryształy, posiadające prawie wygląd metalu.

N. Kryształy te posiadają podobny kształt, jak krystaliczny tlenek glinu czyli korund (str. 193). Po sproszkowaniu zatracają one swój połysk czarno-niebieski i stają się ciemno-czerwone. Wygląd podobny posiada tlenek żelaza otrzymywany drogą sztuczną. Zależnie od okoliczności, w jakich się odbywa otrzymywanie — kolor może być różny, począwszy od dość żywego koloru czerwonego, a skończywszy na ciemno-fioletowym.

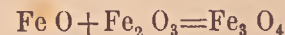
U. Od czego to zależy?

O. Głównie od temperatury. Im wyższą jest temperatura ogrzania tlenku, tem większe są ziarnka jego i tem bardziej kolor jego zbliża się do koloru krystalicznego błyszczu żelaznego. Tlenek ten używa się jako farba malarska, przy czem odmiany jaśniejsze noszą nazwę czerwieni angielskiej, ciemniejsze zaś—caput mortuum.

U. Caput mortuum znaczy — trupia głowa. Skąd pochodzi ta grobowa nazwa?

N. Opowiadałem ci już, w jaki sposób otrzymywano dawniej kwas siarczany z koperwasu żelaznego; przy procesie tym kwas oddestylowuje się i w retorcie pozostaje na dnie tlenek żelazny. Porównywano proces ten ze śmiercią,

przyczem upatrywano w kwasie siarczanym podobieństwo do duszy, ponieważ jak dusza ciało, tak kwas opuszczał koperwas żelazny i w retorcie pozostawał sam trup, lub jeżeli wolisz trupia głowa. W czasach średniowiecznych, w których traktowanie takie spraw powstało i stosowane było na szeroką skalę, wierzono, na przykład, iż człowiek stanowi punkt środkowy świata i że nie tylko świat cały stworzony został dla niego, lecz stworzony został i na jego obraz i podobieństwo. Doszukiwano się więc wszędzie w przyrodzie własności i stosunków ludzkich i nazywano człowieka mikrokosmem czyli światem w miniaturze. Jest to naturalnie nonsens. Wracając do naszego tematu, tlenek żelazowy znajduje się w ziemi również w połączeniu z tlenkiem żelazawym.



jako żelaziak magnetyczny lub magnetyt, jest on ważną i nader cenną rudą żelazną.

U. Skąd pochodzi ta nazwa?

N. Stąd, iż ruda ta częstokroć posiada własności magnetyczne; pierwsze magnesy, które poznano, były właśnie takimi magnesami „naturalnymi”, z tego związku tlenowego. Własności magnetyczne udzielone być mogą nie tylko żelazu, lecz i wszystkim związkom żelaza, zwykle jednak w znacznie mniejszym stopniu. Najwyraźniej wykazuje własność tą „ruda magnetyczna”.

U. Co jest właściwie—magnetyzm?

N. Znasz już energję elektryczną — otóż magnetyzm jest również pewną odmianą energii. Wiesz chyba, w jaki sposób energia ta się przejawia.

U. Wiem—magnes przyciąga żelazo.

N. Energia magnetyczna łączyć się może z żelazem i wówczas, jak każda energia, jest w stanie wykonywać pracę. Pracę tą zużytkowuje się w dynamomaszynach elektrycznych, ponieważ energje: elektryczna, magnetyczna i mechaniczna dają się z łatwością przemienić jedna w drugą.

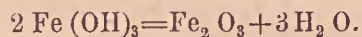
U. Wiem, iż za pomocą jednego magnesu namagnetyzować można dowolną ilość kawałków stali. Czy to nie jest nieograniczone wytwarzanie magnetyzmu z niczego?

N. Nie, gdyż trzeba wykonać pewną ilość pracy, chcąc odjąć namagnetyzowane kawałki od magnesu. To, co się przytem odbywa nie jest niczem innym, jak zwiększeniem się ilości energii magnetycznej na koszt innej pracy. Są to jednak rzeczy dość trudne, poznaje się je dokładniej, przy nauce fizyki. Powrócimy teraz do tlenku żelaznego. Jest on

bezwodnikiem odpowiedniego wodorotlenku, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, wodorotlenku żelazowego. Tlenek ten występuje bardzo często w postaci minerału, zwanego limonitem, lub żelaznikiem brunatnym. Jeżeli go rozetrzemy na proszek, otrzymamy pył żółtawy wszelkich odcieni aż do brunatnego (podczas gdy tlenek bezwodny dawał pył czerwony): pył ten tworzy farbę ziemną żółtą, często w technice używaną, znaną w handlu pod nazwą ochry żółtej—

U. Posiadam ochrę żółtą i paloną, lecz ta ostatnia jest koloru czerwonego.

U. Ochra palona powstała przez ogrzanie; przy ogrzewaniu wodorotlenek traci wodę i zamienia się na tlenek, przyczem kolor z żółtego przechodzi w czerwony. Wiele wyrobów z gliny, cegły i t. p. posiada przed wypaleniem kolor żółty, który z powodów wyżej wymienionych przechodzi po silnem ogrzaniu w czerwony. Równanie odnośne brzmi:



U. Widziałem raz, że i glina koloru szaro-błękitnego po wypaleniu stała się czerwoną.

U. Zawierała ona również żelazo, niezupełnie jednak utlenione, prawdopodobnie wskutek obecności substancji organicznych. Przy wypalaniu utlenienie stało się zupełne. Związki pośrednie pomiędzy tlenkiem żelazowym i żelazowym posiadają kolor ciemny, te ostatnie tworzą się również, gdy ogrzejemy żelazo tak, by się spalało.

U. Czy to jest ta sama czarna substancja, która tworzyła się, gdyśmy spalali proszek żelazny na szalce wagi (I, 47)?

N. Nieinaczej. Jest to związek tlenowy, którego skład odpowiada mniej więcej składowi rudy magnetycznej. Taki sam związek tworzy się również, gdy żelazo spala się przy kuciu; odpada on z pod młota, ponieważ jest kruchy; przyrzyj się temu dokładnie, gdy będziesz kiedy w kuźni; nosi on wtedy nazwę zendry.

U. Rdza jest również związkiem tlenowym żelaza?

N. Rdza jest to wodorotlenek żelazowy, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, który tworzy się pod wpływem jednoczesnego działania wody i powietrza na żelazo. Nie ochrania on jednak, niestety, znajdującego się pod nim żelaza od dalszego działania powietrza, jak tlenek glinu, lecz raczej proces ten przyspiesza. Poznajemy to po tem, że plama rdzy, raz powstała, rozszerza się, chociaż jednocześnie rdza nie rozprzestrzenia się równomiernie po całej powierzchni. Rdza przeżera żelazo,

według utartego wyrażenia, w rzeczy samej, żelazo w tem miejscu jakby zostało przedziurawione, co przedstawia wielkie niebezpieczeństwo dla kotłów parowych, mostów żelaznych i t. p.

U. A czy nie można żelaza przed rdzą ochronić?

N. Można, zaopatrując je w pokrycia ochronne tamujące dostęp wody i powietrza. W tym celu pokrywamy żelazo farbą olejną, innemi metalami (cyną lub cynkiem, niklem lub ołowiem), lub też wytwarzamy na powierzchni żelaza ściłą warstwę tego właśnie tlenku, który podczas kucia żelaza odpada z pod młota. Jeżeli jednak warstwa ochronna zostanie w jednym miejscu przedziurawiona, wówczas zwykle w miejscu tem pojawia się i rdza. W powietrzu suchem żelazo nie rdzewieje, natomiast rdzewieje bardzo silnie, gdy się zetknie z wodą morską.

U. Prawdopodobnie wskutek tego, że woda morska zawiera sól kuchenną?

N. Naturalnie; odbywają się wówczas skomplikowane procesy chemiczne, których objaśnianie zaprowadziłoby nas zbyt daleko. Oblewam teraz nieco żółtego wodorotlenku kwasem solnym i ogrzewam; rozpuszcza się on, tworząc roztwór ciemno-żółty zawierający związek solny, chlorek żelaza. Napisz mi równanie.



N. Widzisz, iż mamy tu sól innego jonu żelaza, już nie dwuwartościowego lecz trójwartościowego. Ten ostatni nazywa się jonem żelazowym (Ferricon), dwuwartościowy zaś—jonem żelazowym (Ferroion).

U. Oba jednak są przecież niczem innym jak żelazem, w jakiż więc sposób mogą one być różne?

N. Różnica pomiędzy nimi jest zupełnie taka sama, jak pomiędzy djamentem i grafitem lub też białym i żółtym fosforem. Możesz je uważać za odmiany alotropowe jonu żelaza, ponieważ zawierają niejednakowe ilości energii. Głównie jednak różnią się pomiędzy sobą tem, iż posiadają różną wartościowość, wskutek tego ich stosunki chemiczne wykazują znaczne różnice, sole bowiem żelaza dwuwartościowego podobne są do soli magnezu, sole zaś żelaza trójwartościowego przypominają sole glinu, jak to zresztą będziesz miał wkrótce sposobność poznać dokładnie.

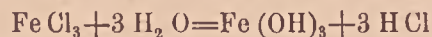
U. Mówiłeś mi już, iż tlenek żelaza i tlenek glinu posiadają jednakową budowę kryształów.

N. Podobieństwo to znajdujemy również i w całym szeregu związków odpowiednich. Oto masz przed sobą chlorek żelazowy w stanie stałym; posiada on zielony połysk

metaliczny jak niektóre żuki. Otrzymuje się związek ten przez ogrzewanie żelaza w strumieniu chloru.

U. A czy nie można wprost odparować do sucha roztwór tlenku żelazowego w kwasie solnym? Zawiera on przecież tę samą sól.

N. W zupełności to się nie udaje. Przez odparowywanie otrzymuje się tę oto sól brunatno żółtą, która zawiera oprócz chlorku żelazowego 6 H₂O wody krystalicznej. Gdybyśmy jednak spróbowali wydzielić przez ogrzanie resztę wody, wówczas zamiast tej ostatniej wydzieliłby się chlorowódór i w naczyniu pozostałby wodorotlenek żelazowy,



jest to więc reakcja odwrotna do tej, która się odbywa przy rozpuszczaniu.

U. Dla czegoż reakcja przebiega w ten sposób?

N. Ponieważ wodorotlenek żelazowy jest zasadą bardzo słabą, jeszcze słabszą niż wodorotlenek glinu. Wskutek tego chlorek żelazowy w roztworze wodnym jest w części rozszczepiony na wolny kwas i wolną zasadę, i jeżeli pierwszy wydzielać będziemy przez odparowywanie, to będą się wciąż tworzyły nowe ilości kwasu aż do zupełnego rozkładu soli. To samo odbywa się i z chlorkiem glinu. Rozkład ten szczególnie wyraźnie występuje w cieple. Przyjrzyj się tylko: rozcieńczam roztwór chlorku żelazowego aż do zupełnie jasnego koloru, dzielę go na dwie równe części, wlewam do jednakowych probówek i jedną z nich ogrzewam prawie do wrzenia.

U. Roztwór przybrał kolor czerwono-brunatny.

N. Pochodzi to stąd, iż wodorotlenek żelazowy odłączył się od soli. Nie strąca się on przytem jako osad, lecz pozostaje w roztworze jako substancja koloidalna (str. 152) podobnie jak kwas krzemowy. Ochładzam teraz probówkę, widzisz, iż kolor brunatny pozostał; ponieważ koloidalny wodorotlenek żelazowy łączy się z kwasem solnym bardzo powoli. Zachowaj obie te probówki przez dni parę, przekonasz się, iż kolor roztworu, któryśmy ogrzewali, staje się coraz jaśniejszym i wreszcie kolor obu roztworów stanie się zupełnie jednakowy. Gdy do stężonego roztworu chlorku żelazowego dodawać będę ostrożnie po kilka kropel ługu potasowego mieszając porządnie za każdym razem — wówczas otrzymamy również roztwór czerwono-brunatny, ponieważ tworzący się wodorotlenek żelazowy rozpuszcza się koloidalnie w nadmiarze chlorku żelazowego. Stosując odpowiednie

środki, otrzymać możemy roztwory, składające się wyłącznie prawie z takiego koloidalnego roztworu wodorotlenku żelazowego; posiadają one kolor ciemny brunatno-czerwony i służą do celów leczniczych pod nazwą ferrum oxydatum dialysatum. Tą oto sól jest również solą żelazną, nazywa się ona alunem żelazowym.

U. Są to piękne kryształy przypominające trochę kryształy alunu, posiadają jednak barwę brunatno-fioletową.

N. Sól ta posiada wzór następujący: Fe K (SO₄)₂ · 12 H₂O, odpowiada więc w zupełności wzorowi alunu (str. 195). Cała różnica polega na tem, iż mamy tu Fe zamiast Al. Budowa ich kryształów jest również zupełnie jednakowa, w czym najwyraźniej występuje podobieństwo alunu do alunu żelazowego. Rozpuszczam nieco soli tej w wodzie.

U. Roztwór jest brunatnawy nie zaś żółty jak roztwór chlorku żelazowego. Jakiż jest właściwie kolor jonu żelazowego? Czy nie żółty.

N. Jest on bezbarwny, może zresztą bardzo jasno-żółty. Brunatny kolor roztworu tego pochodzi stąd, że zawiera on również niewielkie ilości koloidalnego wodorotlenku żelazowego, po usunięciu takowego przez dodanie kwasu azotowego otrzymamy roztwór prawie bezbarwny.

U. Tak, widzę to. Czemuż w takim razie zawdzięcza swój żółty kolor roztwór chlorku żelazowego?

N. Niedysocjowanemu chlorkowi żelazowemu, który jest żółty. Opowiem ci teraz trochę o przemianach wzajemnych soli żelazowych i żelazawych. Napisz wzory chlorku żelazowego i chlorku żelazawego obok siebie i powiedz, w jaki sposób przemienić możesz jeden w drugi.

U. Fe Cl₂ i Fe Cl₃. Aby pierwszy przemienić w drugi należy dodać doń chloru.

N. Dobrze; dadaję nieco wody chlorowej do roztworu chlorku żelazawego; roztwór przybiera natychmiast kolor żółty. Możemy, rzecz prosta, użyć zamiast chloru — kwasu solnego w obecności jakiegokolwiek bądź środka utleniającego, który wydziela chlor z kwasu solnego. Wykonaj sam doświadczenie z chloranem potasowym i chlorkiem wapna. Podobnież działa kwas azotowy. Z tych zjawisk ogólnych możesz łatwo wywnioskować, iż sole żelazawe za pomocą substancji utleniających przechodzą w sole żelazowe. I odwrotnie: stosując środki odtleniające do soli żelazowych — otrzymamy sole żelazawe. Za pomocą czego mógłbyś odjąć chlor od chlorku żelazowego?

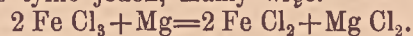
U. Za pomocą substancji łączącej się z chlorem.

N. Dobrze. Wstrząsam żółty roztwór chlorku żelazowego z odrobiną sproszkowanego magnezu i następnie filtruję.

U. Ciecz stała się zupełnie bezbarwną.

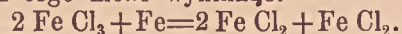
N. Podobnie działa cynk lecz trochę wolniej. Napisz mi odpowiednie równanie i pomyśl przytem ile chloru łączy się magnezem.

U. Magnez łączy się dwoma chlorami, chlorek zaś żelazowy oddaje tylko jeden, mamy więc:



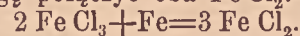
N. Tak. Weź teraz żelazo zamiast magnezu.

U. Co z tego może wyniknąć?



N. Czy nie można równania tego uprościć?

U. Czy mogę połączyć oba Fe Cl_2 ? Otrzymujemy więc



Jest to chlorek żelazawy.

N. Tak. Poznałeś tu środek za pomocą którego sole żelazowe przemieniane być mogą w odpowiednie sole żelazowe bez uciekania się do współdziałania substancji obcych. Teraz zapoznać się jeszcze musimy ze związkami żelaza z siarką. Jeden ze związków takich poznałeś, gdyśmy mówili o siarkowodorze.

U. Jest to czarna masa o wzorze chemicznym FeS .

N. Widzisz więc, iż jest to związek szeregu żelazowego, dlatego też daje z kwasem solnym chlorek żelazawy i siarkowodor. Odpowiedniego związku żelazowego nie znamy, znajduje się natomiast w przyrodzie w wielkich ilościach związek FeS_2 znany w mineralogji pod nazwą pirytu. Jest to zjawisko niezwykle, związki bowiem metali ciężkich z siarką odpowiadają w zupełności co do składu swego ich związkom tlenowym, jak się wkrótce dowiesz. Oto kawałki pirytu. Opisz je.

U. Posiadają one połysk metaliczny, wyglądają jak mosiądz, może jednak są trochę zieleńsze. Są to kryształki, przeważnie małe sześciiany.

N. Wkładam kawałeczek pirytu do wąskiej probówki i ogrzewam mocno; co widzisz?

U. W górnej części probówki osadza się, jakby siarka. Istotnie to zapach dwutlenku siarkowego.

N. Tak, piryt przez ogrzanie traci połowę swej siarki i przechodzi w zwyczajny siarczek żelaza. Na powietrzu spala się wszystka siarka i pozostaje tlenek żelazowy. Reakcji tej używają do otrzymywania dwutlenku siarkowego przy fabrykacji kwasu siarczanego (str. 107). Na powietrzu przy współdziałaniu wody siarczek żelaza daje koperwas żelaz-

ny (str. 205). Żelazo łączy się z siarką nader łatwo. Zmieszaj opiłki żelazne ze sproszkowaną siarką w stosunku ciężarów związkowych, mianowicie 32 : 56 i ogrzej w suchej probówce trochę tej mieszaniny.

U. Cała zawartość probówki zaczyna się żarzyć.

N. I tworzy siarczek żelaza. Drugą porcję mieszaniny zwilż wodą, umieść w małym garneczku i odstaw na bok; zobaczymy jutro co się z tem stanie. Oprócz tego dodaję do roztworu soli żelazowej najpierw siarkowodoru, który osadu nie strąca (str. 117) i następnie ługu potasowego. Tworzy się czarno-zielony osad siarczku żelaza, który już znasz.

33. Żelazo. III.

U. Zajrzałem już do naszej mieszaniny, utworzyła się z niej masa zupełnie czarna. Czy to jest również siarczek żelaza?

N. Sam możesz się o tem przekonać. Co wiesz o siarczku żelaza?

U. Siarczek żelaza daje z kwasem solnym siarkowodor. Czy mogę wykonać doświadczenie? Otóż i siarkowodor ze swoim rozkosznym zapachem!

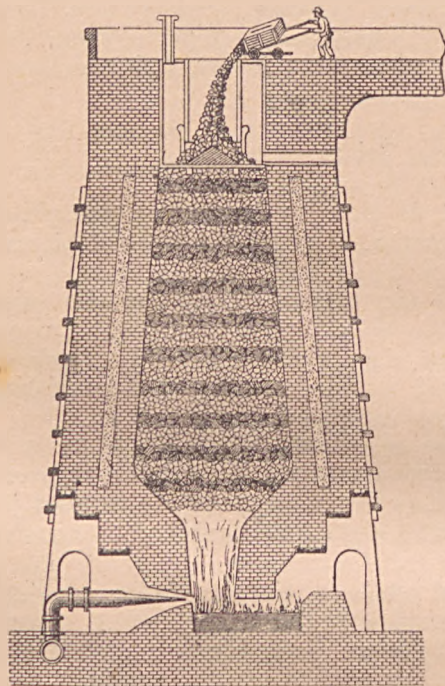
N. Widzisz, iż oba pierwiastki łączyć się mogą z sobą i w temperaturze zwykłej z tą jedynie różnicą, iż proces odbywa się wolniej, jednak o tyle szybko, iż rezultat jest widoczny. Z doświadczenia tego przekonałeś się i o reakcji powolnej.

U. Cóż się jednak stało z ciepłem, które rozwinęło się, gdy mieszaninę ogrzałem w probówce? (p. wyż.). Powinny się wydzielić jednakowa ilość ciepła niezależnie od tego, czy związek tworzy się szybko czy też powoli.

N. Tak jest. Wydzieliła się też ta sama ilość ciepła, miała jednak czas rozproszyć się drogą przewodnictwa ciepłikowego. Jeżeli weźmiemy większą ilość mieszaniny i umieścimy ją tak, by ciepło zostało zatrzymane, przekonamy się iż masa rozgrzewa się aż do żaru. Lecz, naturalnie, na to by się tak wielka ilość ciepła zdążyła zebrać, potrzeba odpowiedniego przeciagu czasu. Umieszczając kilka funtów mieszaniny w garnku, który zakopiemy w ziemi — otrzymać możemy bardzo efektowne naśladownictwo wybuchu wulkanicznego. Zwracam jednak uwagę, iż doświadczenie wykonanem być może jedynie w miejscu, w którym ludzie nie byłiby narażeni na niebezpieczeństwo, budowle zaś na pożar. Lecz muszę ci jeszcze opowiedzieć, w jaki sposób żelazo

otrzymuje się z rud. Otrzymywanie żelaza nie jest rzeczą łatwą, ponieważ żelazo topi się w temperaturze bardzo wysokiej, dlatego też historia rozwoju ludzkości wykazuje daleko wcześniejszą znajomość ludzi ze złotem, srebrem i miedzią, niż z żelazem. Żelazo otrzymuje się wyłącznie ze związków tlenowych.

U. Wiem, że piryty znajdują się w ziemi w dużych ilościach.

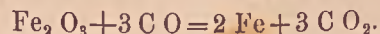


Rys. 31.

puszcza przez otwór umieszczony w najniższym punkcie pieca.

U. W jaki sposób tworzy się z rudy czyste żelazo?

N. Jest to proces dość złożony. Węgiel spalając się w najniższej części pieca, daje tlenek węgla, który wtlaczaemy ku górze i który po drodze odtlenia tlenek żelazowy dając żelazo, podług równania:



Odbywa się to już dość wysoko w piecu, reakcja bowiem powyższa nie wymaga zbyt wysokiej temperatury. W tej

względnie niskiej temperaturze otrzymuje się nie metal ściśle z sobą związany, lecz rodzaj gąbki żelaznej. Gdy mieszanina żelaza i węgla osiągnie niższych i gorętszych części pieca, wówczas oba te pierwiastki łączą się z sobą i tworzą znacznie topliwszą mieszaninę węgliku żelaza z nadmiarem żelaza; topi się ona w najniższych i najgorętszych częściach pieca i zbiera się na spodzie, jak to już mówiłem.

U. Otrzymuje się więc żelazo lane?

N. Tak, jest to żelazo lane, czyli surowiec. Aby otrzymać z niego żelazo kute lub stal, co należy uczynić?

U. Zawierają one mniej węgla, należy więc takowy z niego usunąć.

N. Uskuteczniamy to przez spalenie. Będzie to już wtórna przeróbka żelaza, zwana rafinerją; rafinujemy żelazo bądź w piecach pudlowych, bądź w piecach Siemens-Martino, bądź też w gruszcze Besfemera, ostatni sposób jest najtańszym i najbardziej rozpowszechnionym. Mimo znacznych różnic technicznych w zasadzie proces pozostaje ten sam, a mianowicie: surowiec roztopiony wprowadzamy w zetknięcie z tlenem powietrza, tak, by możliwie wszystkie części brały udział w reakcji. Wówczas węgiel spala się najpierw, pozostawiając żelazo prawie wolne od węgla. Zwykle robi się najpierw żelazo kute, przyczem zanieczyszczenia zostają również usunięte, dopiero żelazo kute przerabiają znowu na stal.

U. Należy więc znów dodać węgla, prawdopodobnie żelazo kute stapiają z niem?

N. Jest to zbyt cenne. Jeżeli żelazo kute posypimy proszkiem z węgla i ogrzewać będziemy przez czas dłuższy, wówczas żelazo wchłonie węgiel i to w tem większych ilościach, im dłużej trwa ogrzewanie. Wprawa, jakiej robotnik przy tem nabiera, pozwala mu ocenić, kiedy tę robotę należy przerwać. Otóż węgiel znajduje się w takim żelazie głównie u powierzchni; aby stal uczynić jednolitą, należy ją albo przetopić, lub też kilkakrotnie przekuć. Proces ten nazywa się cementowaniem, a stal otrzymana drogą tą stałą cementową. Jest to stary i bardzo kosztowny sposób fabrykacji stali. W nowszych czasach posługujemy się tańszymi środkami fabrykacji, a mianowicie stapiamy żelazo z surowcem zwierciadlanym w takiej proporcji, aby ostatecznie stal zawierała tyle % węgla, ile tego sobie życzymy. Wprawdzie wyłożyłem ci to bardzo pobieżnie, lecz sprawa zbyt jest trudna i skomplikowana abym mógł się nad nią rozwodzić. Nieraz sam będziesz musiał powrócić do tego przedmiotu: ze wszystkich gałęzi przemysłu fabrykacja żela-

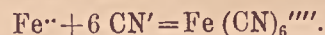
za i stali jest najważniejszą. Im kraj jest bardziej cywilizowany, tem więcej i taniej wyrabiają w nim żelaza. Obecnie pomówimy o połączeniach żelaza z cyanem. Dodają cyanku potasowego do roztworu dowolnej soli żelazawej; z początku tworzy się osad, gdy jednak dodam więcej cyanku potasu, — osad ten znów się rozpuści i otrzymamy roztwór koloru jasnożółtego, niedający już żadnych reakcji na jon żelaza. Mogę dodawać doń dowolne ilości ługu potasowego — a nie otrzymam wcale osadu wodorotlenku żelazawego. Siarkowodor przepuszczony przez tenże roztwór alkaliczny, nie strąca również siarczku żelaza (str. 213).

U. Cóż się więc z żelazem stało?

N. Żelazo znajduje się w roztworze, znikł jedynie jon żelazawy, ponieważ utworzył z cyanem związek nader trwały. Napiszę ci tę reakcję:



lub też, uwzględniając jedynie jony:



Widzisz, iż jon żelazawy połączył się tu z 6 jonami cyanu, tworząc anjon czterowartościowy, którego sól potasową mamy w naszym roztworze. Sól ta nazywa się żelazo cyańkiem potasu. Otrzymywano ją przez ogrzewanie wyschniętej krwi i wylugowywanie wodą pozostałości. Związek powyższy powstaje z części składowych krwi, mianowicie z węgla i azotu, substancji organicznej, obok potasu i żelaza znajdujących się w ciałkach krwi; cały ten proces jest tak złożony, iż nie można ująć go w zwykłe równanie chemiczne. Przyjrzyj się wzorowi tej soli. Jakie są jej jony?

U. Cztery potasy są katjonami, zaś Fe (CN)_6^{++++} jest anionem; jak się anion ten nazywa?

N. Nazywa się on jonem cyanożelazawym; własności cyanu i żelaza są w niem tak dalece zmienione, iż nie daje on reakcji ani na jon żelaza, ani na jon cyanu. Przewszystkiem nie jest on trujący — cyan zaś, jak wiadomo, jest nim w wysokim stopniu. Jony takie, które powstały z innych prostszych, nazywają się jonami złożonymi. Jeżeli nie znajdujemy reakcji na jakiegokolwiek bądź jony tam, gdzie należałoby się takowych spodziewać, mamy wówczas prawo przypuszczać, iż powstały jony złożone. Te ostatnie posiadają własne reakcje charakterystyczne. Rozcieńczam mocno chlorek żelazowy i dodaję roztworu żelazocyanku potasu —

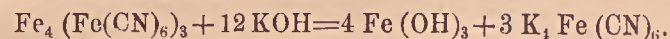
U. Co za wspaniały kolor niebieski!

N. Reakcję tą odkrył chemik berliński Dippel w 18 stuleciu; substancja niebieska, tworząca się przytem nazywa się dlatego błękitem berlińskim lub pruskim. Nazwano go później również błękitem paryskim — bez słusznych jednak powodów, — należałoby więc nazwę tę zarzucić. Pomyśl dobrze, co się tu odbyło; jest to zwyczajny proces tworzenia się soli.

U. W takim razie jon żelazowy musiał się połączyć z jonem cyanożelazawym. Pierwszy jest trójwartościowy, drugi zaś czterowartościowy, a więc cztery żelaza połączyć się muszą z trzema jonami cyanożelazawymi. W takim razie wzór soli tej będzie $\text{Fe}_4 (\text{Fe (CN)}_6)_3$, toż dopiero wzór złożony!

N. Dodaję teraz ługu potasowego do niebieskiego roztworu, odbarwia się i widzisz, iż jednocześnie strąca się nieco brunatnego wodorotlenku żelaznego. Sól żelazna pod wpływem ługu potasowego rozłożyła się i utworzył się znów żelazocyank potasowy. Napisz równanie.

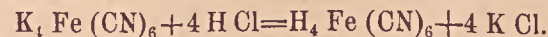
U. Cztery trójwartościowe żelaza wynoszą dwanaście jednostek, a więc



N. Dobrze!

U. Zdaje mi się, iż rachując w sposób taki popełniam krok ryzykowny, ale jeżeli będę się stale trzymał prawidła — to rachunek ten powinien być chyba słusznym.

N. Za każdym razem jedna conajmniej reakcja jest zawsze możliwą. Czy odbędzie się ona w danych warunkach — to już zwykle rozstrzygać musi doświadczenie. Widzisz więc, iż jon cyanożelazawy jest anjonem złożonym, podobnie jak anjon kwasu siarczanego lub fosforowego, z tą jedynie różnicą iż zawiera metal i że jest czterowartościowym. Musi on, naturalnie, tworzyć również i kwas, i kwas ten otrzymać możemy dodając mocnego kwasu solnego do stężonego roztworu soli potasowej. Odbywa się wówczas reakcja:



Kwas ten strąca się pod postacią błękitno-białego osadu krystalicznego, jest on jednak bardzo nietrwały i nie będziemy się nim dłużej zajmowali. Wolę pokazać ci kilka innych reakcji żelazocyanku potasowego. Jeżeli, zamiast chlorku żelazowego, wezmę jaką sól żelazawą, naprzykład koperwas żelazny — otrzymam wówczas również osad —

U. Jest on jednak koloru jasnobłękitnego.

N. W stanie zupełnie czystym — jest on biały. Najmniejsza ilość tlenu powoduje zabarwienie. Możesz zauważyć, że u góry — tam, gdzie się bezpośrednio styka z powietrzem — kolor osadu jest ciemniejszy. Jest to sól żelazawa jonu żelazocyanowego. Jakim powinien być skład tej soli?

U. Jon żelazocyanowy jest czterowartościowy, jon zaś żelazawy — dwuwartościowy, potrzebuję więc wziąć tylko dwa jony żelazawe: $\text{Fe}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$.

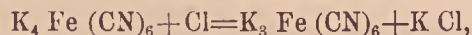
N. Dobrze. Za pomocą więc żelazocyanu potasowego odkryć możemy obecność zarówno jonu żelazowego jak i żelazawego, pierwszy daje osad biały lub jasno-błękitny — drugi zaś — ciemnoniebieski.

U. A gdy oba są obecne?

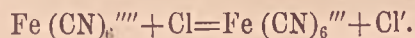
N. Rozpoznamy wówczas tylko sól żelazową, od małych już bowiem ilości tej soli osad zabarwia się na kolor ciemno-niebieski. Dodaję teraz wody chlorowej do roztworu żelazocyanu potasu.

U. Kolor żółty roztworu stał się znacznie ciemniejszym.

N. Tworzy się nowy związek podług równania:



lub też, pisząc jedynie jony, o które nam tu chodzi:



Widzisz więc, iż anjon $\text{Fe}(\text{CN})_6$, który był poprzednio czterowartościowym przemienił się w jon trójwartościowy, przy czem jedna wartościowość przeszła na chlor, który przemienił się w jon chlorowy. Jon $\text{Fe}(\text{CN})_6'''$ nazywa się jonem cyanożelazowym, jego zaś sól potasowa — żelazicyankiem potasu; oto ją masz przed sobą, jest ona koloru ciemnego, czerwono-brunatnego, który przypomina kolor granatu. W wodzie rozpuszcza się dając roztwór koloru mocno-żółtego.

U. Nowy ten jon posiada układ zupełnie taki sam jak i jon poprzedni!

N. Tak, mamy tu do czynienia ze zjawiskiem, podobnym do tego, któreśmy widzieli u jonów: żelazowego i żelazawego, z tą jedynie różnicą, iż tu oba jony są złożone. Nazwy powyższe oznaczają, że jon cyanożelazowy tworzy się z jonu cyanożelazawego przez utlenienie tego ostatniego, podobnie jak jon żelazowy powstaje przez utlenienie jonu

żelazawego. Za pomocą środków odtleniających możemy również otrzymać jon cyanożelazawy z jonu cyanożelazowego.

U. Skąd to jednak pochodzi, że przez utlenienie wartościowości żelaza się zwiększa, wartościowość zaś żelazocyanu — zmniejsza?

N. Pochodzi to stąd, że w żelazie mamy do czynienia z katjonami, tu zaś z anjonami. Ilości elektryczności, towarzyszące tworzeniu się jonów — odpowiadają wartościowości. Proces utlenienia jest dla jonów równoznaczny ze zwiększeniem się ilości elektryczności dodatniej. Gdy więc do czterech jednostki ujemnych jonu cyanożelazawego dodamy jedną dodatnią — pozostaną wówczas trzy jednostki ujemne.

U. Nie zrozumiałem tego dokładnie.

N. Przypominasz sobie, iż u anody, a więc w miejscu, w którym elektryczność dodatnia wstępuje do elektrolitu (str. 72) — z metalu tworzy się odpowiedni jon metalowy. Otóż środki utleniające przemieniają również metale w ich jony; gdy naprzykład, potraktujemy jakikolwiek białym metal wodą chlorową lub kwasem azotowym, wówczas metal ten przechodzi również w odpowiedni jon metalowy. Przy utlenianiu natomiast katjonu np. jonu jodu — takowy przemienia się w odpowiedni pierwiastek, w danym wypadku w jod w stanie wolnym, jest to więc równoznaczne utracie jednostki ujemnego ładunku elektrycznego, ponieważ ładunek dodatni i ładunek ujemny zobojetniają się nawzajem.

U. W takim razie — uważać mogę jony za substancje, posiadające ładunek elektryczny: katjony zawierają ładunek dodatni, aniony zaś — ujemny (str. 71).

N. Słusznie; i przytem jony dwuwartościowe zawierają ładunek dwa razy większy niż jony jednowartościowe, jony trójwartościowe — trzy razy większy i t. d.

U. Lecz w takim razie — dlaczego roztwory soli zawierające jony naładowane elektrycznością, nie dają iskier elektrycznych, nie wywierają wpływu przyciągającego i wogóle nie wykazują żadnych cech charakteryzujących obecność elektryczności?

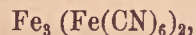
N. Pochodzi to stąd, iż każdy roztwór zawiera jony dodatnie i ujemne w ilościach równoznacznych, tak, że suma ogólna wszystkich ilości elektryczności równa się zeru. Nie mogą więc wobec tego wywierać wpływu na zewnątrz. Nie możemy jednak nigdy przygotować takiego roztworu, w którymby się znajdowały same jony potasu lub też same jony chloru. Roztwór taki posiadałby bardzo silne własności elektryczne.

U. Nie wiemy więc, czy istotnie poszczególne jony posiadają ładunki elektryczne?

N. Wiemy tylko, że gdy metal przechodzi w stan jonu,—wówczas przechodzi do roztworu jednocześnie pewna ilość elektryczności dodatniej; gdy zaś elektryczność dodatnią z roztworu usuniemy, wówczas odpowiednia ilość jonu metalowego przemienić się musi w metal. Fakty powyższe tłumaczą się najlepiej, gdy przypuścimy, iż jony zawierają pewne ilości elektryczności odpowiedniego rodzaju. Nie popełnisz więc żadnego błędu, patrząc na jony, jako na substancje naładowane elektrycznością, chociaż ładunki poszczególne są dla nas niedostrzegalne. Pokażę ci teraz jeszcze kilka reakcji jonu cyanożelazowego. Po dodaniu roztworu jego soli potasowej do roztworu dowolnej soli żelazowej otrzymujemy osad ciemnoniebieski, posiadający taki sam wygląd, jak osad powstały po dodaniu roztworu żelazocyanku potasowego do roztworu soli żelazowej.

U. Czy osady te są identyczne?

N. Nie, posiadają bowiem układ różny. Osad, który teraz widzisz, zawiera dwuwartościowy jon żelazawy i trójwartościowy jon cyanożelazowy posiada więc wzór



zawiera więc ogółem żelazo i cyan w stosunku 5 : 12, wówczas, gdy osad poprzedni wykazywał stosunek 7 : 18. Na 36 więc części cyanu — związek obecny posiada 15 żelaza, związek zaś poprzedni — 14. Widzisz, iż różnica nie jest wielka, obie sole mają też wygląd zupełnie jednakowy i zachowują się też w stosunku do innych substancji w sposób nader zbliżony. Gdy jednak roztwór żelazicyanku potasowego wleję do roztworu soli żelazowej — wówczas nie otrzymam wcale osadu, jedynie ciecz przybierze kolor nieco ciemniejszy.

U. Dlaczego?

N. Ponieważ sól żelazowa jonu cyanożelazowego jest właśnie rozpuszczalna. Możemy więc, opierając się na powyższym, wykryć obecność nader małych ilości soli żelazowej w obecności dużego nadmiaru soli żelazowej, najmniejsza bowiem ilość tej pierwszej powoduje natychmiastowe tworzenie się osadu niebieskiego. Za pomocą soli żelazocyjanowych mogliśmy, odwrotnie, wykazać obecność małych ilości soli żelazowej w nadmiarze soli żelazowej. Na tem kończymy wykład dzisiejszy, zwróćę ci tylko jeszcze uwagę na fakt, iż zarówno sole żelazo — jak i żelazicyanowe są odczynnikami na żelazo, chociaż same żelazo zawierają. Po-

chodzi to stąd, iż żelazo to nie znajduje się w solach tych jako jon, a, tak zwane, odczynniki na metale są zawsze odczynnikami na jony tych metali.

34. Mangan.

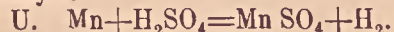
N. Mangan, o którym dziś mówić będziemy, jest pod wielu względami zbliżony do żelaza. Oto jest mangan metaliczny, jest on podobny do żelaza — posiada jednak odcień wyraźnie różowawy. Utlenia się na powietrzu wilgotnym również łatwo, rdza jego jest jednak koloru ciemnobrunatnego. W kwasach rozpuszcza się znacznie łatwiej i szybciej niż żelazo; roztwory posiadają kolor jasno-różowy.

U. Czy mangan używa się do tych samych celów co i żelazo?

N. Nie, w stanie metalicznym mangan znajduje zastosowanie bardzo rzadko — używa się go jedynie do mieszanin czyli stopów iż żelazem w celu uzyskania pewnych korzyści przy otrzymywaniu stali.

U. Co to są stopy?

N. Tworzą się one, jak sama nazwa wskazuje, ze stąpienia dwóch lub większej ilości metali, z wyglądu są one zwykle podobne do metali w stanie czystym i w wielu razach nie są niczem innym jak mieszaninami mechanicznymi metali poszczególnych. Różowe roztwory otrzymywane z manganu metalicznego przy pomocy kwasów są roztworami soli dwuwartościowego jonu manganowego, Mn^{2+} , bardzo zbliżonego do jonu magnezowego. Napisz mi reakcję z kwasem siarczanym.



N. Dobrze. Oto sól, o której mowa, jest ona jak widzisz również koloru jasno-różowego. Żug potasowy lub sodowy strąca z roztworu wodnego tej soli — wodorotlenek manganawy, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, posiadający również kolor różowawy.

U. U brzegów widzę jednak coś brunatnego.

N. Wodorotlenek manganawy zachowuje się zupełnie tak samo, jak wodorotlenek żelazawy, utlenia się mianowicie u powierzchni roztworu, tworząc związek bogatszy w tlen i zabarwiony na kolor brunatny. Ów wodorotlenek wyższy nie jest jednak zasadą, nie jest bowiem w stanie tworzyć soli. Gdybyśmy inną jaką drogą chcieli otrzymać sole manganu trójwartościowego, to takowe rozpadłyby się w rezultacie na kwas wolny i brunatny wodorotlenek manganowy, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, któryby się otrącił. Istnieją natomiast różne in-

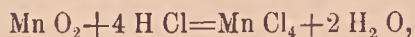
ne związku. Jeden z nich znasz już, jest nim pyroluzyt, czyli dwutlenek manganu, MnO_2 . Czy pamiętasz co o nim?

U. Używaliśmy go do otrzymywania chloru, przyczem tlen jego utleniał wodór chlorowodoru (str. 5).

N. Przyjrzyjmy się obecnie reakcji tej nieco bliżej. Mam tu nieco dwutlenku manganu, otrzymanego sztucznie w stanie mocnego rozdrobnienia; nalewam nań mocnego kwasu solnego.

U. Otrzymuje się ciemny roztwór koloru zielonawo-brunatnego.

N. Tak; tworzy się czterochlorek manganu,



związek ten, będąc ogrzany, rozpada się na chlorek manganawy i chlor wolny,



Masz tu nieco $MnCl_2$ w stanie stałym, jest on również różowawy, jak i inne sole dwuwartościowego jonu manganawego. Ciecz w mej probówce odbarwiła się również po wydzieleniu się chloru.

U. Do jakiej klasy właściwie należy dwutlenek manganu? Zdaje mi się, iż nie jest on ani kwasem, ani zasadą, ani też solą.

N. Substancje takie, jak dwutlenek manganu, nazywamy substancjami obojętnymi. Do takich należy między innymi i dwutlenek węgla. Zresztą — dwutlenek manganu zachowuje się pod niektórymi względami jak bezwodnik nader słabego kwasu dwuzasadowego, H_2MnO_3 , lecz związku, które moglibyśmy uważać za sole tego kwasu, są nader mało różnorodne i bardzo nietrwałe.

U. Mamy więc już trzy różne grupy związków manganu.

N. Oprócz trzech powyższych znamy jeszcze dwie. Oto prażę na kawałku blaszki platynowej mieszaninę węglanów potasu i sodu; mieszanina taka topi się łatwiej niż każda z tych soli zosobna.

U. Jaka jest przyczyna tego?

N. Punkt topliwości każdej substancji obniża się, gdy dodamy doń innej substancji, która w stanie ciekłym miesza się z nią lub też w niej rozpuszcza. Dodaję teraz do mieszaniny odrobinę jakiegokolwiek bądź soli manganu i prażę jeszcze czas jakiś.

U. Mam wrażenie, że masa żarzy się silniej.

N. Zdaje ci się to dlatego, że masa stała się nieprzezroczystą (str. 188). Ochładzam ją teraz.

U. Masa stała się ciemno-zieloną, prawie czarną.

N. Tak, utworzył się nowy związek manganu. Mam tu większą ilość produktu tego, otrzymanego ze sprażania dwutlenku manganu z węglanem potasowym. Kolor zielony jest tak ciemny, iż wydaje się czarnym, gdy jednak odrobinę substancji tej rozpuścimy w wodzie, otrzymamy roztwór pięknego ciemno-zielonego koloru. Jest to sól nowego jonu, który utworzył się z manganu przez połączenie się jego z tlenem. Sól potasowa jonu tego nazywa się manganianem potasu i posiada wzór K_2MnO_4 , a więc układ odpowiadający w zupełności układowi siarczanu potasowego, K_2SO_4 . Obie te sole mają też i jednakowe postacie kryształów, nazywają się przeto solami isomorficznymi, czyli równopostaciowymi. Fakt podobny napotykałeś już przy alunach glinu i żelaza (str. 211). Nowy jon, MnO_4'' nazywa się jonom manganianowym.

U. Roztwór jest teraz niezielony jak przedtem, lecz raczej niebieskawy, lub fioletowawy.

N. Gdy pozostawimy go jeszcze czas jakiś w spokoju, stanie się wreszcie purpurowym. Kolor ten otrzymać też możemy natychmiast, przez dodanie do roztworu odrobiny wody chlorowej.

U. Co za piękny kolor purpurowy! Czy utworzyła się jaka nowa sól? I co się stało z solą uprzednią?

N. To, co cię teraz tak dziwi, było też dawniej przedmiotem podziwu dla chemików, którzy nazwali sól zieloną kameleonem mineralnym, ponieważ zmienia barwę swą jak kameleon. Sam przebieg nie jest trudnym do zrozumienia. Uprzednio mieliśmy w roztworze jony $2K^+$ i MnO_4'' . Po dodaniu wody chlorowej nastąpiła reakcja zupełnie podobna do tej, jaka się odbywa w roztworze żelazocyanku potasowego po dodaniu wody chlorowej. Jeden ładunek ujemny przechodzi z jonu manganawego, MnO_4'' na chlor i tworzy się nowy, jednowartościowy jon, MnO_4' , tak zwany jon nadmanganianowy. Napisz równanie.

U. $MnO_4'' + Cl = MnO_4' + Cl'$. Czy dobrze?

N. Dobrze. Mamy tu, jak widzisz, znów dwa jony, jednakowe co do składu chemicznego, różne zaś co do wartościowości resp. ładunku elektrycznego (str. 219) i mocno różne pod względem własności.

U. Dlaczego roztwór pierwotnie zielony staje się purpurowym sam przez się? Czy utlenia się pod działaniem powietrza?

N. Nie, lecz przemiana ta odbywa się głównie pod działaniem kwasu węglowego znajdującego się w powietrzu. Gdy przyrządzę sobie świeży roztwór zielony i dodam doń jakiegokolwiek bądź kwasu—wówczas przemiana koloru zielonego na purpurowy odbędzie się w mgnieniu oka.

U. Widzę to, lecz zdaje mi się, iż kolor nie jest czysto czerwony, powiedziałbym raczej brunatnawy.

N. Pochodzi to z przyczyn następujących. Aby jon manganianowy przeszedł w jon nadmanganianowy—potrzeba na to by odbył się proces utlenienia, który dokonaliśmy uprzednio za pomocą chloru. Masz tu znów dowód, iż zmniejszenie się ładunku ujemnego jest równoznaczne procesowi utlenienia (str. 219). Gdy zaś dodam jedynie kwasu, wówczas jedna część jonu manganianowego służy do utlenienia drugiej jego części na jon nadmanganianowy, przyczem sama odtlenia się na dwutlenek manganu. Ten ostatni jest w roztworach kwaśnych nierozpuszczalny i wydziela się w stanie stałym, tworząc męty w cieczy, która wskutek tego przybiera kolor brunatny. Równanie reakcji, gdy weźmiemy kwas siarczany—jest następujące:



ponieważ jednak cały proces powyższy jest niezależny od natury kwasu, możemy więc napisać równanie w samych jonach: $3 Mn O_4'' + 4 H^+ = 2 Mn O_4' + Mn O_2 + 2 H_2 O$. Widzisz, iż zużywa się przytem jeden jon wodoru i możesz z tego wnioskować dlaczego przemiana powyższa odbywa się jedynie w roztworach kwaśnych.

U. W jaki sposób obliczać należy kropki i kreski we wzorach jonów?

N. Wiesz już, iż każda kropka oznacza jedną wartościowość katjonu, a więc jeden ładunek dodatni, również — jak każda kreska oznacza jeden ładunek ujemny. Gdy wypiszesz wszystkie jony, znajdujące się w jakimkolwiek bądź roztworze — to zarówno po prawej jak i po lewej stronie znaku równania znajdować się musi tyleż kropek co i kresek, suma bowiem wszystkich ładunków zawsze równać się musi zeru, w przeciwnym bowiem razie roztwór musiałby się zachowywać jak ciało silnie naładowane elektrycznością (str. 219). Gdy zaś piszemy równanie skrócone, w którym opuszczamy jony pozostające bez zmiany — wówczas baczycy jedynie należy, by po obu stronach równania nadmiar kropek lub kresek był jednakowy. W równaniu naszym ostatniem mamy po lewej stronie $3 \times 2 = 6$ kresek i 4 kropki, a więc nadmiar 2 kresek; po stronie zaś prawej mamy dwie

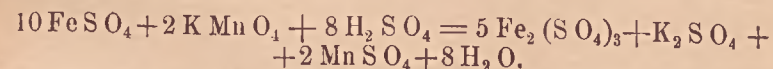
kreski i ani jednej kropki, widzisz więc, iż równanie to napisane jest dobrze. Możemy powrócić do jonu nadmanganianowego: tworzy on z potasem sól, która ze wszystkich nadmanganianów jest najlepiej znaną. Oto sól, o której mowa.

U. Ma ona połysk zupełnie metaliczny.

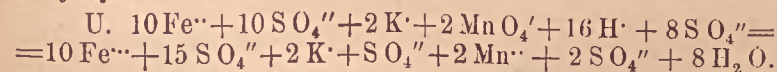
N. Znajduje się to w związku z jej nader mocnem zabarwieniem. Umieszczam parę drobiutkich okruchów soli tej na powierzchni wody w szklance, widzisz, iż tworzą się ciemno-czerwone linje i po zamieszaniu — wszystka woda przybiera kolor czerwony. Nadmanganian potasu jest bardzo energicznym środkiem utleniającym, gdy np. dodam nieco kwasu siarkawego, wówczas roztwór odbarwi się natychmiast, ponieważ jon nadmanganianowy przechodzi w prawie bezbarwny jon manganu dwuwartościowego. Roztwór bardziej stężony zabarwia skórę i wiele innych substancji organicznych na kolor brunatny; utleniając takowe, sam się odtlenia, tworząc dwutlenek manganu, który przylega do substancji jako osad nierozpuszczalny. Można więc używać nadmanganianu potasowego do celów dezynfekcyjnych i do bielenia. Wydzielający się brunatny dwutlenek manganu usuwa się za pomocą dwutlenku siarki. Napisz równanie.

U. $Mn O_2 + SO_2 = Mn SO_4$. Otrzymujemy bezpośrednio siarczan manganianowy. Czy tak jest istotnie?

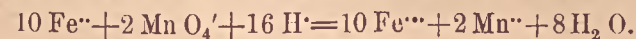
N. Tak, przynajmniej w zasadzie. Oto papier, któremu nadałem kolor brunatny, zanurzając w roztworze nadmanganianu potasu i obmywając go następnie; piszę na tym papierze roztworem kwasu siarkawego, widzisz, iż natychmiast występują białe litery. Własność utleniająca nadmanganianu potasowego znajduje zastosowanie w laboratorium do oznaczania żelaza, czyli jonu żelazawego. Równanie odnośne brzmi:



Napisz mi zamiast tego równania równanie dla samych jonów. Zobaczyć musisz przedewszystkiem jakie masz jony, następnie wykreślić te, które podczas reakcji pozostają bez zmiany. Rozłóż przedewszystkiem wszystkie kwasy i sole na jony.

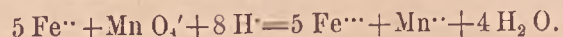


Mogę wykreślić całą masę! W rezultacie pozostanie:



N. Możesz jeszcze podzielić wszystko przez dwa.

U. Pozostanie mi więc tylko:



Równanie to jest rzeczywiście o wiele prostsze.

N. I łatwiej zrozumiałe, mówi ono bowiem: pięć jonów żelazowych utleniają się za pomocą jonu nadmanganianowego przy współudziale ośmiu jonów wodoru na pięć jonów żelazowych i przyczem tworzy się woda i jon manganawy. Pokażę ci teraz reakcję powyższą. Jeżeli do roztworu siarczanu żelazowego, zawierającego wolny kwas siarczany, będę dodawał stopniowo roztworu nadmanganianu potasowego—wówczas po zamieszaniu pałeczką, kolor czerwony znikną w oka mgnieniu. Trwa to czas jakiś—teraz po dodaniu jednej tylko kropli cały roztwór stał się czerwony. Do oznaczeń używa się, naturalnie, ilości odmierzonych lub odważonych i roztwór nadmanganianu umieszcza się w biuretce (str. 19). Nie można jednak używać przytem rurki gumowej z zaciskiem, ponieważ guma podlega działaniu nadmanganianu, używa się natomiast biuretki z kranikiem szklanym. Tym sposobem żelazo, jako sól żelazawa oznacza się szybko i bardzo dokładnie.

U. A jeżeli mamy sól żelazową?

N. Należy ją wówczas odtlenić za pomocą substancji, której nadmiar dałby się usunąć z łatwością (str. 214). W tym celu używa się zwykle cynku metalicznego.

35. Chrom.

N. Ten metal prawie biały, silnie błyszczący, uderzająco twardy jest to chrom, na powietrzu nie ulega zmianie, topi się z wielką trudnością. Chrom tworzy duże piękne kryształy, łupie się łatwo w kierunku płaszczyzn krystalizacji. Ze względu na charakter chemiczny należy do grupy żelaza i manganu, lecz, że tak powiem, jest bardziej skrajnym od manganu. Jako metal czysty jest on znany dopiero od niedawna. Dawniej nie umiano go otrzymywać z powodu bardzo wysokiej temperatury topliwości, dopiero od paru lat zaczęto wyrabiać czysty chrom metaliczny za pomocą glinu. W tym celu mieszamy tlenek chromowy Cr_2O_3 z drobno sproszkowanym glinem, w stosunku ciężarów reakcyjnych i mieszaninę taką zapalamy za pomocą specjalnego lontu, umieszczonego w tej mieszaninie. Wówczas zachodzi reakcja:



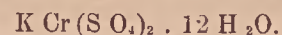
przyczem temperatura podnosi się tak wysoko, że zarówno tlenek glinu, jak i chrom topią się, byleby tylko użyć dość dużej ilości mieszaniny. Otrzymuje się wtedy duży blok metalowy, o budowie grubo-krystalicznej. Chromu używamy do fabrykacji stali, gdyż domieszka chromu podnosi zarówno jej twardość jak i wytrzymałość. Chrom czysty niema w przemyśle zastosowania, jest bowiem za twardy i za kruchy. Na powietrzu i w wodzie nie ulega zmianie żadnej, w kwasach natomiast rozpuszcza się wydzielając wodór i dając roztwór błękitny. Jest to barwa jonu chromowego Cr^{2+} , bardzo zbliżonego do jonów żelazowego i manganowego. Sole jonu chromowego są daleko mniej trwałe od soli żelazowych, gdyż utleniają się już pod wpływem tlenu powietrza, dlatego też są one silnymi środkami odtleniającymi. Widzisz obecnie już zmianę wyglądu roztworu, który przybiera zabarwienie zielonawe, gdyż jon chromawy Cr^{2+} przechodzi w chromowy Cr^{3+} .

U. A więc dwuwartościowe jony oznaczamy—przez końcówkę -a wy, trójwartościowe zaś przez -o wy.

N. Niezawsze, jeżeli dany metal tworzy dwa szeregi związków, wówczas niższy stopień oznaczamy końcówką -a wy, wyższy zaś -o wy. Sole jonu chromowego przypominają sole glinowe lub żelazowe, na przykład: mamy alun chromowy zupełnie podobny do żelazowego, lub glinowego; tu oto masz parę kryształów.

U. Czy to są kryształy naturalne? są tak regularne, jakby je oszlifowano.

N. Alun chromowy posiada wzór chemiczny



Jeżeli pozostawić go krystalizacji naturalnej, wówczas nie otrzymamy tak pięknych kryształów, gdyż jedna powierzchnia przylegać będzie do dna, i ta rozwijać się nie może, dlatego otrzymujemy kryształy nieco nieregularne. Chcąc wykształcić piękny kryształ, należy zawiesić drobny kryształek na nitce w roztworze, z którego chcemy alun wykrystalizować, lub też przewracać od czasu do czasu kryształy leżące na dnie naczynia, tak aby mogły ze wszystkich stron rozwijać się równomiernie.

U. Chciałbym sam zrobić takie kryształy?

N. Alun chromowy bynajmniej nie jest drogi, możesz jednak przerobić to doświadczenie ze zwykłym alunem. Rozpuść pewną ilość tej soli w pięciokrotnej ilości wody, ogrzewając płyn zlekką; następnie pozostaw roztwór przez noc w spokoju, na dnie wydzielią się niewielkie, lecz prawidłowe

kryształy. Nazajutrz należy płyn przefiltrować do czystej zlewki, wybrać największy i najbardziej prawidłowy z pomiędzy tych kryształów i wpuścić go do przesącza; zlewkę z przesączem pokryjesz papierem i pozostawisz przez parę dni w miejscu spokojnym, tak aby temperatura nie ulegała zmianie. Woda będzie się powoli ulatniała, a wskutek tego kryształ będzie wzrastał. Jeżeli w płynie utworzą się inne kryształy, musisz go odfiltrować ponownie i wtedy dopiero porzucić twój kryształ. Od czasu do czasu należy ten kryształ przewracać, tak aby wzrastał równomiernie; rzecz ta wymaga pewnej cierpliwości. Alun chromowy jest najpospolitszą solą chromową; w technice używa się dlatego, że z klejem i żelatyną daje związki nierozpuszczalne. Bliżej tego tłómaczyć ci nie mogę, gdyż należy to do chemii organicznej, tworzy się tu połączenie kleju z wodorotlenkiem chromowym.

U. Nie znam tego związku.

N. Zaraz go otrzymamy: dodaję nieco ługu sodowego do roztworu alunu chromowego; powstaje zielonawy osad $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Jeżeli dodam nadmiar ługu, osad ten rozpuszcza się znowu, tworząc ciecz koloru szmaragdowego.

U. Co się tu odbyło?

N. To, co się odbywa z tlenkiem glinu w tych samych warunkach. Wodorotlenek chromu działać może jako kwas bardzo słaby, a więc wodór jego może być zastąpiony przez metale. Roztwór ten jest bardzo nietrwały, już przy ogrzewaniu osadza się wodorotlenek chromowy napowrót.

U. Dlaczego podczas ogrzewania trzeba co chwila wyjmować próbkę z ognia?

N. Dlatego, że w przeciwnym razie płyn z łatwością mógłby wyskoczyć z epruwetki. Jeżeli ogrzewamy płyny alkaliczne w naczyniu szklanym, wówczas płyny te tak dokładnie maczają szkło, że z łatwością może nastąpić przegrzanie zanim para się utworzy. Jeżeli teraz utworzy się pierwszy pęcherzyk pary, wówczas z powodu przegrzania płynu powstaje gwałtownie tak znaczna jej ilość, że wyrzuci płyn z próbki. Oto właśnie płyn wyprysnął. Jeżeli płyn padnie na papier, należy to miejsce obmyć słabym kwasem octowym, aby ług sodowy przeszedł w octan sodu, który nie ma własności gryzących.

U. Osad ten ma piękną barwę zieloną.

N. To też zarówno wodorotlenek chromu, jak i tlenek chromowy znajduje zastosowanie w malarstwie. Przyrządzając różnym sposobem ten preparat, otrzymujemy różne odcienia farby zielonej, bardzo zresztą cennej, gdyż nie zmie-

nia się ona ani na powietrzu, ani na świetle. Chrom w naturze spotyka się jako żelaziak chromowy $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ minerał ten jest materiałem, z którego otrzymujemy wszystkie inne związki chromowe. Skład tego minerału przypomina skład tlenku magnetycznego, z tą jedynie różnicą, że zamiast trójwartościowego żelaza mamy trójwartościowy chrom. Żelaziak chromowy posiada nawet tę samą postać krystaliczną, oba te związki są tedy izomorficzne.

U. Alun chromowy i alun żelazny były również izomorficzne, czy wszystkie związki odpowiednie chromu i żelaza mają tę własność?

N. Wszystkie — nie, lecz większość. Dlatego też same pierwiastki uważamy za homologiczne, gdyż większość ich związków ma podobną budowę krystaliczną. Jednakże najważniejsze związki chromu nie są zasadowe, lecz przeciwnie kwasowe jako pochodne kwasu chromowego. Stapiam nieco soli chromowej z ługiem na druciku platynowym zupełnie tak, jak to robiłem z manganem.

U. Otrzymujemy szkło żółte, nie zaś zielone.

N. Chromiany mają barwę żółtą, roztwory ich również są podobnie zabarwione. Gdy jednak dodam nieco kwasu, płyn przyjmuje odcień pomarańczowo-czerwony.

U. Czy niema tu podobieństwa do kameleonu?

N. Nie, zachodzi tu inne zjawisko. Tu oto masz chromian potasowy K_2CrO_4 sól żółtą, pod względem składu chemicznego i postaci krystalicznej podobną do siarczanu potasowego, lub też do manganianu potasu. Jeżeli sól tę będę ogrzewał w próbce, przybiera ona barwę czerwoną, po ostudzeniu znowu przechodzi w żółtą.

U. Czy może zachodzi tu jaka reakcja chemiczna?

N. Właściwie żadna. Wiesz już o tem, że ciała mają wtedy kolor żółty, gdy pochłaniają promienie fioletowe. Jeżeli będziemy ciało to ogrzewać, wówczas pas promieni pochłoniętych przesuwają się w kierunku niebieskich i zielonych, stąd też pochodzi zmiana zabarwienia. Zarówno jak objętość i inne własności ciała zmieniają się pod wpływem temperatury, tak również i własność pochłaniania tych lub innych promieni widma. Roztwór wodny chromianu potasowego ma kolor żółty, który zawdzięcza jonowi chromianowemu CrO_4^{2-} . Jon ten pod wieloma względami przypomina jon siarczany, przypomnij sobie odczynnik na ten ostatni.

U. Jon barowy, który tworzy z jonem siarczanym białe osad.

N. Jeżeli teraz wprowadzę do żółtego roztworu chromianu potasowego jon barowy, np. jeżeli doleję chlorku ba-

rowego, otrzymam jasno-żółty osad chromianu barowego. Chromian barowy $BaCrO_4$, jest równie trudno rozpuszczalny, jak siarczan barowy; jest on rozpuszczalny tylko w kwasie solnym, podczas gdy siarczan barowy tej własności nie posiada.

U. Roztwór staje się pomarańczowym.

N. Dlatego, że tworzy się nowy jon, jak ci to zaraz udowodnię. Jeżeli do roztworu chromianu potasowego dodać kwasu i pozostawić płyn krystalizacji, wówczas osadza się sól pomarańczowa dwuchromian potasu $K_2Cr_2O_7$. Jest to sól potasowa innego jonu dwuchromianowego Cr_2O_7'' .

U. W jaki sposób dwuchromian utworzył się z chromianu?

N. Na to pytanie możesz sam sobie odpowiedzieć; napisz równanie działania kwasu siarczanego na dwa mole chromianu potasu.

U. $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$. Równanie wypada dobrze, lecz tworzy się przy tej reakcji woda.

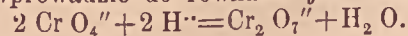
N. Pokażę ci jeszcze jedno doświadczenie, zanim ogół tych stosunków sformułuję. Gdy dodam stężonego kwasu siarczanego do roztworu stężonego dwuchromianu potasu, powstanie błyszczący osad barwy cynobru, który posiada skład chemiczny CrO_3 ; jest to bezwodnik kwasu chromowego.

U. To przypomina zupełnie kwas siarczany. SO_3 bezwodnik siarczany; H_2SO_4 — kwas; zatem kwas chromowy musi mieć skład H_2CO_4 .

N. Tak jest, na nieszczęście nie znamy wolnego kwasu chromowego. Ze istnieje jon chromianowy CrO_4'' analogiczny do siarczanego SO_4'' , o tem przekonywa nas skład chromianów. Ilekroć tylko probujemy otrzymać wolny kwas chromowy, tworzy się zawsze bezwodnik, zupełnie tak, jak bezwodnik siarkawy, lub węglowy. Tu oto widzisz preparat trójtlenku chromowego lub bezwodnika chromowego CrO_3 , otrzymujemy go obecnie w dużych ilościach dla celów technicznych; tworzy on błyszczące igły ciemnoczerwone.

U. Jak powstaje ta sól czerwona?

N. Jon dwuchromianowy możemy uważać za związek bezwodnika z jonem chromowym $CrO_4'' + CrO_3 = Cr_2O_7''$; powstaje on zawsze, gdy jon chromowy, spotyka wolny kwas chromowy, czyli gdy roztwór posiada odczyn kwaśny. Możemy zatem wprowadzić do równania jon wodorowy:



U. A jeśli reakcja płynu stanie się alkaliczną?

N. Wówczas utworzy się znowu jon chromianowy. Jon dwuchromianowy daje z hydroxylami jon chromianowy i wodę. Napisz to równanie!

U. $Cr_2O_7'' + 2OH^- = 2CrO_4'' + H_2O$. Wypada dobrze, ale te równania istotnie godne są podziwu.

N. Sprawdźmy to teraz doświadczalnie. Do roztworu pomarańczowego dwuchromianu potasu dodaj nieco ługu, lub amonjaku.

U. Roztwór przybiera kolor żółty.

N. Na tem moglibyśmy zakończyć wykład o własnościach chromu. Chcę ci jednak pokazać pewną reakcję, aby ci ilustrować techniczną wartość chromu; Zwilżam pasek papieru roztworem kleju z farbą i dwuchromianem potasu, poczem suszę go w ciemności. Obecnie wkładam go do połowy w książkę, tak aby część wystawała na zewnątrz i wystawiam na działanie słońca w ciągu paru minut. Teraz papier wyjmuję i przemywam wodą ciepłą. Klej daje się odmyć tylko w tych miejscach, które nie były wystawione na działanie słońca. W ten sposób można fotografować dowolne rysunki, jeżeli światło działa przez negatyw na papier preparowany.

U. To ciekawe, jak się to odbywa?

N. Mówiłem ci już poprzednio, że pod wpływem soli chromowych klej staje się nierozpuszczalnym. Pod wpływem światła klej i wiele innych substancji organicznych redukuje kwas chromowy na sole chromowe, odejmując im tlen; sole chromowe łączą się z klejem, tworząc związki nierozpuszczalne. Podobnie działa guma; jeżeli pokryjemy papier mieszaniną gumy z farbą i dwuchromianem potasu, to taki papier może służyć do kalkowania i w handlu mamy takie reprodukcje, znane pod nazwą fotodruków. Możesz sam przyrządzić sobie taki papier dowolnej barwy. Za negatyw najlepiej posłużyć może liść wysuszony i wyluskany, tak aby zostały tylko nerwy. Kopję zrób tak, jak się robi kopję fotograficzną, t. j. włóż papier wraz z liściem między dwie płytki szklane i zaciśnij klamrami, tak aby liść był nieruchomy. Potem wystaw na działanie słońca w ciągu paru minut, lub dłużej, jeśli dzień jest pochmurny, gdyż wtedy działanie światła znacznie jest słabsze.

U. Czy papier muszę preparować w ciemni?

N. Bynajmniej, możesz to zrobić przy świetle lampy; należy tylko papier suszyć w ciemności, najlepiej w dużym zamkniętym pudełku. Jeśli nawet światło dzienne padnie na papier w ciągu paru sekund, to nie szkodzi; szkodliwym

jest tylko dłuższe jego działanie, wówczas cała powierzchnia stanie się nierozpuszczalną.

36. Kobalt i nikiel.

N. Oba te metale, o których dzisiaj pomówimy, należą wprawdzie do grupy żelazowców, lecz pod względem swych własności bardziej się różnią od chromu, niż żelazo i mangan. Z pomiędzy związków chromu najważniejszym i najtrwalszym jest kwas chromowy, który uważać należy za najwyższy stopień utlenienia; tymczasem najważniejsze i związki niklu i kobaltu odpowiadają najniższemu stopniowi utlenienia typu M O. Opisz mi kobalt metaliczny, który ci teraz pokazuję.

U. Barwa kobaltu jest szara, nieco jaśniejsza, niż barwa żelaza. Wydaje się być bardzo kowalnym, brak również wszelkiego śladu rdzewienia.

N. Kobalt w rzeczy samej nie zmienia się na powietrzu. Topi się trudno, punkt topliwości leży jednak nieco niżej niż żelaza, chromu lub manganu. W stanie metalicznym kobalt zastosowania nie ma. W kwasach rozpuszcza się bardzo powoli, wydzielając wodór, łatwo natomiast w rozcieńczonym kwasie azotowym. Czy wiesz, dlaczego metale tej grupy najłatwiej rozpuszczają się w tym właśnie kwasie?

U. Chyba dlatego, że wodór nie ulatnia się w stanie wolnym, lecz utlenia się na wodę.

N. Dobrze; ulatniają się za to niższe tlenki azotu. Widzisz, jak kobalt szybko się rozpuszcza w rozcieńczonym kwasie azotowym; roztwór ma barwę różową.

U. Jest to barwa charakterystyczna jonu kobaltowego?

N. Tak jest. Przy reakcji tworzy się azotan kobaltu $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, którego roztwór zawiera jon kobaltowy Co^{++} . Wszystkie sole kobaltowe w roztworach rozcieńczonych mają podobno zabarwienie. Roztwory stężone natomiast wykazują niekiedy inne barwy, a mianowicie niebieską, gdyż sole te są wtedy niezupełnie zdysocjowane, to znaczy, że sole nie zdołały rozłożyć się zupełnie na wolne jony. Z pomiędzy tych soli wymienię ci:

azotan kobaltu $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$

siarczan kobaltu $\text{CoSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

chlerek kobaltu $\text{CoCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Sole te, o ile zawierają wodę krystalizacyjną, mają kolor różowy, o ile zaś ją utracą przez ogrzewanie, przybierają niekiedy zabarwienie szafirowe.

U. Jedna z mych farb nazywa się błękitem kobaltowym.

N. Jest to szkło kobaltowe, czyli krzemian podwójny sodu i kobaltu. Szkło szafirowe zabarwione jest kobaltem. Jeżeli tedy przyrządzimy szkło tak mocno zabarwione, że nawet po sproszkowaniu zachowuje kolor niebieski, to otrzymamy farbę mineralną, nadzwyczaj oporną na działanie światła i wilgoci; delikatniejsze gatunki tej farby używają się w malarstwie.

U. Raz wieczorem w czasie mgły zbliżała się dorożka, której latarnia zdaleka wydawała się czerwoną, po zbliżeniu się barwa przeszła w niebieską, i rzeczywiście szkło tej latarni było niebieskie, jakem się przekonał.

N. Było to szkło kobaltowe. Jeżeli badać przez pryzmat światło, które szkło takie przepuszcza, to przekonamy się, że przechodzą nie tylko promienie niebieskie, lecz i czerwone, których ono nie pochłania. Dlatego też światło to ma odcień fioletowy. Jeżeli wieczorem panuje mgła, wówczas promienie czerwone przechodzą dalej przez nią, niż niebieskie, o czym się łatwo możesz przekonać, gdyż podczas mgły wszystkie światła lamp mają odcień czerwony. Prawdopodobnie świeca w latarni na wilgoci nieco kopcila, wskutek czego promienie czerwone przeważały. Dlatego też z oddala dochodziły do ciebie tylko czerwone promienie z niebieskiej latarni, podczas gdy z bliska niebieskie promienie przeważały i maskowały czerwone. Pokażę ci przemianę różowej soli kobaltowej w niebieską w takiej formie, która dawnych chemików wprawiała w podziw. Robię parę kresek roztworem różowej soli kobaltowej na papierze. Należy jednak unikać pióra stalowego, gdyż żelazo rozkłada sole kobaltowe. Gdy kreski wyschną, nie widać ich na papierze, gdyż są zbyt blade. Teraz ostrożnie ogrzewam papier.

U. Kreski są widoczne, mają piękną barwę błękitną. Jakie to piękne doświadczenie! Czy kwiaty sztuczne, które służą do przepowiadania pogody nie są czasem barwione kobaltem? Na pogodę są błękitne, na deszcz zaś różowe.

N. Słusznie; kwiaty te zrobiono z tkaniny napojonej stężonym roztworem azotanu kobaltowego: w suchym powietrzu azotan kobaltu traci wodę i przybiera kolor błękitny, na wilgoci zaś pochłania wodę z powietrza i tworzy drobne kryształki różowe.

U. Czy takie kwiaty na pewno przepowiadają pogodę?

N. Kwiaty przepowiadać nie mogą: wskazują one tylko względny stopień wilgoci. Ponieważ jednak większe jest prawdopodobieństwo, iż będzie deszcz, wówczas, gdy powie-

trze jest wilgotne, niż wówczas, gdy jest suche, stąd też wnioskować można o możliwości deszczu. Obecnie chcę ci jeszcze pokazać wodorotlenek kobaltu, jakby go otrzymać?

U. Należy do roztworu soli kobaltowej dodać nieco ługu, wówczas wodorotlenek opadnie, jeżeli jest nierozpuszczalny. Oto jest ten osad, ma on barwę brudno-niebieską.

N. Dobrze. To mniej więcej wszystko, com ci chciał pokazać i powiedzieć o kobalcie. Wprawdzie tworzy on jeszcze inne związki, lecz są one skomplikowane i trudne.

U. Czy kobalt nie tworzy połączeń, któreby zawierały więcej tlenu niż tlenek Co O?

N. Owszem znamy dwa takie związki: CO_2O_3 i Co_3O_4 odpowiadające tlenkowi żelaza magnetycznego: pierwszy jest bardzo nietrwały, drugi zaś znacznie trwalszy, ma kolor czarny i używa się do malowania porcelany.

U. Czy na czarno?

N. Nie, na niebiesko. Tlenek ten topi się z glazurą porcelany i tworzy szkło niebieskie. Ponieważ przy wypalaniu szkło to nieco się rozpuszcza w glazurze, to też i desień niebieski na porcelanie zawsze jest nieco rozlany, tak jak pismo na wilgotnym papierze; przypatrz się uważnie talerzom porcelanowym z deseniem niebieskim, a łatwo to spostrzeżesz. Lecz obecnie musimy zająć się nikiem. Metal ten, odznaczający się dużą twardością i opornością na działanie wilgoci i powietrza, posiada piękny połysk i barwę jasno żółtawą; znajduje on liczne zastosowania w praktyce bądź sam, bądź też jako pokrycie innych metali.

U. Dlaczego różne przedmioty niklowane nazywają: galwanicznie niklowanemi?

N. To znaczy, że nikiel osadzony był na żelazie za pomocą prądu elektrycznego. Widzę, że nie rozumiesz wyrazu galwanizować. Galvani pierwszy spostrzegł, że przy zetknięciu dwóch różnych metali z płynem powstaje prąd elektryczny. Współcześni mu uczeni znali tylko elektryczność powstającą przez tarcie, lub też elektryczność atmosferyczną; stąd też nazwano tę elektryczność galwaniczną, a całą naukę o prądach—galwanizmem. Zresztą Galvani miał o całej sprawie zupełnie fałszywe wyobrażenia, sprostował nieco te poglądy Volta, a dopiero następnie Rötter i Faraday poznali istotną zależność zjawisk elektrycznych od chemicznych. Dzisiaj podam ci tylko najważniejsze wiadomości o galwanicznym osadzaniu metali. W jaki sposób prąd galwaniczny działa na elektrolit?

U. Elektryczność dodatnia unosi katjon, ujemna zaś—anjon.

N. A w miejscu, gdzie elektryczność wychodzi z elektrolitu?

U. Tam osiadają jony, gdyż w przewodnikach elektryczność krąży sama.

N. Dobrze; lecz jon metaliczny pozbawiony ładunku elektrycznego—to zwykły metal. Jeżeli tedy za katodę użyjemy jakiś przedmiot metaliczny, to metal drugi, który mamy w roztworze, osiadzie na nim i utworzy cienką warstwę. Im dłużej prąd przepuszczać będziemy, tem ta warstwa stanie się grubszą. Jeżeli przedmiot, który w ten sposób pokrywamy metalem, był przedtem oczyszczony i dobrze opolerowany, to warstwa pokrywająca może się trzymać nawet bardzo długo. W ten sposób możemy dany przedmiot metaliczny pozłocić, posrebrzyć, pokryć miedzią, lub poniklować. Nietylko za pomocą galwanizowania możemy „poniklować” dany przedmiot; można również blachę żelazną pokryć cienką blachą niklową i razem je na gorąco przewalcować: w ten sposób otrzymamy doborowy materiał, gdyż oba metale doskonale się spajają. Można też dodać niklu do roztopionej stali i otrzymać tak zwaną „stal niklową”, która ma bardzo duże zalety. Pod względem własności chemicznych nikiel odznacza się trudną rozpuszczalnością w kwasach, za wyjątkiem słabego kwasu azotowego: pod tym względem przypomina on kobalt.

U. Wszak nikiel rozpuszczając się w kwasie, daje rozczyn zielony?

N. Tworzy się azotan niklu $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, który zawiera jon nikławy Ni^{++} . Sole nikłowe w stanie czystym, gdy zawierają wodę krystalizacyjną, mają mocny kolor zielony, pozbawione wody, są żółte. Najważniejszą z pomiędzy nich jest siarczan nikłowy, używany do niklowania różnych przedmiotów. Wodorotlenek niklu otrzymuje się przez działanie ługu sodowego na sole niklu, przedstawia się jako osad zielonkawy. Sprobuj otrzymać go przez działanie amonjaku na siarczan nikłowy.

U. Powstaje ten sam osad.

N. Dodaj więcej amonjaku!

U. Wszystko się rozpuszcza, lecz płyn przybiera kolor ciemno-szafirowy. Co tu zaszło?

N. Ponieważ płyn zmienił barwę, musisz więc wnioskować, że jony nikławe znikły; utworzył się jon złożony $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4^{++}$.

U. Na jakiej zasadzie?

N. Gdyż z tego roztworu można otrzymać sól w stanie stałym o składzie $\text{Ni}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$. Sól ta zresztą szcze-

gólnej doniosłości nie posiada; wspomniałem o niej, aby ci pokazać, że amonjak chętnie tworzy jony złożone z metalami ciężkimi. Oprócz tlenku zwykłego nikiel tworzy wyższy tlenek Ni_2O_3 , który jest jeszcze mniej trwały niż tlenki wyższe kobaltu. A zatem nikiel uważać należy za metal dwuwartościowy, analogiczny do wapnia i magnezu. Jest to cecha rzadka u metali ciężkich, gdyż mają one zwykle własność tworzyć z tlenem związki zarówno wyższe, jak i niższe. Wyłącznie dwuwartościowym jest cynk, którym zajmujemy się na następnej lekcji.

37. Cynk.

N. Co możesz o cynku powiedzieć?

U. Jest to metal biały niezbyt twardy, który w wilgotnym powietrzu traci połysk; w kwasach rozpuszcza się nadzwyczaj łatwo, wydzielając wodór.

N. Tak jest. Punkt topliwości cynku wynosi $420^{\circ} C.$, a zatem o wiele niżej, niż poprzednich metali. Jeżeli ogrzejemy cynk mocno na powietrzu, wówczas pali się on jasnym płomieniem, przechodząc w biały tlenek cynku ZnO . Jeżeli zaś ogrzewać go będziemy bez dostępu tlenu, wówczas cynk zacznie wrzeć przy temperaturze 950° .

U. Czy cynk naprawdę może parować?

N. W istocie zarówno jak i rtęć. Zmierzono nawet dokładnie gęstość pary cynkowej, która wynosi 65; ciężary więc związkowy i molowy są więc jednakowe. Skład cząsteczki cynku w stanie pary wyraża wzór: Zn .

U. Jednakże to zupełnie się różni od metaloidów; ciężar molowy zawiera stale dwa lub nawet więcej ciężarów związkowych.

N. Cynk nie stanowi wyjątku, gdyż i inne metale, o ile je zbadano, wykazują te same własności w stanie pary. Najwcześniej zbadano parę rtęci; mol rtęci w stanie pary wyraża wzór Hg , a nie Hg_2 lub Hg_4 ; od czego zależy ta własność metali, dotąd niewiadomo. Znasz zapewne użycie cynku w życiu potocznym.

U. Naturalnie. Blachy cynkowej używamy na pokrycie dachów, do wyrobu wanien i t. d.

N. Użycie cynku polega na tem, że opiera się on dobrze działaniu wilgotnego powietrza. Właściwie tlen powietrza działa nań jeszcze łatwiej niż na żelazo, lecz tworzy cieniutką warstwę, która dobrze przylega do metalu i chroni go od dalszego działania powietrza; pod tym wzglę-

dem cynk przypomina glin. Dlatego też przedmioty żelazne niejednokrotnie pokrywamy cynkiem, aby je uchronić od działania powietrza, tak np. mamy obecnie w handlu blachę żelazną, drut żelazny „galwanizowany” i t. p.

U. „Galwanizowany”—czy to ma co wspólnego z elektrycznością?

N. Pod pewnym względem tak. Już ci dawniej mówiłem, że gdy dwa metale różne zetkną się jednocześnie z ciekłym przewodnikiem elektryczności, powstaje stan napięcia elektryczności, a najczęściej powstaje również prąd. Wskutek prądu mamy zjawisko elektrolizy, która utlenia jeden z tych dwóch metali. Jeżeli mamy parę: cynk—żelazo, wówczas ulegnie działaniu cynk. Pokrycie żelaza warstewką cynku zabezpiecza żelazo od niszczącego wpływu powietrza i wody, na który wystawiony jest jedynie cynk, cynk zaś wytrzymuje to niszczące działanie daleko lepiej niż żelazo. Niedługo powrócę do tej sprawy i dlatego dziś daję tylko bardzo skąpe objaśnienia. Oprócz tego cynk służy do otrzymywania stopów, stop cynku z miedzią zwiemy mosiądzem, stop miedzi i niklu z cynkiem—nowem srebrem. Muszę ci zwrócić uwagę na pewną formę, w jakiej się niekiedy cynk spotyka w handlu, na pył cynkowy.

U. Czy to podobne do metalu? Szary ten pyłek nie posiada metalicznego połysku.

N. Połysk metaliczny zobaczysz zaraz, rozetrzyj tylko pył cynkowy w moździerzu.

U. W jaki sposób otrzymać cynk w postaci pyłu?

N. Powstaje on przy fabrykacji cynku, jako odpadek. Ponieważ cynk jest lotny, nie można wytopić go w piecu otwartym, tak jak żelazo, lecz należy go oddystylować. Przytem pierwsze frakcje pary zgęszczają się na pył, dopóki odbieralnik się nie ogrzeje, dopiero gdy temperatura odbieralnika podniesie się do 420° , wówczas pojedyncze cząstki metalu zlewają się, tworząc krople, które spadają na dno. Pyłku cynkowego używamy jako środka redukującego, gdyż posiada on olbrzymią powierzchnię, np. chcąc żelazowy odtlenić na żelazawy, jak to ma miejsce niejednokrotnie przy analizie chemicznej. Możesz to doświadczenie przerobić z łatwością. Przez ogrzewanie z pyłkiem cynkowym żółty roztwór chlorku żelazowego przejdzie w bezbarwny roztwór chlorku żelazawego.

U. Zrobię następnie próbę z żelazicyankiem potasu, czy jon żelazowy całkowicie przeszedł w żelazawy?

N. Zauważyłeś już, że roztwory, które powstają przez działanie kwasów na cynk, są bezbarwne. Zawierają one bez-

barwny dwuwartościowy jon Zn^{2+} , bardzo podobny do jonu żelazawego, manganawego, i magnezyowego. Z pośród soli wymienie siarczan cynku $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$; jest to sól biała łatwo rozpuszczalna w wodzie; ma liczne zastosowania w technice i w medycynie. Dalej wskażę ci chlorek cynku $ZnCl_2$ sól również bezbarwną, nadzwyczaj łatwo rozpuszczalną w wodzie. Roztworem chlorku cynkowego napawamy podkłady kolejowe, aby je uchronić od działania grzybków, powodujących szybkie gnicie podkładów.

U. Na czym polega działanie soli cynkowych?

N. Jon cynkowy jest trucizną; nie jest to trucizna gwałtowna, ale w każdym razie dosyć mocna, aby zabić drobnoustroje. Chlorek cynku służy oprócz tego do lutowania podobnie jak salmiak, sposób działania jest identyczny.

U. Widzę, że wodorotlenek cynku jest biały jak wszystkie związki cynkowe; spostrzegam także, iż rozpuszcza się w nadmiarze ługu sodowego.

N. Spróbuj sobie to objaśnić.

U. Mamy tu to samo zjawisko, co przy glince lub wodzianie chromu, wodzian cynku działać może również jako słaby kwas?

N. Bez wątplenia. Amonjak również strąca z roztworu soli cynkowych wodzian cynku, który następnie rozpuszcza się w nadmiarze amonjaku; przyczyna jednak tego jest inna; mamy tu to samo zjawisko, co przy niklu, a mianowicie:

U. Przez połączenie amonjaku z jonem niklowym powstał nowy jon złożony. Jeżeliby coś podobnego tu zachodziło, to roztwór musiałby zmienić barwę, a jednak pozostaje bezbarwnym, jak woda.

N. Prawdopodobnie też roztwór zmienił swą barwę, lecz my nie możemy tego dostrzedz.

U. Nie rozumiem tego.

N. Wiesz już, że barwa danego ciała zależy od tego, jakie promienie ono pochłania. Ale, oprócz promieni widzialnych, mamy promienie o większej lub mniejszej ilości drgań na sekundę, które dla nas pozostają niewidocznymi. Możemy je skonstatować przez te efekty cieplikowe, lub chemiczne, które one wywierają, na oko nasze jednak nie działają wcale. Jeżeli dane ciało pochłania tylko promienie dla nas niewidzialne, to tego nie widzimy, gdyż światło przechodzi przez nie całkowicie. Nie możemy również zauważyć zmiany zabarwienia, gdy zmiana ta zajdzie w tej części widma, która dla nas jest niewidzialną.

U. Czy można dowieść, że tak jest istotnie?

N. Naturalnie, że można, trzeba tylko badać pole promieni niewidzialnych (ultrafioletowych) za pomocą odpowiednich przyrządów. Badania soli cynkowych nieprzeprowadzono, natomiast w wielu podobnych wypadkach badanie dało wynik pomyślny. Że istnieją złożone jony cynko amonjakowe dowodzi fakt, że znamy połączenia tych jonów w stanie stałym. Jeżeli wodorotlenek cynku utraci wodę, wówczas przechodzi on w tlenek cynkowy ZnO biały proszek, który tworzy się również przy spalaniu cynku na powietrzu. W handlu znany jest pod nazwą bieli cynkowej. Obecnie zajmujemy się nieco siarczkiem cynkowym. Czy przypominasz sobie ten związek?

U. Jest to biały osad, który otrzymujemy, przepuszczając strumień siarkowodoru przez roztwór soli cynkowych; jest to jedyny osad białego koloru, który tworzy siarkowodor.

N. Ta właśnie cecha, że siarczek cynku jest biały, ogromnie ułatwia wykrycie cynku w analizie. Siarczek cynku tworzy najważniejszy z minerałów cynkowych — blendę cynkową, widzisz oto parę kawałków.

U. Nie są one jednak białe lecz żółte, lub brunatne.

N. Zależy to od domieszki żelaza, której minimalne nawet ilości zabarwiają blendę cynkową na żółto. Chcąc z blendy otrzymać cynk metaliczny, należy ją poprzednio wyprażyć, czy wiesz co to znaczy?

U. Znaczy to silnie ogrzać.

N. Ale tak, aby powietrze miało zupełnie swobodny dostęp; czyli właściwie — utlenić w wysokiej temperaturze. Jaka reakcja tu zachodzi?

U. Siarka przechodzi w dwutlenek siarki, cynk w tlenek cynkowy.

N. Napisz równanie.

U. Siarka potrzebuje 2 ch tlenów, cynk — jednego — razem trzy: $ZnS + 3O = ZnO + SO_2$. Wszak z dwutlenku siarki otrzymuje się kwas siarczany?

N. Tak jest. Poniekąd robimy to ze względów ekonomicznych, poniekąd zaś dlatego, że duże ilości dwutlenku siarki szkodzą roślinom. Chcąc otrzymać z tlenku cynkowego metal, mieszamy go z węglem i ogrzewamy mieszaninę w retortach. Retorty te nie są z kształtu podobne do tych, których my używamy w laboratorjach, lecz są to rury gliniane, zamknięte z jednego końca, ułożone razem po kilka lub kilkanaście w jednym piecu.

U. Z pary cynkowej powstaje najpierw pył cynkowy, następnie metal ciekły.

N. Oprócz blendy cynkowej spotykamy w przyrodzie inny minerał—mianowicie węglan cynku, zwany galmanem szlachetnym, z którego również wytapiamy cynk. W jaki sposób moglibyśmy otrzymać sztucznie węglan cynku?

U. Z tlenku cynkowego i dwutlenku węgla.

N. Nie jest to droga odpowiednia, gdyż tlenek cynkowy jest bardzo słabą zasadą, dlatego też będzie bardzo słabo wiązał dwutlenek węgla. Poczem poznajesz że dana zasada jest słabą?

U. Po tem, że sole jej dają reakcję kwaśną, gdyż woda je rozkłada.

N. Dobrze. Jeżeli rozpuścisz siarczan cynkowy w wodzie, to roztwór da z lakmusem reakcję kwaśną. Spróbujemy otrzymać węglan cynku inną drogą: a mianowicie tak, aby jon węglowy w roztworze spotkał jon cynkowy. Wszystkie węglany metali ciężkich są w wodzie nierozpuszczalne, i jeżeli jony tych metali spotykają jon węglowy, wówczas opada natychmiast z roztworu osad odpowiedniego węglanu.

U. Czy zawsze w takim razie osadza się sól nierozpuszczalna?

N. U soli obojętnych zawsze to ma miejsce. Zawsze z roztworu, który zawiera najrozmaitsze jony, osadza się ta sól, która jest najmniej rozpuszczalna, pod warunkiem, aby tych jonów było więcej, niż potrzeba do utworzenia roztworu nasyconego. Litry wody rozpuszcza 0,0015 gr. chlorku srebrowego. Jeżeli tedy w roztworze mamy więcej jonów chloru i srebra, niż ta ilość, to osad chlorku srebra natychmiast się utworzy; jeżeli zaś będzie ich mniej, — to osadu nie będzie. Biorę tedy jon cynkowy w postaci roztworu siarczanu cynku i jon węglanowy w postaci roztworu sody i dolewam jeden płyn do drugiego.

U. Powstaje natychmiast biały osad.

N. Jest to węglan cynkowy. Jednakże mamy tu to samo zjawisko, jakie przedstawia węglan magnezjowy: zachodzi tu częściowy rozkład przez wodę, gdyż zarówno jon kwasowy, jak i zasadowy są słabe: toteż osad nie przedstawia czystego węglanu cynkowego, lecz mieszaninę węglanu z wodorotlenkiem cynku. W jaki sposób możemy z węglanu cynku otrzymać napowrót tlenek? Przypomnij sobie węglan wapnia.

U. Prawdopodobnie przez ogrzewanie; zajdzie wtedy reakcja: $\text{Zn CO}_3 = \text{Zn O} + \text{CO}_2$.

N. Tak jest w istocie, reakcja ta odbywa się z wielką łatwością. Wrzucam nieco węglanu cynkowego do tygla

porcelanowego i ogrzewam na palniku gazowym: obserwuj przebieg zjawiska.

U. Proszek staje się żółtym, a zatem to nie może być tlenkiem cynku.

N. Odstawiam palnik, przyjrzyj się teraz temu proszkowi.

U. Żółta barwa proszku blednie, obecnie jest on już całkiem biały.

N. Masz tu przykład poprzednio (str. 233) opisanego zjawiska. Zimny tlenek cynkowy pochłania tylko promienie ultrafioletowe, dla nas nie widzialne. Jeżeli jednak ogrzejemy tlenek cynkowy, wówczas pochłaniać on będzie więcej promieni, a mianowicie promienie fioletowe. Jeżeli barwie białej, która jest mieszaniną wszystkich barw tęczy, odejmiemy promienie fioletowe—

U. Wówczas stanie się ona żółtą. Obecnie pojąłem rolę promieni niewidzialnych.

N. Wiesz już teraz, jak otrzymać z węglanu cynkowego, którego w przyrodzie mamy podostatkiem, tlenek cynku, a z tego ostatniego cynk metaliczny. Dorzucę jeszcze, że cynk stanowi część składową wielu ogniw galwanicznych, w których wytwarzamy energję elektryczną kosztem energii chemicznej cynku; dokładniejsze wiadomości o tem będę na lekcji następnej.

38. Miedź.

N. Dzisiaj zajmiemy się miedzią. Prawdopodobnie jest to metal znany ludzkości najdawniej ze wszystkich, gdyż wytopienie go z pewnych rud jest bardzo łatwe, oprócz tego miedź rodzima znajduje się w pewnych miejscach w obfitości. Ta właśnie cecha wskazuje, że miedź stanowi przejście do metali szlachetnych.

U. Jeżeli miedź spotyka się dość często, nie może więc być uważaną za metal szlachetny.

N. Miarodajnem bynajmniej nie jest to, że dany metal jest rzadkim, lecz to, że opiera się działaniu powietrza i wilgoci. Złoto i srebro są te metale rzadkie i odporne na wpływy atmosferyczne, dlatego też w mowie potocznej zwane są metalami szlachetnymi; w języku chemika metal szlachetny oznacza metal, który niechętnie wstępuje w związki. Wskutek określonej zawartości tlenu w powietrzu, tudzież wskutek tego, że na powierzchni ziemi panuje stała temperatura, wahająca się w niewielkich granicach,

mamy na ziemi stałe warunki, w których różne metale zachowują się w pewien określony sposób. Na słońcu, gdzie prawdopodobnie panuje temperatura około 6000°, musielibyśmy uznać za szlachetne zupełnie inne metale.

U. A więc jakie?

N. Ponieważ nie możemy w naszych doświadczeniach przekroczyć temperatury 3000°, więc tego obecnie wiedzieć nie możemy; byłoby zupełnie bezcelowem robić przypuszczenia, których nie można sprawdzić. Miedź właściwie nie jest metalem szlachetnym, gdyż utlenia się na wilgoci i w wysokiej temperaturze. Ale utlenienie miedzi postępuje powoli i wkrótce się zatrzymuje, gdyż na powierzchni tworzy się warstwa tlenku miedzi, która chroni metal od dalszego działania powietrza. Dlatego też używano miedzi do pokrycia dachów monumentalnych budowli np. kościołów, rozpoznając ją łatwo po zabarwieniu zielonem.

U. Co to za związek barwy zielonej?

N. Jest to zasadowy węglan miedzi, o którym jeszcze pomówimy. Miedź również opiera się skutecznie działaniu wody morskiej, która silniej nagryza metale, niż woda słodka; dlatego też blachy miedzianej używano do obicia okrętów. Z miedzi wyrabiają monetę zdawkową, ponieważ dzięki trwałości tego metalu, jak również dla jego wartości nieco wyższej. Właściwą barwę miedzi trudno zobaczyć, gdyż metal ten natychmiast pokrywa się cienką warstewką tlenku; należy warstwę tę rozpuścić, np. polewając słabym roztworem kwasu solnego.

U. Miedź przybiera barwę różową, tracąc zwykłą swą barwę.

N. To, co nazywamy kolorem miedzi, nie jest barwą czystego metalu, lecz już utlenionego. Miedź topi się przy 1050° C. i jest dosyć ciągliwą, acz niezbyt twardą; ciekawem jest jej zachowanie się wobec elektryczności — miedź należy do najlepszych przewodników elektryczności; na tem polega ogromne jej zastosowanie w elektrotechnice.

U. Jak mam to pojmować?

N. Jak wiesz zapewne, energją elektryczną przesyłać możemy tylko za pośrednictwem metali; jednak po drodze musi opłacać, że się tak wyrażę, cło; na końcu przewodnika nie otrzymujemy nigdy całkowitej energii, lecz część jej ginie w przewodniku, przeobrażając się w ciepło. Ilość ta jest tem mniejsza, im grubszy będzie przewodnik, zależy jednak ona również od natury samego przewodnika. Chcąc użyć przewodnika żelaznego, należy zrobić go 7 razy grubszym, niż przewodnik miedziany, jeżeli chcemy ten sam prąd

przesłać z równą stratą. Dlatego też mówimy, że miedź jest 7 razy lepszym przewodnikiem elektryczności niż żelazo.

U. Czy może być przewodnik, któryby przynosił energję elektryczną zupełnie bez strat?

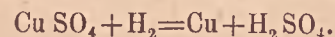
N. Im niższą będzie temperatura przewodnika, tem lepiej on będzie przepuszczał elektryczność. Gdybyśmy mogli zanurzyć nasze przewodniki w ciepłym powietrzu, toby one mogły być znacznie cieńsze i tańsze, niż te, których używamy obecnie, niestety jest to niewykonalne. Poznajmy teraz inne własności miedzi. Miedź nie rozpuszcza się w rozcieńczonych kwasach, t. j. nie jest w stanie wydzielić z nich wodoru.

U. To w takim razie wodór może z roztworów osadzić miedź.

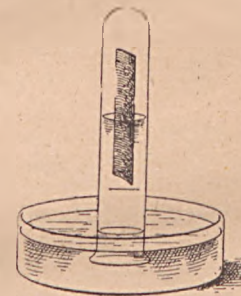
N. Tak jest w istocie, widzieć tę reakcję można tylko przy zachowaniu pewnych warunków. Jeżeli w rurce działać będzie wodór na roztwór soli miedzianej w obecności blaszki platynowej, to miedź zacznie się osadzać na platynie i powstanie kwas wolny.

U. Do czego służy platyna?

N. Przyspiesza ona reakcję, działa katalitycznie, zupełnie tak, jak na mieszaninę tleny z wodorem. Wodór z siarczanem miedzi daje reakcję:



Możemy wykonać tę reakcję w probówce odwróconej dnem do góry, w której umocowano blaszkę platynową, należy zanurzyć ją w roztworze siarczanu miedzi, następnie wprowadzamy nad powierzchnią roztworu wodór w takiej ilości, aby blaszka platynowa była w roztworze nieco zanurzona, jak to wskazuje (rys. 32). Na drugi dzień zobaczysz, że objętość wodoru zmniejszyła się, a na blaszce platynowej osiadł czerwony osad miedzi. Przed rozpoczęciem doświadczenia należy blaszkę platynową wyprażyć, w przeciwnym razie działa ona zbyt wolno. Prażenie oczyszcza powierzchnię platyny.



Rys. 32.

U. Czy podobne doświadczenie nie mogłoby się udać z cynkiem i innymi metalami, które wodór wydzielają z kwasów?

N. Nie. Metale tworzą określony szereg, w którym znajduje się również wodór, gdyż on także tworzy katjon.

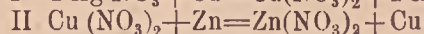
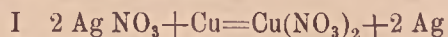
Oto mam roztwór azotanu srebra, wrzucam doń kawałek miedzi, co widzisz teraz?

U. Powstaje na miedzi szara masa gąbczasta, płyn zaś przybiera zabarwienie zielone.

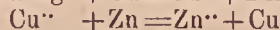
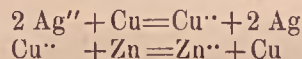
N. Pochodzi to stąd, że powstało nieco soli miedziowej, ta zaś szara masa, to srebro, które wydzielilo się z roztworu. Odlewam część cieczy i wrzucam doń kawałek cynku.

U. Znowu powstaje czarny osad, jednocześnie zaś płyn się odbarwia.

N. Cynk wyparł miedź z połączenia, która się wydzielila w stanie wolnym. Napiszę ci teraz oba równania, które te procesy przedstawiają:



Widzisz więc, że jon azotanowy NO_3' nie ulega zmianie, obecność jego w roztworze jest niezbędna tylko dlatego, aby utrzymać w roztworze kationy metaliczne, można go też bez żadnej ujemy zastąpić przez inny jakikolwiek anjon. Właściwie polega wszystko na reakcji:



U. Zdaje się, jakoby różne metale z różną siłą utrzymywały dane punkty, i jakoby silniejszy metal mógł zawsze wyrywać słabszemu jego punkty.

N. Jest to przykład, że gdy reakcje chemiczne idą ściśle w jednym kierunku, to można je uważać tylko za fazy przejściowe. Punkty te odpowiadają ładunkom elektrycznym dodatnim, możesz przeto utrzymywać, że różne metale wiążą elektryczność dodatnią z różną siłą. A mianowicie: można wszystkie metale uszeregować tak, aby każdy następny był silniejszy od poprzedniego, i dlatego wypierał go z jego soli. Jeżeli metal A wypiera metal B ze związków, a metal B wypiera ze swej strony ze związków metal C, to i metal A wypiera metal C. Jest to prawo ogólne, potwierdzone przez doświadczenie. Szereg ten zwiemy szeregiem napięć elektrycznych, gdyż odpowiada on różnicy potencjałów czyli napięć elektrycznych, jaką obserwujemy, zanurzając oba metale jednocześnie w jakimkolwiek roztworze wodnym. Na tej różnicy polegają wszystkie stałe ogniwa galwaniczne lub baterje. Zbudujemy sami ogniwo Daniell'a, nazwane na cześć wynalazcy, Anglika, który żył około połowy dziewiętnastego wie-

ku. Ogniwo to składa się z dwóch naczyń cylindrycznych: zewnętrznego szklanego i wewnętrznego z niepolerowanej gliny, posiada ono tę własność, że płyn w niem zawarty może wprawdzie przesiąkać na zewnątrz lecz z pewną trudnością. Do naczynia szklanego nalewamy roztworu siarczanu cynku i wstawiamy tam blachę cynkową, — do naczynia glinianego wlewamy nasyconego roztworu siarczanu miedzi i wstawiamy blachę miedzianą. Jeżeli teraz obie blachy połączymy za pomocą drutów z galvanometrem, to przekonamy się, że mamy stały prąd elektryczny, gdyż igła się odchyli o pewien kąt (rys. 33).

U. Przypomina to elementy, które już poprzednio widziałem.

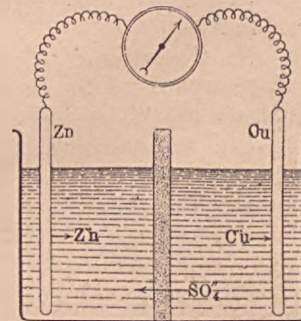
N. Tamte zbudowane są na tej samej zasadzie, nie są jednak tak łatwo zrozumiałe, jak ogniwo Daniela. Gdy oba druty połączymy, i przepuścimy prąd przez pewien czas, wówczas zauważymy, że blacha cynkowa częściowo się rozpuściła, natomiast blacha miedziana pokryła się czerwonym osadem miedzi świeżo osadzonej. Pod względem chemicznym mamy w zasadzie to samo zjawisko, co i wtedy gdy w roztworze siarczanu miedziowego zanurzyliśmy blaszkę cynkową; cynk będzie się rozpuszczać, wydzielili się natomiast równoważna ilość miedzi.

U. Dlaczego w ogniwie mamy stały prąd elektryczny, którego nie ma przy zwykłym rozpuszczaniu cynku w soli miedziowej?

N. Pochodzi to stąd, że w ogniwie galwanicznym cynk nie styka się bezpośrednio z siarczanem miedzi.

U. W jaki sposób odbywa się tu osadzanie miedzi?

N. Właśnie tylko za pomocą prądu elektrycznego, który przytem powstaje. Rysuję ci tu cały przebieg szematycznie (rys. 33). Cynk metaliczny, jak wiesz, ma silną tendencję do przejścia w jon cynkowy, gdyż rozkłada nietylko sole miedziowe, lecz i wodorowe, czyli kwasy. Aby przejść w jon cynkowy, cynk musi mieć ładunek elektryczny dodatni; dlatego też bierze go od przewodnika, z którym jest połączony. Przewodnik dąży do wyrównania



Rys. 33.

straty, i może to zrobić, odciągając za pomocą blachy miedzianej równoważny ładunek elektryczny dodatni wolnym jo-

nom miedziowym, które są w roztworze siarczaniu miedzi. Wskutek tego powstaje taki stan rzeczy: w oddziale cynkowym mamy nadmiar katjonów, w oddziale miedziowym mamy ich pewien brak, równowaga po obu stronach przegrody półprzepuszczalnej zostaje naruszona; dla wyrównania tej różnicy pewna ilość anionów siarczanych przechodzi z oddziału miedziowego poprzez przegrodę glinianą do oddziału cynkowego. Wskutek tego na chwilę znowu mamy stan równowagi chemicznej i elektrycznej po obu stronach przegrody, poczem ten sam proces zaczyna się w tym samym porządku od początku. Wskutek tego mamy stały prąd elektryczny w przewodniku od miedzi do cynku z jednej strony, z drugiej zaś — rozpuszczanie cynku i osadzanie się miedzi. Jeżeli przewodniki są połączone, to proces trwa dopóty, dopóki cynk nie rozpuści się całkowicie, lub też dopóki nie wyczerpie się zapas jonów miedziowych.

U. Cynk może osadzić miedź z roztworu, ale nie może tego zrobić inaczej, jak za pośrednictwem prądu, i dlatego prąd elektryczny wytwarza

N. Tak jest. Gdy wtłoczysz powietrze do zbiornika wiatrowki, to ono może się rozszerzyć, nie może jednak tego wykonać inaczej, jak wyrzucając korek. Podobnych przykładów możesz znaleźć mnóstwo. Ogniwo galwaniczne jest maszyną, w której wytwarzamy energję elektryczną z energii chemicznej. Dlatego też musi ono być tak zbudowane, aby energja chemiczna nie mogła się wywiązać inaczej, jak tylko wykonyując pewną pracę elektryczną. Dlatego też należy cynk oddzielić od roztworu miedziowego i łączyć je tylko za pomocą przewodnika elektrycznego.

U. Czy zamiast cynku i miedzi nie można użyć i innych metali?

N. Naturalnie. Jeżeli jakiegokolwiek metale zanurzymy w roztwory ich soli, to możemy dowolnie łączyć je w pary i otrzymamy najrozmaitsze ogniwa galwaniczne. Jednakże będą one różnej mocy t. j. będą mogły wykonać nierówną pracę.

U. Od czego to zależy?

N. Rozpatrzmy jeszcze raz nasz dawny przykład: metal A wypiera metal B z połączeń, ten zaś ostatni wypiera metal C, a więc i A może wyprzeć C. Obecnie tworzymy ogniwo z metalów A i B: wtedy A będzie się rozpuszczał a B osadzał; następnie tworzymy nowe ogniwo z B i C, w którym B będzie się rozpuszczać, a C osadzać. Jeżeli oba te ogniwa połączymy razem, to B będzie się rozpuszczać i osadzać w ilościach równoważnych, czyli nie ulegnie

zmianie. Dlatego też oba ogniwa w sumie dadzą tyle pracy, ile jej da ogniwo złożone tylko z A i C; a zatem ogniwo AC jest tej samej siły co AB i BC razem wzięte.

U. Ale w jaki sposób mierzymy siłę ogniwa?

N. Miarą siły ogniwa służy napięcie elektryczności. W ten sposób ułożony jest szereg metali podług napięcia elektrycznego, o którym już wspominaliśmy. Chcąc wytworzyć w ogniwie pracę, trzeba, aby między metalami, które je składają, była różnica napięcia; gdybyś miał po obu stronach ogniwa ten sam metal, nie byłoby warunków do wytwarzania prądu elektrycznego.

U. A zatem możemy tworzyć ogniwa z metali i ich soli, czy posiadamy jeszcze i inne środki po temu?

N. Niezawodnie. Rozpuszczanie cynku odpowiada utlenieniu, osadzanie miedzi — odpowiadają odtlenieniu. Możemy tworzyć ogniwa galwaniczne, łącząc jakiegokolwiek płyn utleniający z jakimkolwiek płynem odtleniającym za pomocą przegrody porowatej; należy je tylko połączyć za pomocą przewodnika, chcąc otrzymać prąd. W tym celu należy do każdego z tych płynów włożyć blaszkę platynową, lub kawałek węgla, na który płyn nie działa. Naprzykład: do naczynia zewnętrznego wlewam roztworu kwasu siarkawego, do wewnętrznego zaś chloranu potasu z paroma kroplami kwasu solnego. Jeżeli teraz zanurzymy blaszki platynowe w obu płynach i połączymy je za pomocą drutu miedzianego, to otrzymamy prąd; galvanometr odchyli się natychmiast.

39. Miedź. II.

N. Dotychczas wspominaliśmy tylko o błękitnym lub zielonym jonie miedziowym dwuwartościowym; jednakże znanym jest również jon jednowartościowy, zwać go będziemy miedziowym; zresztą jest on znacznie mniej zbadany.

U. Żelazo i chrom tworzyły jony bądź dwu bądź trójwartościowe, miedź różni się od nich, tworząc jedno — i dwuwartościowe jony.

N. Poznasz z czasem jeszcze większą różnorodność: bywają metale, które tworzą jony jedno i trójwartościowe zaś takie, które tworzą dwu i czterowartościowe. Najważniejszą z soli miedziowych jest siarczan miedzi $\text{Cu SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, tworzy on duże kryształy barwy błękitnej. Dawniej używano go w dużych ilościach do ogniów galwanicznych, które ci

wczoraj opisałem; obecnie sól ta służy do osadzenia miedzi, sposobem elektrolitycznym, nietylko do pokrycia miedzią przedmiotów metalicznych, lecz również do wyrobu przedmiotów miedzianych, określonej formy, które dawniej trzeba było odlewać. Po wczorajszej lekcji musisz już rozumieć w jaki sposób należy to wykonać.

U. Należy przyrząd tak skonstruować, aby miedź osiadała na przedmiocie, który chcemy nią pokryć.

N. Tak jest. Przedmiot, na którym miedź ma się osadzić powinien być przewodnikiem elektryczności, jeżeli zaś nim nie jest, należy pokryć go ciałem, któreby przewodziło elektryczność, najczęściej używamy do tego grafitu. Jest to nawet bardzo łatwo. Objasnię ci główną zasadę działania na prostym przykładzie, później będziesz mógł galwanizować przedmioty, jakie tylko zechcesz. Zanurzam w roztworze siarczanu miedzi blaszkę platynową i miedzianą, obie zaopatrzone w przewodniki. Blaszkę platynową łączę z biegunem cynkowym twojego starego stosu suchego.

U. Stos mój mocno już jest zużyty.

N. Sądzę, że tyle siły, ile mi potrzeba do mojego doświadczenia, będzie jeszcze posiadał. Blaszkę miedzianą łączę z drugim biegunem stosu, i zawieszam je w cieczy, tak, aby się nie dotykały wzajemnie. Prąd płynie w takim kierunku, że przenosi jony miedziane na blaszkę platynową i osadza je jako miedź. Jony siarczane idą w odwrotnym kierunku—ku blaszce miedzianej. W jaki sposób działać one będą na miedź? Przypomnij sobie, cośmy obserwowali dawniej (str. 245).

U. SO_4 łączy się z miedzią i tworzy siarczan miedzowy.

N. Tak. Ile miedzi osiadzie na blaszce platynowej, tyle jej rozpuści się u anody. Stężenie siarczanu miedzi nie ulega zmianie, cała praca prądu polega na tem, aby miedź przenosić od anody ku katodzie. Dlatego też wystarcza prąd bardzo słaby. Wyjmuję teraz blaszkę platynową z roztworu.

U. Jest ona całkowicie pokryta czerwonym osadem miedzi.

N. W podobny sposób możesz osadzić miedź na każdym przedmiocie. Chcąc zrobić odlew monety, należy najpierw zrobić odlew gipsowy, pokryć go lakierem, aby roztwór miedzi nie wsiąkał do środka, następnie natrzeć go grafitem, do czego służyć może miękki ołówek; wreszcie należy go obwiązać drutem miedzianym, tak, aby drut stykał się bezpośrednio z grafitem; w dalszym ciągu należy postępować tak, jak powyżej. Można nawet obejść się bez sto-

su suchego i zastąpić go ogniwnem Daniela. Ponieważ w niem miedź się osadza na blaszce miedzianej, więc też zamiast blachy miedzianej możesz zawiesić przedmiot czyli negatyw pokryty grafitem, a miedź osadzi się na nim. W ogniwie Daniela osadzasz miedź z roztworu soli miedziowej za pomocą cynku, i zmuszasz ją za pomocą prądu elektrycznego do osadzania się tam, gdzie sobie tego życzysz.

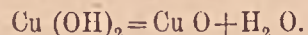
U. To jednak nie zupełnie zgadza się z tem, czego uczyłem się o ogniwie Daniela: jest to maszyna, która energję chemiczną zamienia na elektryczną; jak pogodzić z tem to nowe zastosowanie ogniwa?

N. Oba działania ogniwa są bezpośrednio z sobą związane; prąd elektryczny otrzymujesz przez to, że oddzielasz cynk od bezpośredniej styczności z solą miedzioową, i właśnie dlatego miedź nie osadza się bezpośrednio na cynku, jak to ma miejsce, gdy cynk zanurzasz w roztworze soli miedziowej, lecz na katodzie miedzianej. Proces podobny stosujemy do elektrolitycznego oczyszczenia miedzi. Za pomocą operacji hutniczych otrzymujemy z rud miedź, zawierającą liczne domieszki; chcąc ją od nich uwolnić, zawieszamy blok miedzi surowej w roztworze siarczanu miedzi, tudzież blachę z czystej miedzi, następnie przepuszczamy prąd, używając pierwszego za anodę, drugą za katodę; wówczas rozpuszczać się będzie tylko miedź surowa (na anodzie), a na katodzie osadzać się będzie czysta miedź rafinowana. Domieszki, o ile są nierozpuszczalne, opadną na dno jako osad, rozpuszczalne zaś, np. żelazo, osadzić się w tych warunkach na katodzie nie może. Oczyszczenie elektrolityczne miedzi ma dlatego tak doniosłe znaczenie, że nieznaczna nawet ilość domieszek wpływa bardzo ujemnie na elektryczne przewodnictwo miedzi. Z pomiędzy soli miedzioowych zwrócić muszę uwagę twoją na chlorek miedzioowy $\text{Cu Cl}_2 \cdot 2 \text{H}_2 \text{O}$ barwy błękitno-zielonej, ma on atoli zazwyczaj barwę zieloną, gdyż zawiera domieszkę ługu macierzystego. Sól bezwodna Cu Cl_2 przedstawia proszek żółto-brunatny. Roztwór tej soli stężony posiada kolor zielony, rozcieńczony zaś posiada barwę błękitną.

U. Od czego to może zależeć?

N. W roztworze stężonym chlorek miedzioowy nie jest całkowicie zdysocjowany, dlatego też ma zabarwienie mieszanne: błękitno-zielonawe jonu miedzioowego i żółte właściwe niezdysojowanemu chlorkowi miedzi. Przy rozcieńczeniu sól rozkłada się na wolne jony i dlatego też roztwór przybiera barwę błękitną. Chlorek miedzioowy służyć może, podobnie jak i sole kobaltowe do otrzymywania „sympatycz-

nego atramentu". Jeżeli będziemy pisać na białym papierze roztworem chlorku miedzi, wówczas po wyschnięciu (blando-niebieskawy) ślad pisma wyda się prawie bezbarwnym. Jeżeli taki papier ogrzać, wówczas sól błękitna, zawierająca wodę, przejdzie w żółtą sól bezwodną, która jest na papierze wyraźnie widoczna. Używając umiejętnie obu soli można tak wymalować pejzaż, że na zimno przedstawia on śnieżno białą krajobraz zimowy, po ogrzaniu zaś widzimy błękitne niebo, zielone drzewa i żółto-zielonawe trawy, jak wśród lata. Wodorotlenek miedziowy $\text{Cu}(\text{OH})_2$ otrzymujemy przez dodanie ługu sodowego do roztworu siarczanu miedzi; przedstawia on osad bezkształtny koloru jasno-błękitnego. Jeżeli jednak będę płyn przez czas jakiś ogrzewał, osad przybierze barwę czarno-brunatną, gdyż wodorotlenek miedzi traci wodę i przechodzi w tlenek miedziowy:



U. Znajduję to bardzo dziwnem, że wodorotlenek miedzi traci wodę, będąc w niej zanurzony.

N. Dziwiło to również wielu uczonych. Rzecz cała polega na tem, że wodorotlenek miedziowy wcale wody nie zawiera, lecz że z niego może w pewnych warunkach woda powstawać, podobnie jak np. z mieszaniny piorunującej. W większości przypadków należy wykonać pracę, aby z wodorotlenku metalu otrzymać wodę, tu odwrotnie woda powstaje, wyzwalając pewną ilość energii, dlatego też proces ten odbywać się może sam przez się.

U. A zatem same przez się odbywać się mogą tylko takie procesy chemiczne, przy których energia się wyzwala.

N. Naturalnie, gdyż w przeciwnym razie możnaby zbudować perpetuum mobile, maszynę, która bez dopływu energii zzewnątrz wytwarzałaby dowolną ilość pracy. A mianowicie, gdyby wszystkie procesy chemiczne, które pracę pochłaniają, odbywały się same przez się, to moglibyśmy je odwrócić i wtedy otrzymać pracę, i tak dalej do nieskończoności. W ten sposób ideał perpetuum mobile byłby urzeczywistniony na drodze chemicznej. Tlenek miedzi powstać może i inną drogą, a mianowicie przez ogrzewanie miedzi na powietrzu. Biorę cienką polerowaną blaszkę miedzianą w szczypce i ogrzewam na palniku.

U. Jaka śliczna gra kolorów!

N. Jest to ta sama interferencja światła w cienkich warstewkach, o której wspominaliśmy powyżej, tylko zmieniona przez zasadniczą czerwoną barwę miedzi. Tlenek lub wodo-

rotlenek miedziowy jest w ługu sodowym nierozpuszczalny, choćbyśmy wzięli pewien nadmiar ługu, a zatem własności kwasowych tlenek ten nie posiada. Rozpuszcza się natomiast w amonjaku. Wykonam to doświadczenie.

U. Roztwór staje się ciemnym, prawie czarnym.

N. Gdy roztwór ten rozcieńczysz, przekonasz się, że posiada on piękną barwę szafirową i zawiera nowy jon złożony amonjako-miedziowy, posiadający wzór $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$; jest on dwuwartościowy.

U. Zupełnie jak to było z niklem, nawet kolor jest podobny.

N. Kolor jonu amonjako-miedziowego jest ciemniejszy. Obecnie dodam sody do roztworu miedzi.

U. Powstaje osad zielonkawy.

N. Jest to węglan miedzi, nie jest on jednak związkiem chemicznie czystym, lecz zawiera wodorotlenek miedzi. Pokazuję ci go umyślnie, gdyż w przyrodzie spotykają się związki o układzie podobnym. Mam na myśli piękny minerał zielonej barwy malachit, posiada on skład chemiczny: $\text{Cu}_2(\text{CO}_3)(\text{OH})_2$; oprócz tego znamy inny minerał pokrewny - lazuryt miedziany, o składzie $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$, barwy ciemno-niebieskiej. Oba służą do wyrobu przedmiotów artystycznych, gdyż są bardzo piękne i dosyć cenne. Przerobimy jeszcze jedną reakcję: dolewam do roztworu siarczanu miedzi trochę kamienia winnego w roztworze. Jest to sól potasowa kwasu winnego, będzie o niej w chemji organicznej. Jeżeli teraz dodam ługu potasowego lub sodowego, to osadu miedzi nie będzie, natomiast roztwór przybiera barwę ciemno-szafirową. Wskazuje to, że powstał nowy jon złożony, z powodu jednak, że nie znasz chemji organicznej, bliższych wiadomości ci o nim nie podaję. Natomiast pokażę ci parę doświadczeń z tym płynem, zwanym płynem Fehlinga. Jeżeli do płynu Fehlinga dodam roztworu zwykłego cukru, to nic osobliwego nie zauważysz, jeżeli zaś dodam nieco miodu, rozpuszczonego w wodzie...

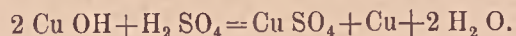
U. Płyn staje się mętnym, teraz wyklarował się po zagotowaniu; na dnie jest osad barwy ceglastej.

N. Widzisz więc, że za pomocą płynu Fehlinga można rozróżnić rozmaite rodzaje cukru. Ceglasty osad jest wodorotlenkiem miedziowym Cu OH , miedź jest tu jednowartościową. Cukier, zawierający się w miodzie, wywiera wpływ redukujący na połączenia miedziowe Cu^{++} i zamienia je w miedziawe Cu^+ ; te ostatnie jednak nie dają związków rozpuszczalnych z kamieniem winnym, wskutek czego wodorotlenek miedziawy Cu OH musi opaść z roztworu.

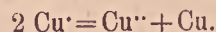
Tu oto mam większą ilość tej substancji. Jeżeli spróbuję otrzymać siarczan odnośny za pomocą kwasu siarczanego, to mi się to nie uda.

U. Substancja ta staje się ciemną, a roztwór nabiera zabarwienia błękitnego, jak gdyby zawierał siarczan miedziowy.

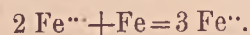
N. Masz słuszność. Reakcja przebiega według równania:



Z jednowartościowej miedzi powstaje miedź dwuwartościowa i miedź wolna. Zjawisko to możemy sformułować bardziej ogólnie w ten sposób. Jon miedziawy jest w roztworze nietrwały i przechodzi w jon miedziowy i miedź w stanie wolnym:

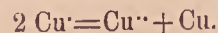


Może będzie ci to łatwiej zapamiętać, jeżeli ci przypomnę odwrotną reakcję, jakąśmy widzieli przy żelazie: jon żelazowy i żelazo przechodzą w jony żelazawe:



U. Rozumiem. Ponieważ jednak kierunek reakcji zależy od warunków, więc też jedna reakcja jest równie możliwa, jak i druga.

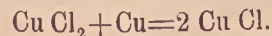
N. Słusznie. Gdy jednak na wodorotlenek miedziawy Cu OH naleję kwasu solnego zamiast siarczanego, wówczas barwa jego stanie się jaśniejszą, w końcu zaś białą: powstaje chlorek miedziawy Cu Cl . Sól ta jest bardzo mało rozpuszczalną w wodzie, tak, że zamało wysła jonów do wody, aby następująca reakcja stała się możliwą:



Można jednak, odwrotnie, związki miedziowe przeprowadzić za pomocą miedzi metalicznej w miedziawe, podobnie jak-śmy to robili z żelazem. Gotuję w małej kolbce roztwór chlorku miedziowego z wiórkami miedzianymi w stężonym kwasie solnym. Roztwór, początkowo ciemno-brunatny, staje się coraz jaśniejszym. Jeżeli teraz wleję go do wody, wówczas strąci się biały osad chlorku miedziowego Cu Cl .

U. Nie odrazu to pojąłem.

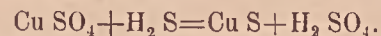
N. W silnym roztworze kwasu solnego zaszła reakcja



Możliwą ona jest dlatego, że kwas solny stężony rozpuszcza związki miedziawe. Gdy wleję roztwór do wody, woda rozkłada te połączenia, i dlatego chlorek miedziawy strąca się jako biały osad. Sprawa ta nie jest jednak tak prostą, jakby się zdawało i przedstawia ciekawy przykład równowagi chemicznej, nad którą zastanawiać będziemy się dopiero przy wyższych studjach chemicznych, na dziś poprzestaniemy na skonstatowaniu faktu i podaniu zwykłego równania chemicznego. Oprócz wodorotlenku miedziowego Cu OH istnieje tlenek miedziawy $\text{Cu}_2 \text{O}$, który łatwo otrzymać przez ogrzewanie tlenku. Spotyka się on w naturze jako minerał, zwany czerwoną rudą miedzianą, bardzo cenną i poszukiwaną, z której wydobywamy miedź. W wielkiej ilości spotykamy w przyrodzie inne minerały zawierające miedź, a mianowicie piryty miedziane, jest to siarczek miedzi, najczęściej z domieszką żelaza Cu S_2 . Oprócz tego mamy blendy Cu S .

U. Siarczek miedzi już raz otrzymaliśmy.

N. Tak jest przez działanie $\text{H}_2 \text{S}$ na roztwór siarczanu miedzi:



40. Ołów.

N. Opisz mi własności ołowiu.

U. Jest on ciężki, znacznie cięższy od innych metali niema połysku metalicznego, lecz jest matowy i posiada barwę szarą; topi się łatwo i jest trujący.

N. Punkt topliwości ołowiu wynosi 330° , ciężar właściwy 11,4. Chcąc widzieć właściwą barwę ołowiu, należy badać ją na świeżym przekroju: jest ona szara, pośrednia między barwą żelaza i cynku. Ołów pokrywa się na powietrzu cienką warstewką tlenku, podobnie jak i miedź, warstwa ta chroni metal od dalszego wpływu powietrza i bardzo powoli narasta. Pod względem zachowania się wobec powietrza i wody ołów wykazuje osobliwość godną uwagi. W dwu naczyniach umieszczam równą mniej więcej ilość wiórów ołowianych, nalewam wody i mieszam od czasu do czasu; co cię tu uderza?

U. Oczywiście—w jednym naczyniu woda jest o wiele bardziej mętną, niż w drugim.

N. Otóż mętną jest woda destylowana, w drugim zaś naczyniu jest woda źródłana. Konstatujesz więc fakt, że

ołów utlenia się daleko szybciej w wodzie destylowanej niż w źródlanej.

U. Skąd ołów wie, która woda jest źródłana?

N. Z domieszek, jakie woda źródłana zawiera: są tam węglany i siarczany, które z ołowiem tworzą sole nierozpuszczalne, które osiadają na powierzchni metalu i chronią go od dalszego rozkładu. W wodzie dystylowanej powstaje wodorotlenek ołowiu, który odpada od metalu. Jest to ważne z tego względu, że możemy rur ołowianych używać do wody studziennej lub źródlanej, nigdy zaś do doprowadzania wody deszczowej lub dystylowanej; jest to tem ważniejsze, że związki ołowiane bardzo są trujące. W szeregu napięć elektrycznych ołów znajduje się pomiędzy cynkiem i miedzią, to znaczy: strąca miedź z roztworu jej soli, lecz nawzajem bywa strącanym ze swych roztworów przez cynk. Sole ołowiowe zawierają jon dwuwartościowy Pb^{++} . Ołów metaliczny jest dość oporny na działanie kwasów; stoi on w szeregu metali jako ostatni, który jeszcze może wywiązywać wodór z kwasów; ołów tworzy przeważnie sole trudno rozpuszczalne. W jaki sposób można go rozpuścić?

U. Za pomocą kwasu azotnego, tak jak większość metali.

N. Dobrze, lecz i tu napotykamy na pewną trudność. Polewam wiórki ołowiane mocnym kwasem azotowym z początku zaczyna się bardzo słabe działanie kwasu, które się niebawem przerywa, ogrzewanie płynu również do celu nie prowadzi. Dopiero, po dolaniu znacznej ilości wody, rozpoczyna się szybkie wydzielanie gazów i ołów rozpuszcza się.

U. Doświadczenia te są niekiedy osobliwe. Często okazuje się fakt wprost przeciwny temu, czego by się należało spodziewać. Wszak i tu należało oczekiwać, że stężony kwas azotowy działać będzie lepiej niż rozcieńczony.

N. Pokazuję ci umyślnie takie „sprzeczne” doświadczenia, aby cię nauczyć, jak należy być ostrożnym przy stawianiu wniosków. To właśnie przekonywa, że przy każdej reakcji chemicznej działa nie jeden, lecz wiele różnych czynników. Przyczyną działającą w tym wypadku jest to, że przy reakcji kwasu azotowego na ołów, tworzy się z początku azotan ołowiu nierozpuszczalny w kwasie azotowym stężonym, który tworzy warstwę ochronną, nie dopuszczającą dalszego działania kwasu na ołów; gdy dolać wody, azotan ołowiu rozpuszcza się i kwas może działać w dalszym ciągu.

U. Więc azotan ołowiu tak źle się rozpuszcza w kwasie azotowym stężonym?

N. Sole rozpuszczają się gorzej w kwasie, z którego powstały, niż w czystej wodzie. Tu oto mam nasycony roztwór azotanu ołowiu, jeżeli dodam mocnego kwasu azotowego, natychmiast strąci się biały osad $Pb(NO_3)_2$, aczkolwiek objętość płynu obecnie jest większą, niż poprzednio.

U. Jak to objaśnić?

N. Tłómaczy to prawo ogólne: każda sól jest mniej rozpuszczalna w roztworze, który zawiera jeden z jej jonów, niż w czystej wodzie. Na czem właściwie polega to prawo, tego obecnie powiedzieć nie mogę, to należy do wyższego kursu chemii. Powróćmy jednak do ołowiu. Bezbarwność azotanu ołowiu dowodzi, że jon ołowiowy Pb^{++} jest bezbarwny; posiada on smak słodkawy, którego jednak nie radziłbym ci kosztować, gdyż ołów bardzo jest trujący. Posiada on tę właściwość, że bardzo drobne ilości ołowiu nagromadzają się stopniowo w organizmie, i powodują zatrucia przewlekłe, bardzo ciężkie i trudne do uleczenia. Po zatem jon ołowiowy wykazuje najwięcej podobieństwa do jonu barowego. Jeżeli dodam do roztworu azotanu ołowiu rozcieńczonego kwasu siarczanego —

U. Powstaje natychmiast biały osad. Jednakże opada on znacznie prędzej niż siarczan barowy.

N. Pochodzi to stąd, że wszystkie związki ołowiu są bardzo ciężkie. Jeżeli dodam do roztworu soli ołowiowej kwasu siarcznego, wówczas również powstaje osad. Jest on jednak nieco łatwiej rozpuszczalny, niż siarczan, rozpuszcza się bowiem przy ogrzewaniu; po ostudzeniu płynu krystalizuje z powrotem, tworząc piękne długie igły. Dodaj teraz do soli ołowiowej jodku potasu.

U. Powstaje osad żółty.

N. Osad ten również jest bardziej rozpuszczalny w wodzie gorącej, niż w zimnej, wydzielili się zaś w postaci pięknych kryształów (blaszek), gdy ostudzać będziemy roztwór nasycony na gorąco.

U. W jaki sposób oddzielić osady?

N. Należy najpierw przesączyć płyn z osadem przez filtry, poczekać, aż płyn odcieknie zupełnie; następnie dwa razy przemyć osad na filtrze wodą zimną, wreszcie przenieść osad na bibułę złożoną w kilkoro. Bibuła wsiąknie płyn. Kryształy będą zupełnie wolne od roztworu macierzystego. Lepiej jeszcze użyć w tym celu filtru połączonego z pompą powietrzną, lub też rozłożyć osad wilgotny na masie drzewnej. Napisz wzory chlorku, jodku i siarczanu ołowiu, nie zapominaj, że jon ołowiu jest dwuwartościowy.

U. Siarczan $PbSO_4$, chlorek $PbCl_2$, jodek PbJ_2 .

N. Zapoznam cię jeszcze z jedną solą ołowianą — z octanem ołowiu, zwanym w handlu cukrem ołowianym z powodu słodkawego smaku, jaki ta sól posiada. Octan ołowiu jest bardziej rozpuszczalny, niż azotan, i dlatego w handlu najczęściej się spotyka. Rozpuszczam nieco tej soli w wodzie.

U. Roztwór jest mętny, czyżby sól była niedość czystą?

N. Jest ona nieco rozłożona przez kwas węglowy powietrza. Wiesz już, że kwas octowy jest słaby; ponieważ węglan ołowiu jest związkiem trwałym, więc też kwas węglany może wyprzeć kwas octowy ze związków. Filtruję roztwór, aby otrzymać płyn zupełnie klarowny i przepuszczam przez niego dwutlenek węgla.

U. Tworzy się gęsty osad.

N. Jest to węglan ołowiu $PbCO_3$, napotyka się on również w przyrodzie, jako minerał ceruzyt. Jeżeli będe w dalszym ciągu przepuszczał dwutlenek węgla, to jednak nie uda mi się nigdy osadzić całkowitej ilości ołowiu z roztworu, gdyż stężenie kwasu octowego będzie rozpuszczać dalsze porcje węglanu ołowiowego. Słowem, zachodzą tu te same stosunki, co przy strącaniu cynku z roztworów soli cynkowych za pomocą siarkowodoru.

U. W takim razie możemy wcale nie otrzymać osadu $PbCO_3$ za pomocą kwasu węglanego, jeżeliby dodać do płynu znaczną ilość kwasu octowego.

N. Tak jest. Węglan ołowiu jest bardzo ważną substancją w przemyśle, używa się on jako farba, zwana bielą ołowianą (Bleiweiss). Farba ta, aczkolwiek ma swoje wady, to jednak trudno będzie ją zastąpić, gdyż ma piękną barwę białą i dobrze kryje.

U. Jest trującą?

N. To najgorsze, lecz nie koniec na tem. Tu oto mam kawałek papieru pociągnięty bielą ołowianą, trzymam go przez chwilę nad flaszą z siarkowodorem.

U. Powstaje brunatna plama. Siarkowódór z solami ołowiomemi tworzy brunatny osad.

N. Jest to siarczek ołowiu PbS , tworzy się on nadzwyczaj łatwo, gdy biel ołowiana wystawioną zostanie na działanie siarkowodoru. Siarkowódór tworzy się wszędzie, gdzie gniją ciała białkowate, a więc i w mieszkaniach, choć w małej ilości, dlatego też przedmioty pociągnięte bielą ołowianą szybko ciemnieją. Biel cynkowa tej wady nie posiada, gdyż siarczek cynku ZnS jest również biały.

U. Dlaczego nie używają wyłącznie bieli cynkowej?

N. Gdyż farba ta nie tak dobrze kryje przedmioty. Związki ołowiane silnie załamują światło, dlatego też bardzo cienka warstwa bieli ołowianej wystarcza, aby przedmiot wydawał się czysto białym, gdyż spodnia właściwa barwa drzewa lub żelaza, jest zupełnie zakryta. Życzyć jednak należy, aby przedmiotów codziennego użytku nie malowano bielą ołowianą, gdyż jest ona trująca i wskutek tego często zdarzały się wypadki otrucia. Musimy nieco czasu poświęcić siarczku ołowiu PbS ; tworzy on najpospolitszą rudę ołowianą: błyszcz ołowiany; masz tu oto parę kawałków.

U. Nie przypomina on w niczem osadu siarczku ołowiowego, który ma barwę czarno-brunatną, błyszcz zaś ołwiowy jest szary i posiada połysk metalu.

N. Osad jest bezkształtnym siarczkiem ołowiu, wówczas, gdy minerał jest odmianą krystaliczną. Jeżeli siarczek przekształczymy, będzie on podobny zupełnie do błyszczu. Chcąc wytopić ołów z błyszczu ołowianego należy go wpierv prażyć na powietrzu.

U. Wiem już co to znaczy. Ogrzewamy błyszcz na powietrzu, przyczem tworzy on dwutlenek siarki i tlenek ołowiu, dwutlenek siarki ulatnia się, tlenek ołowiu zaś redukujemy za pomocą węgla i otrzymujemy ołów metaliczny —

N. W tym przypadku możemy obrać drogę nieco tańszą. Nie wyprażamy błyszczu ołowianego do końca, lecz tylko częściowo. Następnie zaś mieszaninę tlenku i siarczku ołowiu ogrzewamy silnie bez dostępu powietrza: odbywa się wówczas reakcja: $PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$. Do zredukowania tlenku ołowiu używamy tegoż samego błyszczu ołowianego.

U. Czy i w innych przypadkach nie możnaby w ten sposób postąpić?

N. Niestety udaje się to tylko z ołowiem; przyczyną temu jest wiele. Zresztą operacja na tem się nie kończy. Otrzymuje się w ten sposób ołów surowy (Werkblei), który zawiera srebro; należy je jeszcze oddzielić od ołowiu, które w przeciwnym razie przepadnie. W tym celu ogrzewamy ołów surowy w płaskich paleniskach przy silnym prądzie powietrza, tak, aby ołów całkowicie się spalił na tlenek ołowiu. srebro zaś, jako metal szlachetny nie utleni się; wówczas zlewamy stopiony tlenek ołowiu, srebro zaś zostaje na dnie ogniska. Tlenek ołowiu, otrzymany podczas tego procesu, ma barwę czerwono-żółtą i nosi nazwę glejty. Otrzymaj sam wodorotlenek ołowiu i zbadaj jego własności, jego zachowanie wobec amonjaku i ługu potasowego.

U. W ługu potasowym rozpuszcza się, w amonjaku zaś nie. Osad ten posiada barwę białą.

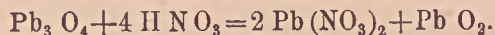
N. A zatem wodorotlenek ołowiu posiada słabe własności kwasowe, podobnie jak tlenek glinu i cynku. Ogrzewany wolno na powietrzu tworzy minję Pb_3O_4 , substancję więknego czerwonego koloru; oblewam minję kwasem azotowym.

U. Ciemnieje zupełnie; co tu zaszło?

N. Przekonamy się. Filtruję płyn przez sącdek i przesączam próbuję kwasem siarczanym.

U. Powstaje osad biały—a zatem siarczan ołowiu.

N. Kwas azotowy rozpuścił część ołowiu, zaszła tu reakcja:



Ciemna substancja ma skład PbO_2 , zowie się ona dwutlenkiem ołowiu. Posiada bardzo słabe własności kwasowe, podobnie, jak dwutlenek manganu. Znajduje liczne zastosowania w przemyśle, szczególnie zaś do budowy akumulatorów elektrycznych, lecz nad tem rozwódzić się długo nie będę. Pokażę ci teraz piękną sól ołowianą. Jeżeli dodam chromianu potasu do roztworu soli ołowianej, powstaje piękny osad żółty chromianu ołowiu $PbCrO_4$; jest to farba żółta, często używana w malarstwie. Chromianem ołowiu malują skrzynki pocztowe na żółto. Dwuchromian ołowiu tworzy farbę pomarańczową lub czerwoną, zależnie od sposobu fabrykacji. Farby te są trujące i posiadają te same wady, co i biel ołowiana. Pozostaje mi jeszcze nieco roztworu octanu ołowiu, użyję go aby zrobić sobie drzewo ołowiane. W tym celu roztwór nieco rozcieńczam i zawieszam w nim sztabkę cynkową. Wskutek reakcji między roztworem a cynkiem — ołów osadzi się na sztabce, tworząc piękne kryształki w postaci blaszek. Będzie to bardzo pouczający przykład dla ciebie, że metale mają postać krystaliczną, jeżeli wydzielają się w warunkach przyjaznych; a zresztą drzewko takie wygląda bardzo ładnie.

41. Rtęć.

N. Rtęć znasz już tak dobrze, że obecnie ograniczę się tylko na podaniu ci cyfr dokładnych. Rtęć ma punkt krzepnięcia—39,4° punkt wrzenia +358° i przy 0° ciężar właściwy 13,595. Na powietrzu (nawet wilgotnem) nie utlenia się w temperaturze zwykłej, lecz dopiero przy 300° lub

niewiele powyżej. Jeżeli jednak tlenek rtęciowy ogrzać nieco wyżej, rozkłada się on znowu na tlen i rtęć, a więc rtęć jest metalem szlachetnym. Rtęć, zawierająca domieszki obce, pokrywa się na powietrzu szarym kożuchem, który składa się z tlenku metalu obcego i rozdrobnionej rtęci. Dlatego też łatwo rozpoznać, czy dana rtęć jest czystą, czy też nie, przy traktowaniu rozcieńczonemi kwasami rtęć nie wydziela wodoru, działa na nią jedynie rozcieńczony kwas azotowy. Do próbowki wpuszczam kroplę rtęci i dodaję nieco HNO_3 rozcieńczonego, co widzisz teraz?

U. Wydziela się zwykła para brunatna, rtęć się rozpuszcza i otrzymujemy roztwór bezbarwny. Jon rtęciowy jest więc bezbarwny.

N. Należy tylko dodać, że rtęć tworzy dwa jony:

jon rtęciawy Hg^+ jednowartościowy,

jon rtęciowy Hg^{++} dwuwartościowy.

Rtęć inaczej zwiemy żywym srebrem, lub merkurjuszem.

U. Dlaczego nadano imię bożka kupców i złodziei temu pierwiastkowi?

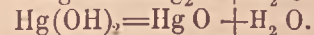
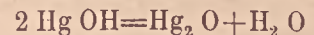
N. Właśnie z powodu jego ruchliwości, rtęć jest upostaciowaniem tych cech. Symbol rtęci Hg pochodzi od słowa Hydrargium co po grecku znaczy wodne (płynne) srebro. Przy rozpuszczaniu rtęci w kwasie azotowym tworzy się początkowo azotan rtęciawy $HgNO_3$, szczególnie w obecności pewnego nadmiaru rtęci, później jednak pod wpływem gotowania tej soli z nadmiarem kwasu azotowego jon jednowartościowy przechodzi w dwuwartościowy i tworzy azotan rtęciowy $Hg(NO_3)_2$.

U. W jaki sposób można się dowiedzieć, którą sól mamy w roztworze?

N. Na to mamy wiele sposobów. Jeżeli dodać ługu sodowego, to jon rtęciawy Hg^+ da tlenek rtęciawy Hg_2O barwy czarnej; jon rtęciowy Hg^{++} da żółty osad tlenku rtęciowego HgO .

U. Właściwie powinny się tworzyć wodorotlenki?

N. Prawdopodobnie nawet tworzą się one, lecz natychmiast tracą wodę i przechodzą w tlenek. Proces podobny, który u miedzi zachodzi, pod wpływem gotowania, tu odbywa się tak szybko, że pierwsze stadium jest nieuchwytnie. Następujące równania wyrażają ten proces:



U. Tlenek rtęciowy znam, posiada on barwę czerwoną, a nie żółtą.

N. Zależy to od stopnia rozdrobnienia. Z roztworów tlenek strąca się jako osad tak drobny, że wydaje się żółtym, podczas gdy otrzymany na innej drodze skupia się bardziej, tworząc kryształy czerwone. Tu oto mam czerwony kryształ dwuchromianu potasowego, rozetrzyj go w moździerzu, a przekonasz się, że będzie się wydawał prawie żółtym. Teraz pokażę ci dalszą różnicę pomiędzy obu jonami. Do roztworu azotanu rtęciowego Hg NO_3 dolewam kwasu solnego.

U. Tworzy się biały osad, coś podobnego już widziałem.

N. Przypomina on chlorek srebra, jest to chlorek rtęciowy Hg Cl , w życiu potocznym nazywa się kalomelem. Środek ten często stosuje się w medycynie, jednakże wymaga znacznej ostrożności, gdyż wszystkie związki rtęci są trujące. Kalomel działa łagodniej od innych, gdyż jest trudno rozpuszczalnym. Z pomiędzy związków rtęciowych, a więc zawierających jon dwuwartościowy Hg^{++} najważniejszym jest chlorek rtęciowy czyli sublimat Hg Cl_2 .

U. Sublimujemy ciała stałe, podczas gdy dystylujemy płyny.

N. Tak jest. Dawniej otrzymywano tą sól podług takiej metody, że pod koniec trzeba ją było sublimować, chcąc oddzielić od innych substancji; dlatego też chlorek rtęci nazywano sublimatem, t. j. ciałem sublimowanym. Ogólną metodę stosowano w specjalnym przypadku i stąd przyczepiono tę przypadkową nazwę do substancji. Roztwór chlorku rtęciowego posiada nadzwyczaj trujące własności, pomimo to ma on obszerne zastosowanie w medycynie szczególnie zaś w chirurgii. Bardzo rozcieńczony roztwór sublimatu 1 : 2000 zabija wszystkie zarazki chorobotwórcze, dlatego też używamy go do sterylizacji narzędzi chirurgicznych i do dezynfekcji skóry lub ran. Jeżeli do roztworu Hg Cl_2 dodać ługu sodowego, otrzymamy żółty osad tlenku rtęciowego.

U. Czy można go przemienić w tlenek czerwony?

N. Naturalnie, należy tylko ogrzewać czas jakiś w temperaturze bliskiej do temperatury rozkładu. Jeżeli dodać do roztworu Hg Cl_2 jodku potasowego, tworzy się osad czerwony, który rozpuszcza się w nadmiarze jodku potasowego, tworząc żółty roztwór. Roztwór ten reakcji jonu rtęciowego nie wykazuje, tak np. za dodaniem ługu sodowego lub potasowego nie tworzy osadu Hg O . Co tu zająć musiało?

U. Jon rtęciowy musiał przejść w coś odrębnego.

N. Stało się coś takiego, co przypomina zjawisko, jakie zachodzi, gdy dodajemy roztworu cyanku potasowego do soli żelazawych. W pierwszej chwili tworzy się osad jodku

rtęciowego Hg J_2 , ten zaś łączy się z jodkiem potasu w sól $\text{K}_2\text{Hg J}_4$, która posiada jony K_2^{+} i Hg J_4^{-} . Rtęć przeszła obecnie w skład anjonu, złożonego z rtęci i jodu; a zatem nie ma już katjonu rtęciowego Hg^{++} i dlatego sól ta nie może tworzyć osadu z ługami.

U. Ługi również nie mogą strącić osadu tlenku żelazawego z roztworu żelazicyanku potasowego.

N. Tak jest. Musimy jednak zbadać dokładniej jodek rtęciowy, gdyż własności posiada ciekawe. Tu oto przedstawiam ci ten preparat w nieco większej ilości.

U. Co za przepyszna barwa czerwona, może używa się tej substancji jako farby malarskiej?

N. Nie. Dokładnie nie wiem dlaczego, przypuszczam, że jodek rtęciowy posiadać musi pewne wady jako farba, które zależą nieco od zjawisk, jakie ci teraz pokażę. Biorę nieco proszku Hg J_2 do próbki i ogrzewam ostrożnie.

U. Cała zawartość przeszła w kolor żółty.

N. Jeżeli teraz ostudzę próbkę, to nie zaraz proszek zmieni barwę na czerwoną, lecz najpierw potworzą się czerwone plamy, które stopniowo rosną i zlewają się.

U. Czy można przemienić ten proszek czerwony znowu w żółty?

N. Naturalnie, należy tylko ogrzać go do 126° . Jeżeli go ogrzewać wyżej, topi się i w końcu ulatnia. Para oziębia się i osiada w kształcie kryształów żółtych. Obserwuj przebieg szczegółowo.

U. Znowu powstają czerwone plamy. Co tu ma miejsce?

N. Zachodzi tu zjawisko, które obserwowaliśmy u siarki. Jodek rtęciowy jest dwupostaciowy: może krystalizować w dwu postaciach: odmiana czerwona jest trwałą poniżej 126° , odmiana żółta powyżej tej temperatury aż do punktu topliwości. Jeżeli ogrzać kryształy czerwone powyżej 126° , wówczas przechodzą one w odmianę żółtą; odwrotnie zaś, po ostudzeniu, żółte przechodzą w czerwone. Ostatnia przemiana wymaga pewnego czasu, jak to zwykle bywa u ciał stałych, tak że właściwie musimy to przyjąć za prawidło.

U. Dlaczego z pary jodku rtęciowego tworzą się żółte, a nie czerwone kryształy w chłodnej części próbki.

N. Jest to jeszcze jeden przykład, że zawsze najpierw powstają odmiany nietrwałe. Mogę ci to zjawisko pokazać w innej formie, znaczna różnica barw ułatwia obserwację. W alkoholu jodek rtęciowy rozpuszcza się, następnie w miarę ulatniania się alkoholu, opadają kryształy czerwone, gdyż mają dosyć czasu do ukształtowania się. Jeżeli jednak roz-

twór alkoholowy wleję do wody, to osad tworzy się prawie natychmiast, lecz nie będą to kryształy czerwone.

U. Nie jest jednak odmiana żółta, osad wydaje się białym.

N. Jest to następstwem znacznego rozdrobnienia osadu: siarka, która osadza się z roztworem siarkowodoru opada również jako pyłek biały, który z czasem skupia się w odmianę żółtą. Jeżeli ten oto płyn mleczny wystawię na działanie światła słonecznego, przyjmie on barwę czerwoną z tej strony, z której pada światło.

U. Jaką może być przyczyna tego zjawiska?

N. Biały osad jest nietrwałą odmianą żółtą jodku rtęciowego, światło słoneczne przyśpiesza przejście w odmianę trwałą czerwoną. Przyśpieszenie szybkości reakcji przez światło słoneczne jest zjawiskiem powszechnem. Wiesz już, że wiele farb jeśniej na słońcu. Pochodzi to z powodu utlenienia barwnika przez tlen powietrza, lecz pod wpływem światła słonecznego proces odbywa o wiele szybciej. Na tem ukończymy badanie jodku rtęciowego i zajmijmy się siarczkiem rtęciowym. W naturze znajduje się on jako minerał cynober. Tu oto mam roztwór chlorku rtęciowego. Dolewam nieco roztworu siarkowodoru, — powstaje biały osad; dolewam po trochu tegoż płynu, — osad staje się żółty, czerwony brunatny, wreszcie czarny. Pochodzi to stąd, że powstają różne połączenia siarczku rtęciowego z chlorkiem rtęciowym. Gdy powstanie osad czarny, mamy czysty siareczek rtęciowy.

U. Wszak cynober jest czerwony, a przecież to właśnie jest siarczkiem rtęciowym.

N. Siareczek czarny jest bezkształtny, cynober zaś jest odmianą krystaliczną. Cynober tworzy minerał barwy szarej; po sproszkowaniu, otrzymujemy proszek czerwony. Można w pewnych warunkach wykrystalizować sztuczny siareczek rtęci. Mieszam siarkę z rtęcią w stosunku ich ciężarów związkowych 32 : 200 i mieszaninę rozcieram w moździerzu; połączenie chemiczne następuje dosyć szybko i po upływie pewnego czasu otrzymuję czarny proszek siarczku rtęciowego.

U. A więc czarna odmiana będzie odmianą nietrwałą, gdyż ta zawsze tworzy się najpierw.

N. Tak. Że to jest odmiana nietrwałą, przekonywamy się stąd, że trzymana w cieple sama przez się bez dopływu energii z zewnątrz przechodzi w odmianę czerwoną; nigdy jednak odwrotna przemiana sama przez się nie zachodzi. Jednakże odmianę czarną możemy otrzymać z czerwo-

nej, jeżeli ją przemienimy w ciecz lub w parę. Przy ogrzewaniu siarczku rtęciowego sublimuje łatwo, jeżeli parę szybko oziębić, tworzą się kryształy czarne. Jeżeli jednak sublimat ten (Hg S) pozostawić czas jakiś w miejscu ciepłym, przechodzi on z powrotem w odmianę czerwoną. Siareczek rtęci jest najważniejszą rudą rtęciową, otrzymujemy z niej rtęć metaliczną—

U. Czy nie możnaby jej prażyć, jak inne siarczki?

N. Można. Podczas prażenia siarka przechodzi w dwutlenek siarki, rtęć zaś pozostaje, gdyż w tych warunkach nie łączy się z tlenem powietrza. Cała trudność polega na tem, że rtęć, jako bardzo łatwo lotna, będzie się ulatniać; to też gazy trzeba by prowadzić przez wielkie odbieralniki, aby rtęć mogła dostatecznie się skroplić. Dlatego też używamy innego procesu hutniczego: ogrzewamy siareczek rtęci z żelazem; zachodzi reakcja między temi ciałami, przyczem tworzy się siareczek żelaza nietlotny, a rtęć daje się z łatwością oddystylować. Możemy stosować jeszcze inny proces: siareczek rtęci ogrzewamy z wapnem; zachodzi wówczas reakcja wymiany podwójnej, t. j. powstaje siareczek wapnia i tlenek rtęciowy, który rozkłada się pod wpływem ciepła na rtęć metaliczną; należy ją oddystylować oraz tlen, który oksyduje liczne domieszki organiczne tej rudy. Otrzymywać więc rtęć można za pomocą reakcji najrozmaitszych. Do czego używamy rtęci?

U. Używamy jej do różnych przyrządów fizycznych np. do termometrów i barometrów; związków rtęci używamy w medycynie. Używamy rtęci do wyrobu luster, w jaki sposób robią to?

N. Pokrywają powierzchnię szyby amalgamatem z rtęci i cyny. Amalgamatem zwiemy stopy rtęci z innymi metalami; są one bądź stałe, bądź płynne. Dla rozwoju fizyki i chemii rtęć miała bardzo doniosłe znaczenie, ma je zresztą i do dziś dnia. Oprócz przyrządów, które wyliczyłeś, używamy jej do wyrobu manometrów i wielu aparatów elektrycznych. Przyczyną, dla której tak chętnie używamy rtęci jest to, że jest ona metalem ciekłym, ciężkim i szlachetnym t. j. nie ulega działaniu powietrza.

42. Srebro. I.

N. Dzisiaj pomówimy o srebrze.

U. Metal ten jest powszechnie znany. Dlaczegośmy od niego nie zaczęli?

N. Innej drogi nie było. Możemy mówić o srebrze, i jego związkach, dopiero teraz gdy już poznałeś tlen, chlor, siarkę i inne metaloidy.

U. Metale rzadko znajdują się w naturze w stanie rodzimym. Najczęściej tworzą z metaloidami związki. Co do srebra; jest to metal biały, o pięknym połysku i dosyć kosztowny. Właściwie dlaczego?

N. Bo stosunkowo rzadko się napotyka. Otrzymywanie srebra z rud nie przedstawia szczególnych trudności i nie jest kosztowne, o ile rudy są czyste, jednak napotykają się one dosyć rzadko. Z powodu wysokiej wartości srebra dobywa się go i z takich rud, które zawierają srebro tylko jako domieszkę, co naturalnie podnosi cenę metalu. Srebro, z którego wyrabiamy monety i drobne sprzęty nie jest czyste, lecz zawiera $\frac{1}{10}$ część miedzi. Czyste srebro jest zamiękkie, dlatego też łatwo by się gięło, domieszka miedzi robi je znacznie twardszem. W jakich warunkach srebro traci swój połysk?

U. Wskutek obecności siarkowodoru lub siarki.

N. Tak jest. Większość rud srebrodajnych to właśnie siarczki srebra. Srebro nie zawsze ma wygląd metalu białego o powierzchni lśniącej. Jeżeli strącać srebro z roztworów za pomocą cynku otrzymujemy je barwy bardzo różnej, od brunatnej do czarnej. W pewnych warunkach może ono mieć postać koloidalną; roztwór taki posiada zabarwienie czerwone lub brudno-żółte, znajduje wtedy zastosowanie w medycynie. Srebro jest w słabych kwasach nierozpuszczalne z wyjątkiem kwasu azotowego, daje wtedy roztwór azotanu srebra.

U. Sól tę już znam, jest to odczynnik na jon chlorowy, a więc jon srebrowy jest bezbarwny.

N. Słusznie. Srebro tworzy tylko jeden szereg połączeń, jon srebrowy Ag^+ jest jednowartościowy, tak jak i jony metali alkalicznych.

U. Jednak pokrewieństwo to jest odległe.

N. O wiele bliższe niż sądzisz, gdyż sole srebrowe mają tę samą postać krystaliczną, co i odpowiednie sole sodowe. Zresztą dodać należy, że jon srebrowy jest bardzo trujący.

U. Wszak codziennie używam srebrnych widelców i łyżek bez żadnej szkody dla zdrowia.

N. Ponieważ srebro jest metalem szlachetnym, więc też ma słabą tendencję do przechodzenia w jon srebrowy; w warunkach codziennych niema potemu żadnej sposobności. Zresztą wszędzie w organizmie znajdują się wolne jony chlo-

ru, które dają z jonami srebra chlorek srebrowy prawie nierozpuszczalny i dlatego bardzo mało szkodliwy. Srebro działa szkodliwie tylko wtedy, gdy jest wprowadzone do organizmu pod postacią jonu. Wtedy jednak działa tak gwałtownie, że dawni chemicy nazywali azotan srebra kamieniem piekielnym (lapis infernalis).

U. Po zalapisowaniu skóry, miejsce to stało się czarne.

N. Polega to na działaniu światła, które rozkłada związki srebrowe, wydzielając metaliczne srebro, które wtedy ma barwę czarną. Obszerniej pomówimy o tem, gdy będziemy zajmowali się fotografią. Azotan srebra $AgNO_3$ jest solą bezbarwną, krystalizuje bez wody, tworząc duże piękne kryształy, nadzwyczaj łatwo rozpuszcza się w wodzie. Roztwór ma odczyn obojętny, co dowodzi, że srebro jest silną zasadą, podczas gdy większość soli metali ciężkich reaguje kwaśno.

U. Gdyż woda je rozkłada, wydzielając wolny kwas.

N. Tak. Jeżeli dodam ługu sodowego tworzy się czarny osad tlenku srebrowego Ag_2O , podobnie, jak to widzieliśmy u soli rtęciowych. Osad ten jest ciemno-brunatny; jest to połączenie chemiczne nietrwałe. Tlenek srebra ogrzewany czas jakiś na sucho w probówce rozkłada się łatwo na tlen i srebro, tworzące rodzaj gąbki białej o metalicznym połysku. Rozkład idzie o wiele łatwiej, niż rozkład tlenku rtęciowego.

U. Srebro jest więc szlachetniejszym od rtęci.

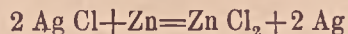
N. Słusznie, gdyż odwrotnie tlenek srebra nie tworzy się wcale przy ogrzewaniu srebra na powietrzu. Chcąc otrzymać tlenek srebra, należy czystym tlenem pod ciśnieniem działać na srebro gąbczaste, dopiero wówczas może nastąpić połączenie chemiczne obu tych ciał. Połączenia srebra z chlorowcami już znasz z poprzednich lekcji.

U. Są to ciała nierozpuszczalne w wodzie. Chlorek srebra i bromek są białe, jodek zaś jest żółty. Tworzą się one zawsze, gdy jony srebra i chlorowców spotykają się z sobą.

N. Związki chlorowcowe srebra są o wiele trwalsze od tlenku; można je też ogrzewać bez rozkładu. Topią się one łatwo; zastygły chlorek srebra nie jest kruchy jak inne sole po stopieniu, lecz daje się krajać nożem. Chlorek srebra tworzy minerał zwany srebrem rogowem. Ponieważ srebro jest materiałem dosyć drogim, w laboratorjach więc nie wyrzucamy chlorku srebrowego lecz zbieramy, aby z niego otrzymać napowrót srebro; nie jest to trudnem bynajmniej, dlatego też nauczę cię tego sposobu. W tym oto

tyglu mam stopiony chlorek srebrny, nalewam nieco rozcieńczonego kwasu solnego, i wstawiam w środek pałeczkę cynkową. Widzisz, jak dokoła niej osadza się szare srebro metaliczne. Jutro reakcja dojdzie aż do brzegów naczynia, chlorek srebra całkowicie będzie rozłożony, napisz tę reakcję.

U. Jeżeli cynk rozkłada chlorek srebrny, to musi się sam łączyć z chlorem, a zatem



Ale w jaki sposób cynk może rozłożyć chlorek srebra znajdujący się u brzegów, wszak z nim nie styka się wcale?

N. Jeżeli zwrócisz uwagę na to, że rozkład nie zachodzi w masie chlorku srebra, lecz poczyna się od cynku i rozchodzi coraz dalej nazewnątrz, to będziesz mógł domyśleć się, jaka tu działa przyczyna. Cynk z początku rozkłada chlorek srebra, z którym się bezpośrednio styka, w zwykły sposób. Następnie tworzy się ogniwo galwaniczne z cynku, chlorku srebra i powstaje prąd elektryczny, który jon chlorowy od chlorku srebra prowadzi do cynku, wskutek którego tworzy się srebro metaliczne i chlorek cynkowy. Proces ten podobny jest zupełnie do tego, który zachodzi w ogniwie Daniela.

U. Czy można dowieść tu obecności prądu elektrycznego?

N. Bardzo łatwo. Już choćby przez to, co zwróciło twoją uwagę, a mianowicie, że cynk wywiera wpływ redukcyjny w tych miejscach, gdzie go niema. To właśnie może być tylko za pośrednictwem prądu. Możesz zrobić jeszcze takie doświadczenie. Obwiń cynk w papier, tak aby nie mógł bezpośrednio stykać się z chlorkiem srebra, następnie połącz drutem srebrnym, lub platynowym cynk z masą chlorku srebrnego, a zobaczysz, że srebro osadza się będzie nie naokoło cynku, lecz dokoła drutu.

U. Gdyż w tem miejscu prąd wchodzi?

N. W tem miejscu przeciwnie, prąd wychodzi, gdyż prąd dodatni idzie od srebra przez drut do cynku. Jeżeli prąd przepuścisz przez galvanometr, to możesz skonstatować odchylenie igły. Obecnie musimy pomówić nieco o rozpuszczalności chlorku srebrnego. Chlorek srebra rozpuszcza się w ilości 0,0015 gr. na litr wody. Jeżeli jednak dodam amonjaku, to chlorek srebra rozpuszczać się będzie w dużej ilości. W tem oto naczyniu strąciłem z roztworu azotanu srebra chlorek srebrny za pomocą soli kuchennej; po dodaniu amonjaku płyn staje się klarownym; dlaczego?

U. Prawdopodobnie jon srebrny tworzy z amonjakiem nowy jon złożony.

N. Tak jest, katjon ten ma skład chemiczny:



Chlorek srebra rozpuszcza się również w tiosiarczanie sodu. Polega to również na tworzeniu się jonu złożonego, tym razem jednak będzie to anjon złożony z jonu tiosiarczanego i srebra. Skład jego ostatecznie ustalony nie został, gdyż, jak się zdaje, może być wiele związków podobnych, jednak sama rzecz w zasadzie już kwestji nie ulega. Zrób sam to doświadczenie!

U. Rzeczywiście chlorek srebra rozpuszcza się natychmiast.

N. Reakcja ta ma doniosłe znaczenie w fotografii i później do niej powrócimy, gdy ci będę szczegółowo tłumaczył procesy fotograficzne.

U. Czy będziemy również fotografować?

N. A jakże, przytem można się sporo chemji nauczyć. Musimy jednak przedtem zrobić przegląd związków srebra z chlorowcami. Bromek srebra poznałeś już w swoim czasie, jest on jeszcze trudniej rozpuszczalny, niż chlorek, gdyż amonjak prawie go nie rozpuszcza; natomiast tiosiarczan sodu rozpuszcza go w dosyć znacznej ilości.

U. Jak objaśnić działanie tiosiarczanu sodowego?

N. Pochłania on jony srebrne daleko energiczniej, niż amonjak; pozostaje ich w roztworze tyle tylko, ile wynosi rozpuszczalność samego bromku srebra, czyli ilość znikomą małą. Jodek srebra jest znowu jeszcze mniej rozpuszczalny, niż bromek, toteż nie rozpuszcza się ani w amonjaku, ani w tiosiarczanie sodowym. Jednakże i ten związek rozpuszcza się w cyanku potasu.

U. Jakaż tedy zachodzi reakcja?

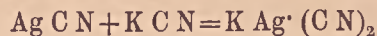
N. Są to reakcje, których przykłady już widziałeś. Zaczniemy najprzód od paru doświadczeń. Dolewam do roztworu AgNO_3 nieco cyanku potasowego.

U. Powstaje osad biały, zupełnie podobny do chlorku srebra.

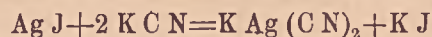
N. Dodaję teraz większą ilość cyanku potasu: osad rozpuszcza się, a płyn zaś już nie daje reakcji na srebro. Ani dodanie chlorku sodowego, ani ługu sodowego osadu nie tworzy:

U. Zupełnie tak samo zachowuje się żelazo, które tworzy żelazocyanek potasowy.

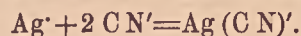
N. Reakcja w obu razach zupełnie jest podobna, dla srebra można ją wyrazić za pomocą wzoru:



utworzyła się zatem sól potasowa jonu $\text{Ag} (\text{C N})_2'$. Roztwór tej soli zawiera jeszcze mniej jonów srebrowych, niż roztwór tiosiarczanu sodowego, dlatego też tworzy się ona z cyanku potasowego i jodku srebrowego podług równania:



można to wyrazić jeszcze krócej, uwzględniając tylko jony:



Sprawdź ilość punktów i kresek.

U. Z lewej strony jeden punkt i dwie kreski, pozostaje wolna jedna kreska, z prawej strony — jedna kreska, a zatem dobrze.

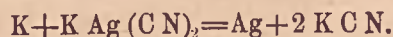
N. Roztwór srebrocyanku potasowego posiada dużą doniosłość techniczną. Prąd elektryczny osadza zeń srebro na katodzie bardzo równo i gładko, daleko lepiej niż z roztworu azotanu srebrowego, z którego osadza się ono w postaci krystalicznej. Dlategoż używamy roztworu srebrocyanku potasowego do posrebrzania przedmiotów zrobionych z innych metali za pomocą prądu elektrycznego. Ponieważ takie przedmioty „galwanizowane” w codziennym życiu są bardzo używane, przeto wyrób ich stanowi potężną gałąź przemysłu. Musimy jednak sprawę tę szczegółowiej omówić. Jakże są jony tej soli?

U. K^+ i $\text{Ag} (\text{C N})_2'$.

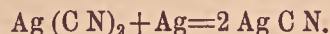
N. Widzisz więc, że do katody dąży potas, a nie srebro. Srebro osadza się wskutek reakcji wtórnej (rozd. 9).

U. Potas nie może istnieć w roztworze i wywołuje natychmiastowe zmiany; wtedy wydzielal wodór.

N. Tu wydziela się srebro z jonu srebrocyanowego podług równania:



Anoda zrobiona jest ze srebra, zachodzi tam stale reakcja:



A zatem na katodzie wciąż się tworzy cyanek potasu, na anodzie zaś cyanek srebra; obie sole łączą się wciąż, tworząc srebrocyanek potasowy i t. d. Srebro ciągle rozpuszcza się na anodzie i wydziela na katodzie: Płyn wobec tego zachowuje stałą koncentrację, zupełnie tak, jak siarczan miedzi w ogniwie Daniela.

U. Czy jednak nie zdarzają się takie przypadki, że się cyanek srebra osadza z roztworu, jako trudno rozpuszczalny?

N. Nie może to mieć miejsca, gdyż stale płyn zawiera pewien nadmiar cyanku potasowego.

43. Fotografja.

N. Dzisiaj będziemy się uczyć fotografji. Jest ona trudna i łatwa, zależnie od stopnia doskonałości technicznej, do jakiej chce się ją doprowadzić. Fotografować po amatorsku t. j. zrobić czyste zdjęcie danego przedmiotu lub widoku nie jest trudno. Tu oto przedstawiam ci kliszę; służy ona do zdjęć; ta jest nie zdatna do użytku, gdyż wystawiona została przez chwilę na działanie światła.

U. Jest to płyta szklana pokryta białą masą podobną do kłajstru.

N. Jest to klej bezbarwny, zwany żelatyną, w którym są gęsto rozsiane ziarenka bromku srebra. Wyrób tych płyt odbywa się w następujący sposób: Do roztworu ciepłego żelatyny dodaje się bromku amonu i następnie, w ciemności, azotanu srebra w takiej ilości, aby pozostało nieco bromku amonu wolnego. W ten sposób otrzymuje się klisze bardzo mało czułe na działanie światła, t. j. takie, które wymagają bardzo długiej ekspozycji. Przez dłuższe ogrzewanie masy otrzymuje się klisze o wiele czulsze, fabrykant ma pewne oznaki, po których wnioskuje, że masa już jest gotowa. Wtedy się ją studzi, tnie na paski i ługuje wodą, aby usunąć nadmiar bromku amonowego, i azotan amonowy, który się tworzy przy reakcji, działanie bowiem tych soli jest szkodliwe. Wtedy ponownie ogrzewa się masę, wskutek czego staje się ona płynną, rozlewa się ją na płytki szklane i suszy. Wszystkie te roboty wykonywa się w ciemności lub też przy świetle czerwonym. Wyrób ten znany jest w handlu pod nazwą suchych płyt bromożelatynowych.

U. Dlaczego pracować trzeba przy świetle czerwonym?

N. Gdyż ono działa najmniej na klisze. Zresztą można wyrób ten prowadzić za pomocą maszyn bez żadnego dozoru. Płytkę taką trzymam w kasecie, z przodu chroni ją pokrywa, którą zdejmuję już w samej kamerze, wtedy gdy mam zdjąć fotografję. Wiesz chyba, co to jest kamera.

U. Wiem, w kamerze otrzymujemy zmniejszony i odwrócony obraz przedmiotów za pomocą soczewki.

N. Soczewka umieszczona jest z przodu aparatu ruchomo, gdyż obraz jest jasny tylko w pewnym położeniu soczewki; zależnie od odległości przedmiotu fotografowanego, należy soczewkę przesunąć w tył lub naprzód. Jeżeli chcemy zdejmovać krajobrazy, lub wogóle przedmioty odległe, wówczas soczewkę umieszczamy w jednym stałym miejscu. Obecnie zakrywam soczewkę, zsuwam pokrywę z płyty i na mgnienie oka otwieram soczewkę, czyli eksponuję.

U. Jak długo trzeba eksponować?

N. Zależy to i od oświetlenia i od soczewki. Zwykle aparaty amatorskie są tak zbudowane, że wystarcza nacisnąć automatycznie sprężynę, jeżeli się fotografuje na dworze przy oświetleniu słonecznym; w pokoju należy trzymać aparat otwartym przez parę sekund, tem dłużej, im oświetlenie jest słabsze. Zdjąłem krajobraz widoczny przez okna: obecnie będziemy go wywoływać. W tym celu idę do ciemnego zupełnie pokoju oświetlanego tylko przez lampę czerwoną. Inne światło może płytę uszkodzić, a właśnie muszę z nią dokonać szeregu manipulacji. Najpierw do wanny wlewam wywoływacz. Jest to mieszanina paru substancji, które mają własności redukowania bromku srebrowego na srebro i jon bromowy. Szczegółowo nie będę ci podawał tych reakcji, gdyż idzie tu o reakcje organiczne, których byś jeszcze nie zrozumiał. Bromek srebra ma tę własność, że w tych miejscach, na które padło światło, rozkłada się przez wywoływacz. Dzieje się to szybko, i tem szybciej, im światło było silniejsze. Przypatrz się kliszy leżącej w roztworze wywoływacza, wydaje się ona czerwona w czerwonym świetle lampy.

U. Widać z jednej strony czarną smugę.

N. Jest to właśnie miejsce, gdzie odfotografowano niebo. Światło w tem miejscu było najsilniejsze, to też mamy tu czarną smugę. Teraz występują pojedyncze kontury krajobrazu.

U. Nie mogę nic rozpoznać.

N. Gdyż to jest negatyw: co w rzeczywistości jest jasnym, tu występuje ciemno i odwrotnie. Wywołuję tak długo, aż prawie cały obraz wyda się czarnym. Teraz wyjmuję płytę, przemycam wodą i przenoszę do innej wanny z tiosiarczanem sodu (1 : 5).

U. Na co?

N. Tiosiarczan sodu rozpuszcza bromek srebra, nie działa jednak na srebro metaliczne. W ten sposób usunę resztę bromku srebra, który się znajduje na płycie, pozostaje tylko obraz utworzony z metalicznego srebra (czarnego).

Teraz przemyjemy kliszę i możemy w dalszym ciągu pracować przy świetle dziennem. Czy rozpoznasz co?

U. U góry czarna smuga—to niebo, dalej drzewa, domy, nawet ludzie tu i owdzie, u dołu bruk.

N. Chcąc wykończyć negatyw, należy starannie odmyć tiosiarczan sodowy, kładę kliszę w tym celu do wanny i puszczam wolno strumień wody najmniej w ciągu pół godziny. Teraz trzeba być bardzo uważnym: warstwa żelatynowa wzdęła się i teraz bardzo łatwo ją uszkodzić, musisz dotykać kliszy tylko z brzegu, a wogóle dotykać jaknajmniej. Teraz należy ją wysuszyć; w tym celu stawiamy kliszę pionowo w odpowiednim statywie: suszenie trwa kilka godzin, gdyż nie można klisz ogrzewać, w przeciwnym razie żelatyna mogłaby się rozpuścić, a cały obraz spłynąć.

U. Trzeba parę godzin czekać!

N. Mam tu inny negatyw z solą, z którym przerobimy następne manipulacje: teraz będziemy kopjować negatyw, chcąc otrzymać obraz rzeczywisty. W handlu mamy papiery kopijowe dwóch rodzajów: papiery kopjowe zwykłe, i papiery do wywoływacza. Pierwsze z nich są pociągnięte tą warstwą chlorku srebra (oprócz innych substancji) i mają własność ciemnienia pod działaniem światła. Drugie są pokryte warstwą bromku srebrowego podobnie jak i klisze, są tylko o wiele mniej czułe. Należy wystawić je na działanie światła, później zaś traktować tak jak i klisze wywoływaczem. Najprzód otrzymamy kopję na papierze pokrytym warstwą chlorku srebra. W tym celu umieszczamy kliszę i papier w ramkach do kopjowania, znanych powszechnie: są to ramy, mające tylną ścianę umocowaną na zawiasach, tak żeby ją można było odejmować.

U. Dlaczego ściana ta składa się z dwóch deseczek ruchomych?

N. Żeby można było zobaczyć, jak postępuje kopjowanie. W tym celu po pewnym czasie odkręca się sprężynę, podnosi kłapę, poczem znowu się wszystko przykręca, nie poruszając papieru kopjowego. Teraz wystawiam wszystko na działanie dosyć silnego światła; tymczasem zrobimy z innego negatywu kopję na papierze do wywoływania.

U. Musimy zatem pracować w ciemnym pokoju.

N. Papier nie jest tak czuły, jak klisza, możemy z nim manipulować w ciemnym kącie pokoju, trzeba jednak mieć pewną wprawę. Zakładam papier w ramki wraz z negatywem, trzeba tylko pozostałe w pakiecie papiery szybko zawinąć, żeby ich światło nie popsulo. Wystawiam teraz kopję na działanie światła w ciągu 10 sekund (na tych pa-

pierach napisano, jak długo eksponować potrzeba) i do wywołania znowu idę w róg pokoju. Obecnie nie zobaczysz jeszcze żadnych zmian na papierze, rysunek wystąpi dopiero po działaniu wywoływacza. Kładę teraz papier do wanny z wodą, dolewam wywoływacz i obraz natychmiast występuje. Teraz kładę kopję do słabego roztworu kwasu octowego aby powstrzymać dalsze działanie wywoływacza, a następnie do roztworu tiosiarczanu sodu, poczem kopję przemywam i suszę; teraz fotografia gotowa. Kopja jest trochę za czarna, a zatem eksponowałem zadługo, zrób sam drugą kopję lecz eksponuj krócej.

U. Co się stało z tamtą pierwszą kopją?

N. Zobaczymy. Właśnie już jest gotowa.

U. Zdaje się, że jest zaciemna.

N. Zblednie następnie; dlatego też trzeba kopjować w ciemniejszym tonie, niż sama fotografia. Najpierw kładziemy kopję do wody.

U. Woda staje się mleczną.

N. Papier zawiera azotan srebra, rozpuszczalny w wodzie, natrafia tam na jony chlorowe, zawsze w wodzie źródlanej obecne, i tworzy z nimi chlork srebra; teraz zanurzam kopję w roztwór tiosiarczanu sodowego, aby nadmiar chlorku srebra usunąć.

U. Obraz stał się żółto-brunatnym.

N. Jest to srebro, lecz w innej amorfnej postaci. Ponieważ barwa ta nie ładnie wygląda, trzeba ją wyłocić, lub jak się mówi technicznie wytonować. Bardzo rozdrobione złoto ma barwę niebiesko-fioletową. Kopję kładziemy do roztworu soli złota. Złoto szlachetniejsze jest od srebra, to też srebro je strąca, a samo przechodzi w roztwór. Kładę kopję do roztworu soli złota; barwa teraz powoli się zmienia, przechodząc w odcień fioletowy. Gdy dojdzie do pożądanego tonu, wyjmuję ją, przemywam i suszę. Fotografia skończona.

U. Jednakże ta manipulacja dłuższą jest od poprzedniej.

N. Tak jest, lecz obraz jest lepszy. Jeżeli je teraz porównasz, przekonasz się, że druga kopja dokładniej wydatnia wszelkie szczegóły. Muszę ci wreszcie dodać, że podałem ci te roboty nieco w innym porządku, niż się je zazwyczaj prowadzi ze względów pedagogicznych, a mianowicie: zazwyczaj tonuje się zaraz po wywołaniu kopji, a dopiero później utrwała się, czyli przemywa w kąpielu tiosiarczanowej. Jednakże wtedy nie można tak dobrze widzieć zmiany barwy.

U. Jak długo trzeba na końcu przemywać?

N. O ile masz pod ręką wodę bieżącą, jedną godzinę; w przeciwnym razie dwie godziny, lecz trzeba co 10 — 15 minut zmieniać wodę w kąpielu. Radziłbym ci z początku kupować gotowe roztwory, żeby uniknąć błędów przy przygotowywaniu takich. Możesz sobie sam robić tylko roztwór tiosiarczanu, rozpuszczając 1 część soli w 5-ciu częściach wody. O ile kupisz sobie aparat fotograficzny, używaj z początku małych klisz— 9×12 cm., gdyż zmarnujesz znaczną ich ilość, zanim pierwsza próba ci się powiedzie, a to wypadnie o wiele taniej. Z początku rób tylko jedno lub dwa najwyżej zdjęcia i natychmiast je wywołuj. Pamiętaj dokładnie warunki, przy jakich robisz zdjęcie, i jeżeli zrobisz błąd, staraj się go na przyszły raz uniknąć. Później spraw sobie obszerniejszy podręcznik do fotografii, gdzie znajdziesz recepty na płyny fotograficzne i staraj się sam je sobie przyrządzić. Jeżeli w tem nabędziesz wprawy, spróbuj samemu odlać kliszę: wprawdzie nie opłaca się to, lecz zato możesz się wiele w ten sposób nauczyć.

44. Cyna.

N. Cyna znana jest od niepamiętnych czasów. W naturze nie spotyka się w stanie metalicznym, lecz tylko jako tlenek, z którego atoli bardzo łatwo ją wytopić. Opisz mi własności cyny.

U. Jest to metal barwy szarej, jaśniejszy od ołowiu, dosyć miękki i łatwo topliwy.

N. Punkt topliwości wynosi $+235^{\circ}$. W szeregu napięć zajmuje miejsce pośrednie pomiędzy cynkiem a ołowiem, stoi bliżej tego ostatniego, nie jest więc metalem szlachetnym, mimo to doskonale zachowuje się na powietrzu i w wodzie, gdyż pokrywa się na powierzchni cienką warstwą tlenku, która nie dopuszcza do dalszej oksydacji. Dawniej wyrabiano wiele sprzętów kuchennych z cyny, obecnie tego nie robią, gdyż cyna jest na to za miękka, chyba tylko zabawki dziecięce. Używają jednak znacznych ilości cyny do pobielania innych metali i do otrzymywania stopów.

U. Wiem, że blachę żelazną pociągają cyną, zwie się ona blachą białą.

N. Podobnie pobielają t. j. pokrywają warstwą cyny naczynia kuchenne miedziane, gdyż miedź rozpuszcza się łatwo w kwaśnych i tłustych potrawach, tworząc związki trujące,

podczas gdy cyna jest o wiele oporniejszą i nieszkodliwą. Również z cyny wyrabiają, lub pokrywają cyną chłodnice do wody dystylowanej, gdyż cyną jest oporna na działanie czystej wody, również jak i studziennej.

U. Co zawiera woda studzienna, lub źródłana?

N. Zależy to od pokładów, z których źródło wytryska. Zazwyczaj są tam jony chlorowe, siarczane, sodowe, wapienne i magnezjowe. Kwas węglowy bywa też obecny, w braku tego ciała, woda ma smak mdły.

U. Dlaczego czysta, dystylowana woda ma smak do syć wyraźny i przykry, podczas gdy woda źródłana, która zawiera masę domieszek, niema żadnego? Powinno być przeciwnie!

N. Pochodzi to stąd, żeśmy się przyzwyczaili pić wodę źródłaną, a niedystylowaną. Woda ta sprawia na nas stale to samo wrażenie, do którego tak się przyzwyczajamy, że go w końcu wcale nie czujemy. Cyna rozpuszcza się w kwasach bardzo wolno, nieco lepiej w stężonym kwasie solnym, zgodnie zresztą ze swem stanowiskiem w szeregu napięcia. Biorę nieco papieru cynowego do epruwetki i nalewam doń kwasu solnego: przy ogrzewaniu wydziela się wódór dosyć szybko.

U. W papier cynowy zawijają zazwyczaj czekoladę i sery.

N. Tak jest: robią to dlatego, że papier cynowy jest zupełnie dla powietrza nieprzenikliwy. Przez obwiniecie parę razy dokoła, zamykają szczeliny tak dokładnie, że powietrze może tam przeniknąć tylko z wielką trudnością. Tymczasem nasz papier cynowy już się rozpuścił w kwasie solnym. Roztwór zawiera teraz jon cynawy dwuwartościowy Sn^{2+} . Oprócz tego może być jon cynowy czterowartościowy Sn^{4+} , z którego związkami później cię zapoznam. Z pomiędzy związków cynawy wymienię: SnS —siarczek cynawy, barwy brunatnej, powstaje pod działaniem siarkowodoru na roztwory cynawe. Wodzian cyny Sn(OH)_2 , powstaje przez dodanie ługu sodowego do roztworu chlorku cynowego, jest to osad biały w nadmiarze ługu rozpuszczalny, co zdradza jego słabo kwaśne własności. Sam chlorek cynawy SnCl_2 jest środkiem silnie redukcyjnym, polega to na tem, że jon cynawy Sn^{2+} przechodzi w jon cynowy Sn^{4+} czterowartościowy. Dolewam do roztworu SnCl_2 nieco chlorku rtęciowego, powstaje osad biały, który ciemnieje i robi się szarym za ogrzaniem. Postaraj się objaśnić, co tu za proces ma miejsce.

U. Chlorek rtęciowy ma skład chemiczny HgCl_2 ; pod wpływem redukcji traci chlor, a więc tworzy się chlorek rtęciawy czyli kalomel HgCl , barwy białej, lecz dlaczego staje się on szarym?

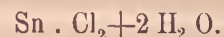
N. No, a jeżeli odjąć chlor od kalomelu?

U. Utworzy się rtęć metaliczna; ale przecież rtęć zwykle tworzy kulki metaliczne.

N. Szara ta substancja jest rtęcią metaliczną tylko w postaci tak drobnych kulek, że ich gołym okiem niepodobna rozróżnić. Jeżeli pozostawić płyn w cieple przez czas dłuższy, wówczas drobne kulki połączą się w większe, tak, że je będzie można już dostrzedz, i rozpoznać jako zwykłą rtęć. Rozcieram nieco szarej masy na blaszce miedzianej.

U. Powstaje powłoka biała niby srebrna!

N. Miedź pokryła się amalgamatem. Muszę ci pokazać chlorek cynawy po odparowaniu: zawiera on wodę krystaliczną i ma skład chemiczny:



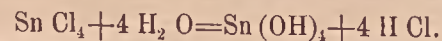
Sól tę używają w farbiarstwie; rozpuść ją w wodzie!

U. Rozpuszcza się bardzo łatwo, lecz roztwór jest mętny.

N. Jest to następstwem silnie redukujących własności tej soli: pochłania ona tlen powietrza i przechodzi w związki cyny czterowartościowej, a te są trudno w wodzie rozpuszczalne. Chcąc dobrze roztwór cynawy zachować, dodaje się nieco kwasu solnego i rzuca parę kawałków cyny.

U. To tak jak żelazo!

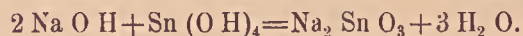
N. Obecnie zajmiemy się jonem cynowym Sn^{4+} jest on wogóle mało znany. Wodzian cynowy Sn(OH)_4 ma charakter kwasu, chlorek cynowy SnCl_4 niema podobieństwa do soli, jest to płyn, który tu oto widzisz. Otrzymujemy go przez ogrzewanie cyny w strumieniu chloru, następnie należy płyn przedystylować, punkt wrzenia wynosi $+120^\circ$, jest więc nie wiele wyższy od punktu wrzenia wody. Zatopiłem próbkę, w której trzymam czterochlorek cyny, bo płyn ten na powietrzu mocno dymi i rozkłada się pod wpływem wilgoci:



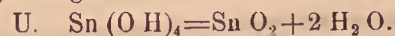
Odcinam teraz wierzchołek próbki, tak jak się szkło kraje zazwyczaj, widzisz jak płyn dymi. Teraz wlewam go do wody.

U. Roztwór jest klarowny i bezbarwny; czy wodorotlenek cynowy jest rozpuszczalny?

N. Tworzy on roztwór koloidalny. Jeżeli płyn jakiś czas postoi, wydzieli się osad $\text{Sn}(\text{OH})_4$, gdyż wodzian przekształca się powoli w inną formę nierozpuszczalną w wodzie. Część jednak istnieje w roztworze pod postacią jonów, o czym łatwo się przekonać, przepuściwszy strumień siarkowodoru, który strąci osad SnS_2 — dwusiarczek cyny. Jeżeli zaś do tego roztworu ostrożnie dodać ługu sodowego, to w pierwszej chwili strąci on wodzian cynowy $\text{Sn}(\text{OH})_4$, lecz osad ten następnie rozpuści się po dodaniu nowej porcji ługu: Powstaje sól — cynian sodowy Na_2SnO_3 :



Reakcja ta przedstawia tyle osobliwości i jest w gruncie rzeczy zależną od tylu warunków, że lepiej zrobimy, nie zastanawiając się nad nią długo, i pozostawiając ją do wyższego kursu chemji. Jaki skład mieć będzie bezwodnik kwasu cynowego?



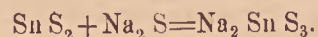
N. Tak jest. Skład ten zupełnie odpowiada dwutlenkowi krzemu, do którego cyna jest nieco podobna. Dwutlenek cyny tworzy minerał kasyteryt, jedyną godną uwagi rudę cynową. Przy ogrzewaniu cyny na powietrzu tworzy się również dwutlenek cynowy, który służy do polerowania metali, posiada wtedy barwę szarą od domieszek. Związek ten łatwo redukuje się za pomocą węgla i wodoru w cynę. Pomówimy obecnie o dwusiarczku cynowym SnS_2 . Przypomnij sobie siarczek sodowy Na_2S , używaliśmy go do strącenia metalów grupy żelaza w postaci siarczków, których nie można było strącić za pomocą siarkowodoru —

U. Gdyż wolny kwas, który się przy tem tworzył rozpuszczał je natychmiast —

N. Tak. Dwusiarczek cynowy otrzymywaliśmy przez działanie siarkowodoru na roztwory kwaśne, należy on zatem do siarczków rozpuszczalnych dosyć trudno. Jeżeli teraz dodam do osadu dwusiarczku cynowego siarczku sodowego, to zobaczysz, że osad się rozpuści.

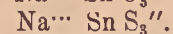
U. Zaszła jakaś reakcja.

N. Nastąpiło tu połączenie obu tych związków; pozostała sól:



Będzie to tiocynian sodu. Skład tej soli przypomina zwykły cynian sodu Na_2SnO_3 , różni się od niego tem tylko,

że zawiera siarkę zamiast tlenu. Oba te związki są solami, jony ich będą: $\text{Na}^+ \text{SnO}_3^-$

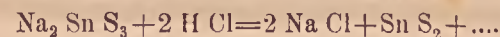


Istnieje bardzo dużo podobnych soli i jonów, gdzie siarka zajmuje miejsce tlenu. Nomenklatura tych związków jest ta sama, co i odpowiednich im związków tlenowych, z dodaniem na początku przystawki „thio”, co oznacza po grecku: siarka. Mamy więc: tiocynian sodu, jon tiocynianowy i t. d.

U. Dlaczego nie zapoznałem się wpierw z podobnymi solami?

N. Gdyż metale, o których mówiliśmy dotychczas, nie podobnego nie tworzą. Oprócz cyny podobne związki daje złoto i platyna i niektóre rzadkie metale, o których będziesz się uczył następnie. Ta cecha jest bardzo ważna i służy do odróżnienia tej grupy metali od innych w analizie chemicznej. Dodaję teraz nieco kwasu solnego do roztworu tiocynianu sodu, widzisz że żółty dwusiarczek cyny natychmiast się tworzy, napisz równanie.

U. Dwa ciężary związkowe sodu potrzebują dwóch HCl , a zatem

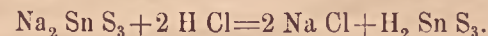


pozostaje 2H^+ i S^{2-} , a zatem siarkowodor, ale nie widzę, aby gaz się wydzielał.

N. Powąchaj tylko, a poczujesz, że on tam jest. Wobec znacznej ilości płynu siarkowodor się rozpuścił. Jednakże powiedz, czego powinienes się właściwie spodziewać, działając kwasem solnym na jakąś sól?

U. Że otrzymam wolny kwas tej soli.

N. Dobrze; kwas ten powinien mieć wzór H_2SnS_3 odpowiednio do równania:



Kwas taki nie jest trwały; rozkłada się on na dwusiarczek cyny; siarkowodor, podobnie jak kwas węglowy rozkłada się na bezwodnik i wodę.

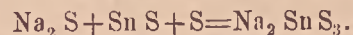
U. Widzę teraz wyraźniej podobieństwo, jakie zachodzi między tiosolami i zwykłymi solami; siarkowodor odegrywa tę samą rolę chemiczną, co woda w solach zwykłych.

N. Tak jest. Teraz zrobimy inne doświadczenie. Podziałam siarkowodorem na roztwór chlorku cynawego SnCl_2 , powstaje czarno-brunatny osad siarczku cynawego SnS ; dodaję teraz siarczku sodowego; — jak widzisz osad się nie rozpuszcza, gdyż soli tionowej utworzyć nie może. Jeżeli jednak dodać roztworu wielosiarczku sodowego, barwy żół-

tej, wówczas osad sam się rozpuści. Dodaj teraz kwasu solnego.

U. Tworzy się żółty osad SnS_2 .

N. W tem tkwi wyjaśnienie całej sprawy. Siarka rozpuszczona połączyła się z siarczkiem cynawym, w dwusiarczek, tak, że tiocynian sodu mógł się utworzyć:



Że tak jest w istocie, dowodzi tego właśnie żółty osad dwusiarczku cynowego, któryśmy otrzymali. Jest to zjawisko ogólne: wiele metali z pomiędzy tych, o których mówiliśmy poprzednio, tworzy sole tionowe tylko w obecności związków wielosiarkowych, i dlatego też jednosiarczki są nierozpuszczalne w czystym siarczku sodowym; rozpuszczalne natomiast w wielosiarczku.

U. Zdawało mi się, że znam wszystkie ważniejsze reakcje metali, a tu staję wobec zupełnie nowych i osobliwych stosunków!

N. Jest to drobny ułamek tego, co ci jeszcze do poznania pozostaje. Nie sądź, żeśmy już wyczerpali cały zakres chemii, przez to, cośmy zrobili dotychczas: przedstawiłem ci tylko w pobieżnym szkicu najlepiej opracowaną dziedzinę chemii. Całości żaden człowiek w ciągu życia swego ogarnąć nie jest w stanie!

45. Złoto i platyna.

N. Złoto i platyna stoją w szeregu napięcia elektrycznego na przeciwnym końcu w porównaniu do metali alkalicznych. Podczas gdy alkalja z nawiększą tylko trudnością udaje się otrzymać w stanie wolnym i przy pierwszej lepszej sposobności natychmiast wstępują w związki, złoto i platyna naodwrot, z dużą trudnością wstępują w związki chemiczne i korzystają z każdej sposobności, aby napowrót powrócić w stan pierwiastku. Jako dowód tej własności służyć może to, że w przyrodzie złoto i platyna napotykają się wyłącznie jako metale, najwyżej w postaci stopu z innymi metalami, nigdy w postaci związków solnych.

U. A zatem przy nich chemik nie może się wiele nauczyć.

N. Tego nie możemy powiedzieć. Przypomnij sobie tylko azot, który również spotyka się w naturze przeważnie jako wolny pierwiastek, a mimo to, tworzy wiele bardzo ciekawych związków. Chemja złota, a zwłaszcza platyny jest

tak złożona, że wolałbym jej teraz nie dotykać. Lepiej pomówimy o złocie, opisz mi ten metal.

U. Jest to metal żółty, o pięknym połysku, ciężki, na powietrzu się nie zmienia i jest ze wszystkich najdroższy.

N. Chemja zna metale o wiele droższe. Jest on najdroższy z pomiędzy metali znanych oddawna, z powodu, że się znajduje w ilości ograniczonej. Dlatego też służy za podstawę systemu monetarnego i wszystkie państwa dążą obecnie do przejścia na walutę złotą.

U. Czy to nie wszystko jedno, czy za podstawę bierzemy złoto, czy srebro?

N. Wcale nie, gdyż roczna produkcja obu tych metali nie pozostaje w stosunku stałym. Dawniej otrzymywano o wiele mniej srebra w porównaniu ze złotem, niż dziś, dlatego też dawniej za tę samą ilość złota można było otrzymać daleko mniej srebra. Cena srebra była w takim stosunku do złota przed trzydziestu laty jak 1 : 15, obecnie stosunek ten wynosi 1 : 31 $\frac{1}{2}$. Obydwa metale przedstawiają miary wartości, które są w stosunku zmiennym do siebie, to też można używać bądź jednego systemu, bądź drugiego; nigdy obu jednocześnie. Eksploatacja złota jest bardziej równomierna, niż srebra, dlatego też złoto służy za bardziej trwałą podstawę miary wartości. Złoto napotyka się w przyrodzie zawsze w stanie wolnym, otrzymywanie jego polega na oddzieleniu ciężkiego bardzo metalu od piasku, wśród którego złoto jest rozsiane.

U. W jaki sposób dostało się ono do piasku?

N. Piasek, a właściwie kwarc powstaje wskutek wietrzenia skał. Dawniej przemywano piaski złotonośne wodą, strumień wody unosił piasek, a ciężkie złoto pozostawało na miejscu. Jednakże zdarza się, że złoto jest tak rozdrobnione, że woda unosi je wraz z ziarnkami piasku, które cząsteczki metalu zawierają. Piasek taki należy traktować rtęcią, która złoto rozpuszcza bardzo łatwo, to też za pomocą rtęci można tak łatwo odmyć złoto od piasku, jak odmyliśmy cukier od piasku.

U. Następnie należy rtęć odparować, chcąc wydzielić złoto. Nieprawda?

N. Amalgamat złota należy poddać dystalacji, aby rtęci nie stracić. W ostatnich czasach wynaleziono inną jeszcze metodę wydobywania złota, dokładniejszą, niż metoda rtęciowa; używają mianowicie słabego roztworu cyanku potasowego, który ma własność wiązania złota chemicznie. Własności chemiczne złota są następujące: kwasy nie rozpuszczają go z wyjątkiem mieszaniny stężonego kwasu azotowego z sol-

nym, mieszaninę tę zowiemy wodą królewską, gdyż rozpuszcza ona złoto, króla metalów. Mieszanina ta wydziela chlor, gdyż wodór kwasu solnego utlenia się pod działaniem kwasu azotowego tworząc wodę, wolny chlor zaś stanowi istotną część czynną. Rzucam blaszkę złotą do wody chlorowej i widzisz, iż rozpuszcza się szybko, dając roztwór żółty.

U. A zatem jon złota jest żółty, również jak i metal.

N. Tak. Roztwór zawiera trójchlorek złota $AuCl_3$, jon złotowy jest trójwartościowym. Znamy niewiele soli tego jonu, gdyż z roztworu złoto bardzo łatwo osadza się w stanie metalicznym. Jeżeli dodam do roztworu $AuCl_3$ nieco siarczanu żelaza, wówczas roztwór w świetle przechodzącym przyjmuje barwę niebieską, w świetle odbitem natomiast widać właściwą barwę złota; jest ona złoto-brunatną. Jeżeli teraz użyję innego środka odtleniającego, a mianowicie chlorku cynawego, wówczas otrzymam piękną barwę purpurową. Barwa w obu razach pochodzi od wydzielenia się złota wolnego, lecz w drugim przypadku złoto tworzy roztwór koloidalny. Po pewnym czasie osadza się kwas cynowy i porywa złoto ze sobą. Osad ten zowiemy purpurą złotą; nawet przy stopieniu ze szkłem zachowuje on swą barwę, to też używamy go jako czerwonego barwnika do szkła i porcelany. Co się tyczy samego trójchlorku złota, to możemy go otrzymać z roztworu przez odparowanie jako masę brunatną, prawie nie poddającą się krystalizacji: chcąc otrzymać kryształy, należy dodać chlorku sodu lub potasu. Sole, które wtedy powstają, mają skład chemiczny $NaAuCl_4$ i $KAuCl_4$. Sole te można rozpatrywać jako sól podwójną $AuCl_3 + NaCl$, lub też jako sól sodową jonu złotochlorowego $AuCl_4^-$, uważam ten ostatni pogląd za słuszniejszy.

U. W jaki sposób możnaby tę sprawę rozstrzygnąć?

N. Należy sól elektrolizować. Jeżeli złoto poruszać się będzie w kierunku anody, a zatem mieści się w anionie, w przeciwnym razie będzie ono kationem. Wymieniłem ci umyślnie tę sól, gdyż właśnie jej używają fotografowie do tonowania kopji. Przy elektrolizie należy przyrządzić roztwór słaby 1 : 1000 i dodać nieco kredy, aby zneutralizować wolny kwas, który mógłby okazać się szkodliwym. Analogicznym do poprzedniej soli jest cjanozłocian potasu $KAu(CN)_4$, który się tworzy przez działanie rozcieńczonego cyanku potasu na złoto rozdrobnione; należy tylko chronić roztwór od działania powietrza. Na tej reakcji polega otrzymywanie złota z piasków, nie dających się inaczej ekstrahować.

U. A zatem w tym wypadku złoto może się utlenić przez działanie atmosfery; czy to się zgadza z charakterem złota, jako metalu szlachetnego?

U. Na to pytanie nie łatwo odpowiedzieć, nie wychodząc poza ramy kursu elementarnego, jakkolwiek nauka posiada na to zupełnie zadawalniającą odpowiedź. Jon złotocyanowy $Au(CN)_4^-$ jest związkiem bardzo trwałym, który też z trudnością oddziela jony złotowe, dlatego też redukuje się bardzo trudno. Złoto okazuje się metalem szlachetnym tylko w tym przypadku, gdy związki, jakieby mogły powstać w danych warunkach, są nietrwałe. W przeciwnym razie, t. j. gdy złoto ma sposobność utworzyć związki trwałe, takie np. jak złoto-cyanek potasu, okazuje się ono mniej opornym, lub jeżeli wolisz, mniej szlachetnym. Takie objaśnienie, aczkolwiek gołosłowne, musi cię na teraz zadowolić. Obecnie zajmiemy się platyną.

U. Jest to metal szary, połyskujący, nadzwyczaj oporny na działanie kwasów i temperatury, dlatego też używa się do wyrobów aparatów chemicznych jak tygle, miski do elektrolizy i t. p. Oprócz tego posiada własności katalityczne.

N. Dobrze. Podobnie jak złoto, platyna napotyka się w naturze wyłącznie w stanie wolnym, i otrzymuje się przez przemywanie. Jednakże otrzymujemy ją z domieszkami innych metali pokrewnych. Jest ich razem sześć, platyna jednak trafia się w największej ilości, ma też najważniejsze znaczenie naukowe i techniczne. Chcąc ją otrzymać w stanie czystym, należy ją rozpuścić w wodzie królewskiej, przyczem przechodzi ona w kwas chloroplatynowy H_2PtCl_6 .

U. A więc rzecz się ma inaczej, niż ze złotem.

N. Nie tak bardzo, jeżeli rozpuścimy złoto w wodzie królewskiej, powstaje w roztworze kwas złotochlorowodorowy $HAuCl_4$, $AuCl_3 + HCl = HAuCl_4$. Kwas ten ma inną formułę, lecz w zasadzie podobnym jest do poprzedniego. Z roztworu strącamy platynę za pomocą salmiaku, jako chloroplatynian amonu $(NH_4)_2PtCl_6$ lub salmiak platynowy, sól żółtą, drobno krystaliczną, nierozpuszczalną w wodzie.

U. Przypominam sobie sól potasową K_2PtCl_6 —ma ona skład podobny do soli amonowej, o której mówimy.

N. Sól amonowa rozkłada się przez ogrzewanie zupełnie, gdyż wszystkie jej części składowe są lotne z wyjątkiem platyny, która pozostaje jako gąbka platynowa, masa czarna, matowa. W tej postaci platyna posiada silne własności katalityczne.

U. Dlaczego własności te zależą od postaci zewnętrznej platyny?

N. Zjawiska katalityczne zachodzą na powierzchni metalu, gdzie gazy się spotykają. Im większą jest powierzchnia przy tej samej masie, tem silniejsze będzie działanie. Biorę na uszko platynowe nieco salmiaku platynowego i ogrzewam go na palniku gazowym. Po chwili osad jest zredukowany i czarna masa gąbczasta przylega do uszka; mam zapalniczkę platynową. Jeżeli ją wstawię w strumień wodoru, wówczas sama przez się rozgrzewa się, a po chwili zapala wodór; oto błąd jego płomień.

U. Przypomina mi to zapalniczkę, którą niedawno widziałem.

N. Właściwie opiera się ona na tej samej zasadzie. W zapalniczce wydzieli się wodór (lub gaz oświetlający), miesza się u wylotu z tlenem powietrza i daje mieszaninę piorunującą; spotykając atoli po drodze gąbką platynową, spala się na wodę, przyczem wydziela tyle ciepła, że zapalniczka się rozżarza. Aby gazy się zapaliły, potrzebną jest obecność drucika platynowego, bez niego mamy tylko żarzenie się gąbki. Na czem ta różnica polega, nie wiem tego. Platyna w ostatnich czasach zyskała ogromne zastosowanie przy analizie gazów, właśnie dzięki własnościom katalitycznym. Przypominasz sobie, że w ciągu kursu niejednokrotnie pokazywałem ci takie zjawiska. Na tem kończymy nasze lekcje chemji. Uważam sobie za nagrodę, że zachęciły cię one do dalszej pracy w tym kierunku. Powtarzaj jednak to, coś już przerobił, abyś nabrał pewności siebie.

U. Proszę o wskazanie mi jakiego podręcznika, z którego mógłbym się sam przygotować do dalszych wykładów.

N. Mniej jest ważnem przygotowanie się do wykładów, niż to, aby te wykłady były takimi, żeby się z nich czegoś nowego nauczyć. Co do podręczników chemji, w naszych czasach to trudna sprawa. W ostatnich 15 latach zaszedł w tej gałęzi wiedzy głęboki przewrót, zapanowały zgoła inne poglądy. Mogę ci jedną chyba tylko książkę wskazać, która zawiera poglądy nowe, jest to dzieło Wilhelma Ostwald'a „Grundlinien der anorganischen Chemie”. Jest to wprawdzie dość twardy orzech do zgryzienia, ale za to znajdziesz tam odpowiedź gruntowną na bardzo wiele kwestji, któreśmy tutaj tylko pobieżnie poruszyli!



Biblioteka Pedagogiczna w Radomiu
nr inw.: K - 38102



BGZs 38102

643/79

45-
1

