

ŽIVKO K. KOSTIĆ

**Między zabawą
a chemią**

łumaczył

mgr inż. Živko Subotić

NT

WYDAWNICTWA NAUKOWO-TECHNICZNE
WARSZAWA

Opiniodawca mgr Grozdana Piekarczyk
Redaktor naukowy WNT mgr Janina Banaś

Tytuł oryginału

Živko K. Kostić
IZMEDU IGRE I HEMIJE
II izdanje

Novinsko-Izdavačko Preduzeće
Tehnička Knjiga, Beograd 1959

54 (024.7)

Książka zawiera krótki opis podstawowych praw chemii i podaje sposoby wykonania w warunkach domowych około 150 ciekawych doświadczeń chemicznych oraz urządzenia skromnego laboratorium chemicznego. Napisana jest żywo i barwnie, a opisane doświadczenia nie tylko uczą, lecz i bawią.

Książka przeznaczona jest dla młodzieży szkolnej i może być pomocą dla szkolnych kółek chemicznych.

Redaktor techniczny Bożenna Radzikowska

WNT Warszawa 1962. Wydanie 1. Nakład 8190 egz.
Ark. wyd. 12,7. Ark. druk. 15,25. Format A5. Pap. druk.
sat. kl. V, 70 g, 61x86/16. Oddano do składania 26.6.62.
Podpisano do druku 5.11.62. Druk ukończono w li-
stopadzie 1962. Symbol 76834/RO Cena zł 13.-

Bielskie Zakłady Graficzne, Bielsko-Biała
ul. Grunwaldzka 6 — zam. 1857/62 — G-017

SPIS TREŚCI

	Str.
Na progu chemii	
1. Panta rhei	16
2. Coś jednak jest wieczne	17
3. Różnorodność i jedność wiecznej materii	22
4. Najmniejsza cząstka ciała	24
5. Mniejsze niż najmniejsze	27
6. Sympatie i antypatie	29
7. „Ręce” atomu	31
8. Pośrednicy	34
9. Przy kasie przyrody	35
10. Język i alfabet chemii	41
W pracowni	
Doświadczenie 1 — Tajemnica pustej butelki	44
Doświadczenie 2 — Fabryka dwutlenku węgla	45
Doświadczenie 3 — Artyleria w pokoju	47
Doświadczenie 4 — Turbina czy wiatrak?	48
Doświadczenie 5 — Kto gasi zapalną?	50
Doświadczenie 6 — Gazogenerator w działaniu	51
Doświadczenie 7 — Płomień z torebki	52
Doświadczenie 8 — Z cukru — węgiel	54
Doświadczenie 9 — Węgiel z cukru — bez ognia	54
Doświadczenie 10 — Dlaczego szklanka nie spada?	54

	Str.
1. „Czarne kamienie” Marca Polo — Rozmowa w chwilach wypoczynku	56
Doświadczenie 11 — Czy cukier spali się w płomieniu świecy	60
Doświadczenie 12 — O cukrze palącym się w wodzie	61
Doświadczenie 13 — Jeszcze jedno spalanie bez ognia	63
Doświadczenie 14 — O żelazie, które pali się przy utlenianiu	65
Doświadczenie 15 — Czy podczas rdzewienia żelaza wydziela się ciepło?	66
Doświadczenie 16 — Wróg brudu	66
Doświadczenie 17 — Czego nie może jeden — mogą dwaj	67
Doświadczenie 18 — Trochę geometrii chemicznej	68
Doświadczenie 19 — Przechadzka tlenu	70
Doświadczenie 20 — Tlen w butelce	71
Doświadczenie 21 — Przygody pewnych podróżników	72
Doświadczenie 22 — Iskry w probówce ze spirytusem	73
Doświadczenie 23 — Ozon — zapalniczka	75
Doświadczenie 24 — Sztuczne ognie na stole	76
2. Tajemniczy flogiston i jego „ujemny” ciężar — Rozmowa w chwilach wypoczynku	78
Doświadczenie 25 — Wytwórnia sztucznych ogni na choinki	81
Doświadczenie 26 — Sztuczne ognie — w inny sposób	82
Doświadczenie 27 — Zapałka — dziwny rysownik	82
Doświadczenie 28 — Wybuchy „podwodne”	84
Doświadczenie 29 — Pożar! Dom się pali!	85
Doświadczenie 30 — Ognia!	86
3. Ogień — Rozmowa w chwilach wypoczynku	88
Doświadczenie 31 — „Zwiększa ogień — oszczędza węgiel”	91
Doświadczenie 32 — Ważny współpracownik każdego laboratorium	92
Doświadczenie 33 — Ognie bengalskie	93
Doświadczenie 34 — Światła sceny	93
Doświadczenie 35 — Tajemnicze światło w probówce	95
Doświadczenie 36 — Iskry bez ognia	95
Doświadczenie 37 — Płomienna spirala	96
Doświadczenie 38 — Węże faraona	97
Doświadczenie 39 — Fakir w naszej pracowni	99
Doświadczenie 40 — Wulkaniczna powierzchnia księżycy — w talerzu	100
Doświadczenie 41 — Proch dymny	101
Doświadczenie 42 — Proch odporny na wilgoć	101
Doświadczenie 43 — Nasz samochód rakietowy	102
4. Proch i rakietka — Rozmowa w chwilach wypoczynku	104
Doświadczenie 44 — Zapalcie ogień wodą	107
Doświadczenie 45 — Czy możecie ugotować jajko bez ognia?	108

	Str.
Doświadczenie 46 — Drewno, które nie chce się palić	109
Doświadczenie 47 — Woda z płomienia świecy	111
Doświadczenie 48 — Czy woda może być twarda?	113
Doświadczenie 49 — Jak z wody zrobić wino — i na odwrót?	114
Doświadczenie 50 — Wolicie wino czy mleko?	115
Doświadczenie 51 — Kapryśna woda sodowa	116
Doświadczenie 52 — Niech umyje ręce mydłem	117
Doświadczenie 53 — Złośliwy ręcznik	118
Doświadczenie 54 — Dlaczego mydło zmywa brud?	118
Doświadczenie 55 — Wybuchy baniek mydlanych	120
Doświadczenie 56 — Skąd ten wodór?	121
Doświadczenie 57 — Prąd elektryczny w naszej pracowni	122
Doświadczenie 58 — Skąd woda w probówce?	124
5. Hidor men ariston — Rozmowa w chwilach wypoczynku	126
Doświadczenie 59 — Powiększenie bez lupy	129
Doświadczenie 60 — Pierścień unoszący się w powietrzu	130
Doświadczenie 61 — Czarodziejski dywan	131
Doświadczenie 62 — Na jedwabnej nitce	132
Doświadczenie 63 — Przezroczyste kryształy	134
Doświadczenie 64 — Różnobarwne kryształy	135
Doświadczenie 65 — Czy siarczan sodu jest żarłokiem?	135
Doświadczenie 66 — Kryształy — w mgnieniu oka	137
Doświadczenie 67 — Szybka krystalizacja nieco inaczej	138
Doświadczenie 68 — Niezwykły taniec kryształów	139
Doświadczenie 69 — Lodowe kwiaty	141
Doświadczenie 70 — Krystaliczne gałązki na szkle — bez mrozu	142
Doświadczenie 71 — Dekoracje dla naszego teatru	143
Doświadczenie 72 — Widok z Wieliczki	143
Doświadczenie 73 — Skąły pod śniegiem	145
Doświadczenie 74 — Drzewo w szklance	145
Doświadczenie 75 — Srebrne drzewo	146
Doświadczenie 76 — Srebrne i złote mchy	146
Doświadczenie 77 — Pnącza chemiczne	147
Doświadczenie 78 — Jeszcze jeden zakątek srebrnego ogrodu	148
6. W szyku — Rozmowa w chwilach wypoczynku	149
Doświadczenie 79 — Morskie dno w szklance wody	151
Doświadczenie 80 — Jeż morski	151
Doświadczenie 81 — Miniaturowe lasy	152
Doświadczenie 82 — Drzewo ze srebrną koroną	153
Doświadczenie 83 — Kwiaty chemiczne — w doniczce	154
Doświadczenie 84 — Prąd elektryczny i kryształy	154
Doświadczenie 85 — Jesienny pejzaż	155
Doświadczenie 86 — Tajemnicze róże	156

	Str.
Doświadczenie 87 — Niedoścignieni ogrodnicy	156
Doświadczenie 88 — Pierwsza nagroda na wystawie kwiatów	158
Doświadczenie 89 — Kwiat — higrometr	159
Doświadczenie 90 — Jaka będzie pogoda?	160
Doświadczenie 91 — Żółty higrometr	161
Doświadczenie 92 — Niebieski higrometr	161
Doświadczenie 93 — Żółte + niebieskie = zielone	162
7. <i>Sprzeczności chemiczne — Rozmowa w chwilach wypoczynku</i>	163
Doświadczenie 94 — Przezroczysta — mętna — przezroczysta	166
Doświadczenie 95 — Niebezpieczne + niebezpieczne = bezpieczne	167
Doświadczenie 96 — Przewrotne skłonności wywaru z kapusty	167
Doświadczenie 97 — Kapusta — wskaźnik	169
Doświadczenie 98 — Czy ten ocet jest dobry?	169
Doświadczenie 99 — Niewidoczny list	171
Doświadczenie 100 — Raz go widać... raz nie...	173
Doświadczenie 101 — Jajko w butelce	174
Doświadczenie 102 — Rzeźba na skorupce jajka	175
Doświadczenie 103 — Czy umiecie pisać na metalu?	176
Doświadczenie 104 — Robimy monogramy	177
Doświadczenie 105 — Jedna próbka w ogniu, w drugiej zmiany	178
Doświadczenie 106 — W jaki sposób dym dostał się do szklanki?	179
Doświadczenie 107 — Uda się to i bez papierosa	180
8. <i>„Zwycięstwo trzeciej dziesiątej” — Rozmowa w chwilach wypoczynku</i>	182
Doświadczenie 108 — $1 + 1 = 1$	184
Doświadczenie 109 — Roztwór czy nie?	185
Doświadczenie 110 — Wyrok wagi	186
Doświadczenie 111 — Zwolnijcie reakcję chemiczną	187
Doświadczenie 112 — Czy można wyprostować sprężynę zegarową?	188
Doświadczenie 113 — Mierzenie wodoru	189
Doświadczenie 114 — Wodotrysk chemiczny	191
Doświadczenie 115 — Pontony z sody	192
Doświadczenie 116 — 1/600 000 grama	193
Doświadczenie 117 — Czy ośmielicie się mierzyć cząsteczki?	194
9. <i>Wbrew sile przyciągania — Rozmowa w chwilach wypoczynku</i>	198
Doświadczenie 118 — Cięższe wznosi się, lżejsze opada	200
Doświadczenie 119 — To samo z wodą	200
Doświadczenie 120 — Talenty ukryte w kroplach	201
Doświadczenie 121 — Jajko gęsie — od kury	202
Doświadczenie 122 — Korale...?	203
Doświadczenie 123 — Miedziane i żelazne nasiona	206
Doświadczenie 124 — Pleśń bez pleśni	207

	Str.
Doświadczenie 125 — Kameleon	208
Doświadczenie 126 — Jeszcze jeden „przewrotny” płyn	208
Doświadczenie 127 — Czy można przekształcić marmur w sadzę?	209
Doświadczenie 128 — Jak zrobić lustro?	210
Doświadczenie 129 — Niezwykły rysownik	211
Doświadczenie 130 — Czerwone + białe = niebieskie	212
Doświadczenie 131 — Jak uzyskać skrobię?	213
Doświadczenie 132 — Co robią drożdże w cukrze?	214

10. *Tajemnicza fabryka — komórka roślinna — Rozmowa w chwilach wypoczynku* 215

Doświadczenie 133 — Dąb w pokoju	217
Doświadczenie 134 — Powiedz tylko kolor...	218
Doświadczenie 135 — Wiosenne kwiaty w pełni zimy	218
Doświadczenie 136 — Ogród bez ziemi	219
Doświadczenie 137 — Krzak w powietrzu	220
Doświadczenie 138 — Cebula na marchwi	220
Doświadczenie 139 — Spirala z łodygi ziemniaka	222
Doświadczenie 140 — Drzewo na wieży	223
Doświadczenie 141 — Dziwne zakłady w ruchu	224
Doświadczenie 142 — Zdjęcie na liściu	226

Nasza mała pracownia

1. Urządzamy pracownię	229
2. Jak wykonamy najniezbędniejsze przyrządy?	230
3. Jak obrabiać szkło?	234
4. Co nam się jeszcze przyda?	236
5. Prowadźcie dziennik	236
6. Zwróćcie uwagę...	237
7. Załóżmy kartotekę chemiczną	238
8. Spis pierwiastków	239
9. Układ okresowy pierwiastków	240
10. Kilka słów na koniec...	243

LABORATORIUM CHEMICZNE

***Nie zatrudnionym wstęp wolny
zatrudnieni i tak są wewnątrz***

Zobaczyłem pewnego dnia, drodzy moi Przyjaciele, taki napis starannie wykaligrafowany czarnym tuszem na ładnym, czworokątnym kawałku czystego, białego kartonu. Karton był przybity do drzwi drewnianej szopy znajdującej się w ogrodzie mojego kolegi, u którego codziennie bywałem. Przedtem mijałem tę szopę obojętnie. Wiedziałem, że chowają tam narzędzia ogrodnicze, ale przechodziłem obok nie przyglądając się jej. Dziwna wywieszka przyciągnęła jednak moją uwagę.

Zatrzymałem się zmieszany. Byłem młody, mniej więcej w waszym wieku. Było to bodajże w siódmej klasie. Gdyby wstęp był wzbroniony, na pewno bym od razu uchylił drzwi, zajrzał i być może wstąpił. Ponieważ wstęp był wolny, stałem i wahałem się. Jednak ciekawość zwyciężyła — ostrożnie zapukałem.

W zupełnej ciszy, która panowała wówczas w ogrodzie, zabrzmiało silne „proszę!” z dziesiątka chłopców gardel. Powitały mnie wesołe okrzyki i radosny śmiech moich kolegów.

— *Właż. Jeden więcej. Mamy cię!*

— *Macie mnie* — odpowiedziałem, pojmując w mig, co się działo wewnątrz.

W środku stał dość długi stół laboratoryjny sklecony z trzech desek, przybitych do dwóch sporych skrzyń. Na stole znajdowało

się mnóstwo flaszeczek, butelek, szklanek, słoików, pudełek; na palniku spirytusowym, w puszcze po konserwach, gotowała się jakaś masa; z jej powierzchni unosiła się gęsta, pachnąca para. Obok stały stoliczek i krzesło. Na stoliczku znajdowały się kałamarz, pióro i otwarty gruby zeszyt. W kącie była widoczna otwarta szafka, pełna buteleczek i pudełek.

Naturalnie, byłem w pracowni chemicznej.

Wstąpiłem tego dnia do ich dziwnego laboratorium i porwało mnie ono na zawsze. Pokochałem je, kocham je i dziś, i z radością myślę o chwilach, które tam spędziłem.

Dzisiaj pukam do drzwi waszego laboratorium. Mam nadzieję, że krzykniecie „włącz!” i ja wtedy z całego serca odpowiem — „macie mnie”.

Spędzimy kilka dni przy wspólnej pracy. Zrobimy około stu pięćdziesięciu chemicznych doświadczeń. W wolnych chwilach pogawędzimy trochę o niektórych zjawiskach, zauważonych w czasie doświadczeń.

Oczywiście, kto nie będzie miał ochoty do takich rozmów, może spokojnie nas opuścić i pobiegać na świeżym powietrzu; zdąży na czas, kiedy się znów zabierzemy do robienia doświadczeń.

Zresztą nie wszystkie doświadczenia, które będziemy robić, są obowiązkowe dla każdego. Proszę wybierać sobie wśród nich według gustu, humoru oraz możliwości. Być może nie będziecie mieli nawet materiału potrzebnego do wszystkich doświadczeń. Zróbcie spośród nich te, które wam się podobają i które jesteście w stanie zrobić.

Gdy już mowa o materiałach, muszę was uprzedzić, że nie będzie można zawsze łatwo je zdobyć. Będziemy się starać używać w naszym laboratorium chemicznym jak najwięcej rzeczy, które mamy w domu, które są tanie lub nieprzydatne do innych celów. Jednak niektóre chemikalia będziemy musieli kupować. Bez pewnych wydatków nie można urządzić nawet najskromniejszego laboratorium chemicznego; każda przyjemność, każda nauka musi choć trochę kosztować. Miejmy nadzieję, że rodzice nie będą się bardzo gniewać na nas, jeżeli ich poprosimy od

czasu do czasu o trochę pieniędzy. Postaramy się wydatkować je jak najbardziej oszczędnie, kupując jak najtańsze rzeczy i rozsądnie je zużywając.

Prawda, nie będzie rzeczą prostą znaleźć odpowiednie pomieszczenie do wykonywania doświadczeń z tej książki, zwłaszcza dla tych, którzy mieszkają w śródmieściu. Jednak nie jest to sprawa nie do rozwiązania. Wiele z opisanych doświadczeń można demonstrować w mieszkaniu, nie obawiając się o zdrowie obecnych, o uszkodzenie mebli lub zanieczyszczenie powietrza w pokoju. Co więcej, nasi przyjaciele i goście będą się przy tym świetnie bawić w długie, zimowe wieczory. Niektóre doświadczenia przeprowadzimy w łazience, inne zaś na podwórzu lub innej wolnej przestrzeni. Te ostatnie zostawimy na ciepłe dni. Pomieszczenie nie jest więc problemem. Nasze laboratorium jest tanie, gdzie się chwilowo znajdujemy, gdzie przeprowadzamy doświadczenie.

Ważną rzeczą jest natomiast, żebyśmy mieli małą szafkę lub skrzynię — przechowalnię naszych narzędzi i chemikalii. Szafka lub skrzynia muszą mieć zamek z kluczykiem. Wśród chemikalii znajdują się również i takie, które są niebezpieczne dla osób postronnych nie umiejących się z nimi obchodzić. Wasz młodszy braciszek lub siostrzyczka mogliby szperać w szafce podczas waszej nieobecności. Nie dopuście do tego. Szafkę lub skrzynkę zawsze zamykajcie, a klucz do — kieszeni!

Jeżeli nie jesteście zupełnie pewni, że potraficie się skupić, nie pracujcie z chemikaliami, które mogą być niebezpieczne. Będziecie mogli wtedy przeprowadzać inne doświadczenia, w których takie materiały nie są potrzebne. O niebezpiecznych chemikaliami będziecie za każdym razem informowani. Jednak nie obawiajcie się zbyt tych „niebezpiecznych” chemikaliów. Zwykły kuchenny nóż staje się niebezpieczny w rękach nieporadnego. Czyż w związku z tym przychodzi komuś do głowy wyrzucić go z domu?

Wierzę, że i Wy pokochacie wasze „laboratorium chemiczne”, tak jak kiedyś my — moi koledzy i ja — kochaliśmy starą, drewnianą szopę z jej bardzo skromną i prostą pracownią.

A teraz do dzieła! Urządźmy najpierw nasze laboratorium, przygotujemy je do doświadczeń. Drzwi zostawimy otwarte, na drzwiach umieścimy napis:

PROSIMY, WSTĘP WOLNY!

Przyjmujemy każdego, kogo pociąga chemia, kto ją lubi i chce z nami wspólnie pracować.

NA PROGU CHEMII

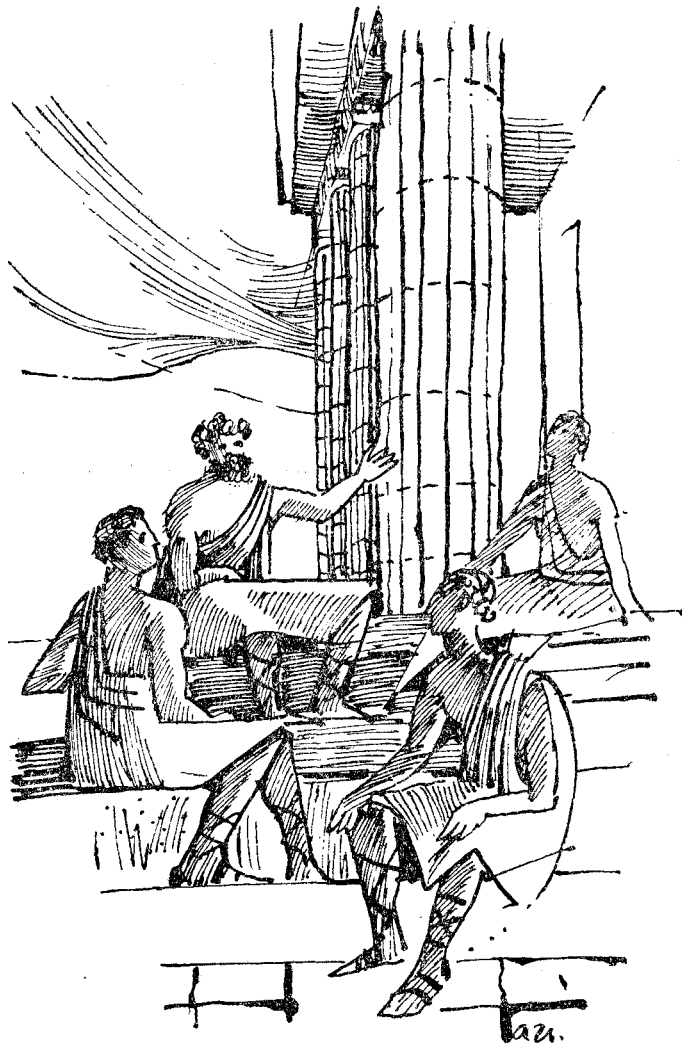
1. *Panta rhei*

Cofnijmy się na chwilę 2 500 lat wstecz... Jesteśmy na słonecznym wybrzeżu morza Egejskiego, w mieście Efez. Miasto to słynie nie tylko z posiadania znanej świątyni Artemidy, jednego z siedmiu cudów starożytnego świata, lecz i z rozkwitu myśli ludzkiej u samego zarania nauki. Usiądźmy na kamiennych schodach cienistego przedsionka świątyni i posłuchajmy, co starzec *Heraklit* mówi swoim uczniom.

— *Panta rhei* — powiada on — wszystko płynie, wszystko się zmienia. Nic nie jest w stanie spokoju, wszystko w świecie znajduje się w wiecznym ruchu, podlega wiecznym zmianom...

Te przemiany, które występują wszędzie wokół nas, które nas otaczają w świecie, przemiany, którym i sami podlegamy, były przedmiotem ludzkich obserwacji i dociekań już w czasach *Heraklita* i nawet o wiele wcześniej. Dzisiaj stanowią one, przedmiot różnych, odrębnych gałęzi nauki w zależności od swej natury i dziedziny, w której występują.

Przystępując do badania przemian zachodzących w przyrodzie w różnych ciałach, nauka rozpoczęła badanie samych ciał, ich właściwości i stanów, w jakich się znajdują. Uczni zaczęli badać przemiany, różnice, jakie można stwierdzić w ciałach przed



Rys. 1. Wszystko się zmienia — uczył Heraklit

i po wywołaniu zmian, szukając równocześnie wyjaśnienia tych zmian, doszukując się ich przyczyn i badając ich skutki. Tak odkrywano prawa rządzące naturą.

Wśród pierwszych nauk, które już trzydzieści wieków temu zaczęły się rozwijać na tle ludzkich obserwacji i rozmyślań o przyrodzie, znajdowały się fizyka i chemia.

Fizyka zawdzięcza swoją nazwę grekiemu wyrazowi „fizis” co znaczy przyroda. Będąc nauką o przyrodzie, fizyka bada naturę ciał, ich właściwości, ich stany, zmiany które w nich występują, przyczyny i skutki tych zmian oraz prawa rządzące nimi. Fizyka jednak ograniczyła swoje badania do takich zmian, które tylko zmieniają kształt ciała lub jego miejsce w przestrzeni, ale nie zmieniają samej materii, z której ciało jest zbudowane. Innymi słowy, fizyka zajmuje się tymi zmianami, które nie powodują zasadniczych i trwałych zmian samej istoty ciała. Na przykład, jeżeli będziecie podgrzewać pręt żelazny, zmieni on swoją długość; pod wpływem ciepła pręt wydłuży się, ale materia, z której jest on zrobiony, nie zmieni się przy tym. Zresztą zmiana długości też nie będzie trwała. Gdy pręt ostygnie, powróci do pierwotnej długości. Zmiana, która zaszła, nie była więc ani trwała, ani nie zmieniała istoty metalowego pręta. Jeżeli podgrzewamy garnek z wodą, woda paruje, ale pozostanie wodą. Można to łatwo sprawdzić gdy para się skropi na zimnym przedmiocie. Jeżeli zrzucicie książkę ze stołu na podłogę, zmieni ona miejsce w przestrzeni pod wpływem siły, z jaką była zrzucona oraz siły ciężenia, ale istota książki nie ulegnie zmianie. Wszystko to są przykłady zjawisk fizycznych, stanowiących o treści fizyki jako nauki.

Chemia bada przemiany ciał, które wywołają zmianę samej materii, z której są ciała zbudowane. Nauka ta zajmuje się zasadniczymi i trwałymi zmianami w samej istocie ciał. Tego rodzaju zmiana występuje np. przy spalaniu drewna w piecu. Drewno przekształca się w dym i popiół. Popiół pozostały na palenisku posiada zupełnie inne właściwości fizyczne i chemiczne niż drewno przed spalaniem. Takie zmiany nazywamy zmianami chemicznymi i one stanowią przedmiot chemii jako nauki. Nazwa „chemia” pochodzi przypuszczalnie od egipskiego słowa „chemi”,

które oznaczało zarówno sam Egipt, jak i czarnoziem nawadniany przez Nil. W Egipcie w dawnych czasach chemia stała na wysokim poziomie, stąd też nosi nazwę kraju, z którego rozprzestrzeniła się na cały świat.

Podczas gdy zmianom fizycznym nie zawsze towarzyszą zmiany chemiczne, to wraz ze zmianami chemicznymi zawsze występują zmiany fizyczne. Z biegiem czasu fizyka i chemia coraz bardziej się rozwijały poznając coraz głębiej przyrodę i odkrywając coraz więcej jej praw. Równocześnie rosła i rozszerzała się dziedzina zjawisk, w której się one wzajemnie stykały, krzyżowały ze sobą. Stąd też zrodziła się nauka badająca wzajemny stosunek zjawisk fizycznych i chemicznych. Nazwano ją „chemią fizyczną”. Ta gałąź nauki wiąże fizykę z chemią, między którymi nie ma wyraźnych granic, tak jak nie ma wyraźnych granic między zmianami fizycznymi i chemicznymi, które ciągle występują w naturze.

2. Coś jednak jest wieczne . . .

We wszystkich tych przemianach, którym podlega wszystko w przyrodzie, w zmianach, które nieustannie zachodzą, wolniej lub szybciej, w trakcie których ciągle rodzi się coś nowego i obumiera to co istniało — istnieje jednak coś, co jest wieczne...

— Wieczne? — zdziwicie się. — Co jest wieczne w świecie wiecznych zmian?

Wieczna jest materia, z której świat jest zbudowany i w której dokonują się ciągle zmiany. To materia zmienia swój kształt, swój skład, swoją wewnętrzną budowę; ciała rozkładają się na proste składniki, które znowu łączą się w nowe kombinacje, w ciała o nowych kształtach i właściwościach; związki chemiczne rozpadają się na mniej złożone związki oraz na pierwiastki. Pierwiastki łączą się w nowe związki. W tych wszystkich procesach chemicznych, we wszystkich przekształceniach, ilość materii nie ulega zmianie.

Bez względu na zmiany, które zachodzą w materii podczas procesu chemicznego, ilość materii pozostaje taka sama.

Żadna ilość materii nie może powstać z niczego; nic nie może powstać z niczego. I odwrotnie, żadna ilość materii nie może ulec zniszczeniu. Z czegoś zawsze coś pozostaje. Nigdy coś, co istnieje, nie może zupełnie zniknąć tak, że nic z niego nie zostanie.

Ta wielka prawda, która dziś wydaje się nam tak prosta i zrozumiała, weszła do współczesnej nauki dopiero w XVIII w. jako prawo o zachowaniu masy. Prawo to sformułował słynny francuski uczoney *Antoine Lavoisier* (czyt. antuan lawuazje) na podstawie własnych doświadczeń i pomiarów.

3. Różnorodność i jedność wiecznej materii

Materia, z której zbudowany jest cały świat oraz my sami, jako jedna jego mała część, występuje w niezliczonej ilości różnych form. Napotykać w przyrodzie owo mnóstwo różnorodnych form człowiek zauważył, że niektóre ciała występują stale bądź to same, wydzielone, bądź też zmieszane z innymi ciałami.

Mieszanki różnych ciał otaczają nas w przyrodzie ze wszystkich stron. Powietrze, które otacza Ziemię, nie jest niczym innym, jak mieszaniną różnych gazów. Jest ono w zasadzie mieszaniną tlenu i azotu, ale zawiera jeszcze domieszki takich gazów jak wodór, dwutlenek węgla i inne.

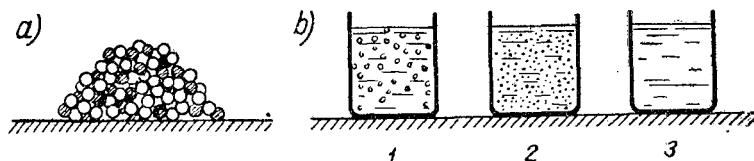
Wody pokrywające 2/3 powierzchni Ziemi też składają się z różnych ciał. Poza chemicznie czystą wodą zawierają one roztwory licznych soli i różne inne związki. Na pewno wiecie, że przez odparowanie morskiej wody możemy uzyskać sól.

Także ziemia jest mieszaniną różnych ciał. Weźcie jakiś kamień, a zobaczycie w nim liczne składniki. Kawałek granitu np. zawiera między innymi kwarc i ortoklaz, które rozróżnicie gołym okiem.

Taką kombinację, w której poszczególne ciała wchodzące w jej skład zachowują swoje właściwości chemiczne, chemicy nazywają mieszaniną.

Mieszanki mogą być różnorodne, bo różnorodne są formy materii, które mogą się wzajemnie mieszać.

Przede wszystkim mogą się wzajemnie mieszać dwa ciała stałe. Na przykład, jeżeli zmieszamy trochę proszku siarkowego z opiłkami żelaza, to uzyskamy mieszaninę dwóch ciał stałych, w której gołym okiem rozróżniamy oddzielne części obydwu składników. Jeżeli zmieszamy cukier i sól, też uzyskamy mieszaninę ciał stałych, jednak w tej mieszaninie nie odróżnimy cukru od soli, o ile weźmiemy cukier i sól w postaci mączki. Jeżeli



Rys. 2. Mieszanki: a) mieszanina ciał stałych, b) mieszanki w cieczy
1 — emulsja, 2 — koloid, 3 — roztwór

zmieszamy opiłki żelazne i miedziane, to w mieszaninie tej rozróżnimy żelazo od miedzi. Ale metale te możemy stopić i zmieszać je w stanie ciekłym. Gdy ostygną otrzymamy też mieszaninę dwóch ciał stałych, w której jednak składniki tak przenikają się nawzajem, że ich nie rozpoznamy. Takie mieszanki nazywamy stopami.

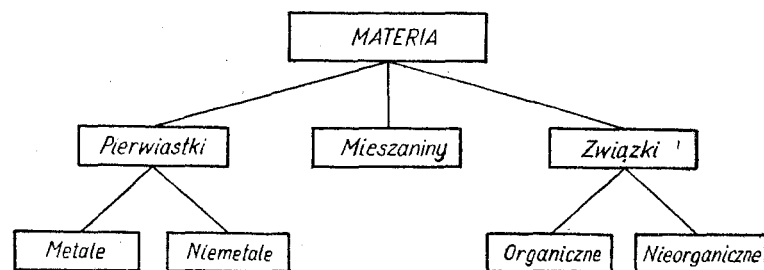
Ciecze, podobnie jak i ciała stałe, mogą tworzyć różne mieszanki. Na przykład woda i alkohol mieszają się łatwo.

Typowym przykładem mieszaniny gazów jest, jak już mówiliśmy, powietrze.

Mieszanki tworzą jednak nie tylko ciała stałe, ciecze lub też gazy między sobą. Bardzo rozpowszechnione w przyrodzie są mieszanki ciał stałych i cieczy. Wilgotna ziemia np. jest mieszaniną wody i ciał stałych, z których składa się grunt. W wodzie — w rzekach, jeziorach i morzach — znajduje się wiele rozpuszczonych ciał stałych.

Ciecze i gazy też tworzą mieszanki. W cieczach mogą się znajdować gazy. Tego rodzaju mieszaniną jest np. piana. I odwrotnie w gazach mogą być ciecze. Tak np. mgła nie jest niczym innym jak mnóstwem bardzo drobnych kropelek wody unoszących się w powietrzu, czyli mieszaniną cieczy i gazu.

Nawet ciała stałe mogą tworzyć mieszaninę z gazami. Proszę popatrzeć na wiązkę promieni słonecznych, która wdziera się przez okno do pokoju. Dlaczego ją widzicie? Czy słońce oświetliło powietrze? Nie. Cząsteczki gazów wchodzące w skład powietrza są tak drobne, że nie bylibyśmy w stanie zobaczyć je gołym okiem. W snopie promieni słonecznych w pokoju widzimy



Rys. 3. Schemat rodzajów materii

kurz, to znaczy cząstki ciał stałych unoszące się w powietrzu i tworzące z nim mieszaninę. Są one dostatecznie duże, aby je zobaczyć gołym okiem, gdy oświetli je silne światło słoneczne.

Zależnie od swojej wielkości cząstki mogą być w mieszaninie lepiej lub gorzej wymieszane. Rozkładając ciało na najdrobniejsze części i następnie mieszając je uzyskujemy najdoskonalsze mieszanki. Takimi są np. mieszanki różnych gazów, roztwory ciał stałych w cieczach, roztwory cieczy i gazów, a także stopy będące wyjątkowo doskonałymi mieszaninami ciał stałych.

Z mieszanki można odpowiednimi metodami wydzielić ciała wchodzące w jej skład. Opiłki żelaza zmieszane z siarką można wyciągnąć za pomocą magnesu, a siarkę pozostawić w naczyniu; lub też inaczej, możemy trochę tej mieszaniny wrzucić do szklanki z wodą, wtedy żelazne opiłki spadną na dno, gdyż są cięższe, a siarka będzie się unosić na wodzie. Z wody morskiej można wydzielić wodę i sól. Jeżeli wodę odparujemy, sól zostanie na dnie naczynia. Składniki niektórych mieszanin można wyodrębnić za pomocą sitka. Do rozdzielania doskonalszych mieszanin ciał stałych w cieczy używa się filtrów.

Podczas tych wszystkich czynności związanych z tworzeniem mieszanin lub ich rozdzielaniem zachodzą zmiany, które nie przekształcają samej materii i chemicznych właściwości składników.

Jeżeli do próbówki wsypujemy trochę sproszkowanego żelaza oraz siarki i podgrzejemy je nad palnikiem spirytusowym uzyskamy w próbówce nową substancję. Substancja ta w każdej swej nawet najmniejszej cząsteczce ma te same właściwości; właściwości jakich nie posiadały żelazo i siarka wzięte z osobna. Tego rodzaju połączenia materii, zasadniczo różnią się od mieszaniny. Chemicy nazywają je związkami chemicznymi.

Z wody morskiej, jak wiemy, można wydzielić czystą wodę, sól kuchenną i trochę innych soli występujących jako domieszki. Chemicy stwierdzili jednak, że ani woda, ani sól nie są prostymi substancjami, lecz złożone są z różnych składników. Nie można więc rozłożyć ich na proste składniki bez zmiany ich właściwości chemicznych.

Czysta woda, jak wszyscy już wiecie, jest związkiem tlenu i wodoru. Tlen i wodór są gazami. Wodór jest gazem łatwopalnym, a tlen choć sam się nie pali umożliwia spalanie oraz wzmacnia zachodzący proces palenia. Woda natomiast jest cieczą, która się nie pali lecz gasi ogień. Oczywiście jest więc, że woda ma całkiem inne właściwości niż tlen i wodór brane z osobna.

Podobna sytuacja jest z solą kuchenną. Sól kuchenna jest związkiem sodu i chloru. Sód jest metalem. Chlor jest gazem i to trującym. Związek sodu i chloru jest nie tylko nieszkodliwy lecz potrzebny dla organizmu.

Dzięki wyteżonej i owocnej pracy trwającej całe wieki chemikom udało się poznać około miliona różnych związków.

Milion? — wykrzykniecie. Jak się nie zgubić w takiej ilości związków?

Nauka rozwiązała i ten problem. Posługuje się ona takimi metodami, które umożliwiają jej wnoszenie pewnego porządku do uzyskiwanych wyników badań.

Chemicy ustalili, z jakich podstawowych ciał lub substancji prostych tworzą się związki oraz na jakie ciała związki te rozkładają się. Zostało stwierdzone, że związki chemiczne rozkładają się na takie proste substancje, z których powstały. Ciała te mogą się z kolei wiązać w nowe związki, te zaś znów rozłożą się tylko

na substancje proste, z których powstały. Równocześnie, chemicy wykrywali prawa rządzące tymi przemianami chemicznymi.

Na podstawie zdobytej wiedzy o substancjach prostych i o prawach zgodnie z którymi one się łączą, lub jak powiadają chemicy — reagują wzajemnie — nauka stworzyła pewien plan, zaprowadziła porządek w chemii. Plan ten umożliwił chemikom bardzo łatwą orientację w niezliczonej ilości różnorodnych związków. Plan ten sprawi, że pewnego dnia będziecie się czuć w dziedzinie chemii jak we własnym domu.

Substancje proste, z których został zbudowany świat, nazwali uczeni pierwiastkami. Stwierdzono, że w przyrodzie istnieje około 100 pierwiastków i że wszystkie związki są z nich złożone.

Pierwiastki spotyka się w przyrodzie najczęściej w różnych związkach, z których uzyskuje się je w czystej postaci w laboratoriach chemicznych lub w fabrykach. Ale i w przyrodzie występują one w czystej postaci. Tak np. jak wam wiadomo, w czystej postaci występują w powietrzu tlen i azot. Ponieważ powietrze jest mieszaniną, gazy te trudno jest rozdzielić. Dlatego też tlen lub azot, jak i wiele innych pierwiastków, uzyskujemy w czystej postaci rozkładając różne ich związki w pracowniach lub fabrykach. Niektórych pierwiastków do dziś nie wykryto w przyrodzie w czystej postaci, istnieją tylko ich związki. Pierwiastki te uzyskujemy więc z tych związków. Takim pierwiastkiem jest np. glin. Również żelazo bardzo trudno jest znaleźć w przyrodzie w czystej postaci.

Podobnie jest i ze związkami. Nie wszystkie one występują w przyrodzie. Niektóre stworzyli uczeni w swoich pracowniach. Tak się ma sprawa z masami syntetycznymi, które uczeni otrzymali stosując syntezę, czyli łączenie różnych pierwiastków. Dziełem człowieka są masy plastyczne i sztuczne włókna, nylon i inne bardzo dziś modne związki.

Świat więc składa się z około 100 pierwiastków.

Pierwiastki, zgodnie z pewnymi swoimi właściwościami, dzielą się na dwie duże grupy: metale i niemetale.

Pierwiastki w najróżnorodniejszych wzajemnych kombinacjach tworzą ogromną ilość związków.

Zależnie od ich właściwości związki dzielimy na dwie grupy: związki organiczne i nieorganiczne. Zarówno pierwiastki jak i związki mogą występować w różnych mieszaninach.

4. Najmniejsza cząstka ciała

Badanie materii, z której zbudowany jest świat, stanowi jedną z dróg, jakimi podąża myśl ludzka poznając świat i jego istotę.

Co to jest świat? Co to jest przyroda? Jakimi prawami ona się kieruje i jakie prawa nią rządzą? — Takie i podobne pytania stawia sobie człowiek już od stuleci. Odpowiedzi, które uzyskali ludzie na liczne tego rodzaju pytania stawiane na tej drodze poznania przyrody, stanowią całkowity dotychczasowy dorobek wszystkich nauk.

W swoich poszukiwaniach rozum ludzki podchodzi do przyrody — jak mówił filozof niemiecki *Emanuel Kant* — w oparciu o swoje zasady i doświadczenia. Człowiek bada świat nie tylko jak uczeń, który obserwując przyrodę uczy się od niej, lecz także jak sędzia zmuszający ją swoimi doświadczeniami, aby mu jak świadek udzielała odpowiedzi na pytanie.

Już bardzo dawno, tylko na podstawie własnych dociekań, człowiek doszedł do wniosku, że świat jest zbudowany z niewidocznych, drobnych cząstek materii. Stary, grecki filozof *Demokryt*, który żył 2400 lat temu, uczył, że cały świat składa się z drobnych, niedostrzegalnych i niepodzielnych cząstek materii poruszających się w pustej przestrzeni. Nazwał on te cząstki atomami. *Atomos* po grecku znaczy niepodzielny. Ruch atomów jest wieczny — twierdził *Demokryt* — tak jak wieczne są same atomy. Wszeghogarniające procesy powstawania i rozpadu w przyrodzie są po prostu skutkami łączenia się i rozdzielania atomów. Te genialne myśli starego Demokryta zostały potwierdzone wiele stuleci później przez równie genialne doświadczenia. To co było istotą nauki Demokryta, a co on mógł tylko przeczuwać, okazało się w pełni słuszne.

Świat jest rzeczywiście zbudowany z atomów, niewidocznych, drobnych cząstek materii znajdujących się w wiecznym ruchu w pustej przestrzeni. Jednak atomy nie są najdrobniej-

szymi cząstkami materii, jak to niegdyś sądzili filozofowie, lecz najmniejszymi cząstkami pierwiastków chemicznych. Nie wszystkie atomy są jednakowe. Jednakowe są tylko atomy tego samego pierwiastka. Pierwiastki dlatego właśnie są różne, bo ich atomy różnią się między sobą.

Atom jest więc najmniejszą cząstką każdego pierwiastka.

Ale jeżeli atomy są najmniejszymi cząstkami składowymi pierwiastka, jak ma się sprawa z innymi formami materii? W jakiej mierze można je dzielić? Jakie są ich najdrobniejsze cząstki?

Przypomnijmy sobie, że tymi innymi formami materii są związki chemiczne. Związki składają się z różnych pierwiastków, to znaczy, że najmniejszymi cząstkami jakiegoś związku mogą być grupy atomów tych pierwiastków, które wchodzi w skład związku. Takie grupy atomów nazywamy molekułami lub cząsteczkami.

Cząsteczki są najmniejszymi cegiełkami związku. Tworzą one całość, w której znajdują się wzajemnie złączone atomy tych pierwiastków, które się połączyły w związek. Wobec tego związek można podzielić na cząsteczki. Natomiast kiedy cząsteczkę rozłoży się na atomy, związek chemiczny znika. Pozostają tylko atomy pierwiastków, z których uprzednio utworzony został dany związek.

Woda, jak wiecie, jest związkiem tlenu i wodoru. Najmniejszą cząstką wody, która ma jeszcze wszystkie jej właściwości jest cząsteczka wody. Jedna molekula lub cząsteczka wody zawiera dwa atomy wodoru oraz jeden atom tlenu. Jeżeli one rozłączą się — woda znika — zostają tylko atomy wodoru oraz atom tlenu niczym ze sobą nie powiązane i różniące się swoimi właściwościami od wody.

Pierwiastki też składają się z molekuł, czyli cząsteczek. Cząsteczki pierwiastków zawierają jednak tylko jednakowe atomy.

Obraz budowy związków i pierwiastków, ich niewidzialnych i nie dających się zmierzyć cząstek, stworzyła nauka dzięki sumiennym obserwacjom i pomiarom, przemyślanym doświadczeniom i genialnemu wysnuwaniu wniosków na podstawie praw rządzących procesami chemicznymi.

5. Mniejsze niż najmniejsze

W tej fantastycznej podróży przez świat rzeczy niewidzialnych i niezmiernie małych nauka poszła jeszcze dalej i w naszym wieku wtargnęła w tajemnicze obszary „najmniejszego” i „niepodzielonego” atomu.

Atom, najmniejsza cząstka podstawowej formy materii — pierwiastka, jest tak mały, że trudno nam sobie to wyobrazić. Uczniowie określili, że w jednym centymetrze sześciennym wodoru znajduje się

54 200 000 000 000 000 000

atomów wodoru oraz że ciężar jednego atomu wodoru wynosi

0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 g

Żeby choć trochę uzmysłwić sobie, ile atomów znajduje się w jednym cm^3 , proszę sobie wyobrazić, że z tego jednego cm^3 co sekundę wyjmiecie łyżeczką miliard atomów wodoru. Jak sądzicie, ile czasu zajęłoby wam wyjęcie wszystkich atomów? Około 20 000 lat.

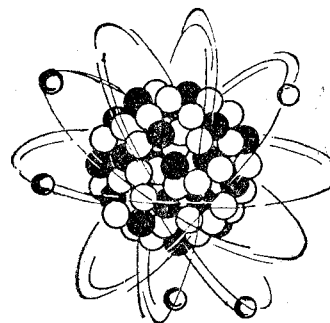
Nawet w najgęstszej materii atomy rozmieszczone są w pustej przestrzeni. Znajdują się one tam w stanie wiecznego ruchu. W ciałach stałych atom drga w określonym miejscu wokół swego położenia równowagi. W gazach atomy pędzą z prędkością kilku kilometrów na sekundę; nie pokonują jednak dużych odległości, gdyż ciągle, kilka miliardów razy w ciągu sekundy zderzają się ze sobą, zmieniają kierunek i kręcą się w ograniczonej przestrzeni.

Ale to nie wszystko. Obecnie wiemy, że atom też nie jest ściśle wypełniony materią. Składa się on z jeszcze mniejszych części, które poruszają się w pustej przestrzeni.

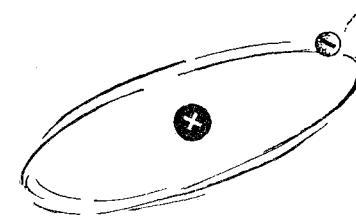
Odkrycie to otworzyło przed nauką zupełnie nowy świat, tak jak wynalezienie mikroskopu przez Holendra Leeuwenhoek (czyt. lewenhuka) ukazało nam nieprzeczuwany nawet dotąd świat najdrobniejszych, żywych istot.

Atom nie jest więc jednolity. Atom zawiera jądro i elektrony, które krążą wokół niego. Obraz atomu przypomina obraz naszego układu słonecznego. Jądro atomu znajduje się w środku, podobnie jak słońce, a elektrony krążą wokół niego, tak jak pla-

nety wokół słońca. W stosunku do swoich wymiarów i wymiarów jądra, elektrony krążą w ogromnych odległościach od niego, tak właśnie jak planety wokół słońca. Jeżeli wyobrazilibyśmy sobie jądro atomu tej wielkości co na rysunku, wówczas musielibyśmy przyjąć, że elektrony krążą nie w pobliżu ściany pokoju, nawet nie przy wejściowej bramie, lecz gdzieś na sąsiedniej ulicy.



Rys. 4. Jądro atomu z elektronami krążącymi wokół niego
Biorąc pod uwagę wielkość jądra i elektronów na rysunku, należałoby umieścić elektrony w o wiele większych odległościach




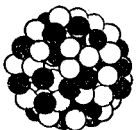
Rys. 5. Atom wodoru

Na tym nie koniec niespodzianek. Jądro atomu też nie jest jednolite. Zawiera ono dwa rodzaje cząstek: protony i neutrony. Protony różnią się od neutronów tym, że posiadają dodatni ładunek elektryczny. Neutrony zaś są elektrycznie obojętne.

Elektron jest około 1850 razy lżejszy od protonu lub neutronu. Elektrony posiadają ujemny ładunek elektryczny. Każdy proton ma odpowiednik w elektronie. Ile jest w jądrze atomowym protonów, tyle elektronów posiada również atom. Dodatnio naładowane jądro atomu przyciąga ujemnie naładowane elektrony. Wskutek tego elektrony nie mogą się rozprysnąć pod wpływem siły odśrodkowej, aczkolwiek jest ona bardzo duża ze względu na olbrzymią szybkość poruszania się elektronów wokół jądra. Równocześnie ten fantastyczny ruch okrężny zapobiega przyciąganiu elektronów przez jądro. Siły wzajemnego oddziaływania

protonów i elektronów równoważą się, atom się utrzymuje, nie rozpada się.

Atomy poszczególnych pierwiastków różnią się między sobą ilością protonów w jądrze. Atom wodoru posiada jeden proton. Ponieważ jednemu protonowi odpowiada jeden elektron, w atomie wodoru znajduje się jeden elektron. Atom wodoru jest więc

<i>JĄDRO HELU</i>		<i>JĄDRO URANU</i>	
			
<i>Protonów</i>	2	<i>Protonów</i>	92
<i>Neutronów</i>	2	<i>Neutronów</i>	146
<i>Ciężar atomowy</i>	4	<i>Ciężar atomowy</i>	238
<i>Liczba atomowa</i>	2	<i>Liczba atomowa</i>	92

Rys. 6. Liczba atomowa i ciężar atomowy zależą od liczby neutronów i protonów w jądrze

zbudowany najprościej; posiada jeden proton i jeden elektron. W jądrze wodoru nie ma neutronów. Wyjątkowo zdarza się, że jądro wodoru posiada jeden neutron, ale wtedy mamy już do czynienia z tzw. ciężkim wodorem.

W jądrze atomu żelaza znajduje się 26 protonów; wokół jądra krąży więc 26 elektronów. Atom złota posiada 79 protonów i 79 elektronów. Jednym z ostatnich w układzie okresowym pierwiastków jest uran. Jego jądro składa się z 92 protonów i krąży wokół niego 92 elektrony.

Jeżeli spojrzycie na tablicę układu okresowego pierwiastków, zobaczycie, że liczba porządkowa pierwiastka w tabeli odpowiada ilości protonów w jądrze atomu tego pierwiastka. Z tablicy tej zawsze będziecie mogli łatwo wyczytać, ile protonów i elektronów znajduje się w atomie danego pierwiastka..

Ciężar atomu zależy od ciężaru jądra atomu, ponieważ ciężar elektronu jest minimalny. Ciężar atomowy odpowiada więc w przybliżeniu sumie protonów i neutronów w jądrze. Wodór posiada 1 proton; jego ciężar atomowy przyjęto 1. Hel ma 2 protony i 2 neutrony; jego ciężar atomowy wynosi 4. Atom

tlenu ma 8 protonów i 8 neutronów; jego ciężar atomowy wynosi 16. Atom uranu zawiera 92 protony i 146 neutronów, co oznacza że jego ciężar atomowy wynosi 238. Istnieją również lżejsze odmiany atomów uranu posiadające mniej neutronów, np. 143; ów lżejszy uran ma ciężar atomowy 235.

Protony, neutrony i elektrony jako części składowe atomu są tą podstawową formą materii, z której składają się wszystkie pierwiastki i związki, cała przyroda i cały świat. Prawie niepojęta różnorodność martwego i żywego świata i wszechogarniającej przyrody sprowadza się do równie niepojętego faktu, że wszystko jest zbudowane z jednakowych cząstek materii.

6. Sympatie i antypatie

Można powiedzieć, że w świecie atomów panują sympatie i antypatie, podobnie jak w społeczeństwie ludzkim.

Niektóre atomy szybko się wiążą z innymi tworząc cząsteczki związków chemicznych, inne zaś pozostają same lub łączą się z trudnością, zupełnie jak ludzie, z których jedni bardzo łatwo zawierają przyjaźnie, inni zaś żyją osamotnieni. Niektóre atomy z trudem rozwiązują swoje związki, inne zaś łatwo je zrywają, zapominają o starych przyjaźniach spiesząc się zawrzeć nowe znajomości. Część atomów jest bardzo przywiązana do jednych i zupełnie obojętna w stosunku do innych atomów.

Te „sympatie” i „antypatie” atomów nie są wcale rzeczą przypadkową. Są one rezultatem budowy atomu, sił wewnątrzatomowych i praw określających zasady łączenia się atomów w związki.

Najprostszy przypadek łączenia się pierwiastków w związek zachodzi, gdy w skład cząsteczki wchodzi po jednym atomie dwóch różnych pierwiastków. Na przykład, jeden atom sodu i jeden atom chloru wiążą się w jedną cząsteczkę soli kuchennej. Bardziej złożona cząsteczka powstaje, gdy w jej skład wchodzi dwa atomy jednego pierwiastka i jeden atom drugiego. Tak jest właśnie z wodą. Jeden atom tlenu łączy się z dwoma atomami wodoru tworząc jedną cząsteczkę wody. Ale zdarza się, że dwa atomy tlenu łączą się z dwoma atomami wodoru tworząc nad-tlenek wodoru. Kombinacje takie mogą być bardzo różnorodne.

W niektórych cząsteczkach występują atomy kilku różnych pierwiastków, które się wzajemnie łączą tworząc bardzo złożone związki. Ich cząsteczki zawierają po kilkaset, a nawet i kilka tysięcy atomów. Są to cząsteczki łańcuchowe lub pierścieniowe, np. cząsteczki białek i niektórych innych związków organicznych.

Wśród tych wszystkich najróżnorodniejszych możliwości łączenia się pierwiastków chemicy odkryli, że pierwiastki łączą się wzajemnie w stałych stosunkach wagowych. Oznacza to, że dana ilość jednego pierwiastka zawsze łączy się ze ściśle określoną ilością drugiego tworząc zawsze ten sam związek. Na przykład: jedna część wagowa wodoru łączy się z 8 częściami wagowymi tlenu dając 9 części wagowych wody. Wodór i tlen łączą się więc w stosunku 1 : 8. Jeżeli wzięlibyśmy dwa gramy wodoru, wówczas aby związać cały wodór z tlenem musielibyśmy wziąć dwa razy więcej tlenu, tj. 16 g. Stosunek między ciężarem jednego i drugiego pierwiastka wchodzących w skład związku jest więc stały. Prawo to nazwali chemicy prawem stosunków stałych.

Dziś, kiedy budowa atomu jest nam znana, prawo to jest zupełnie zrozumiałe. Jedna cząsteczka wody posiada 2 atomy wodoru i jeden atom tlenu. Atom wodoru zawiera jeden proton, a atom tlenu 8 protonów i 8 neutronów, czyli razem 16 cząstek. Ponieważ w skład cząsteczki wody wchodzi 2 protony wodoru, daje to stosunek 2 : 16 lub 1 : 8.

Na podstawie ciężaru atomowego pierwiastków — składników związku — i ilości atomów w cząsteczce, zawsze możemy obliczyć stosunki wagowe, w jakich pierwiastki wstępują w związki. Wystarczy tylko przemnożyć ciężary atomowe przez ilość atomów w cząsteczce, aby uzyskać gramy, miligramy lub inne jednostki wagowe, w których pierwiastki będą się łączyć. Na przykład: 1 atom węgla mający ciężar atomowy 12 łączy się z 2 atomami tlenu, który ma ciężar atomowy 16, w cząsteczkę dwutlenku węgla. Stąd wynika, że 12 g węgla (1×12) wiąże się z 32 g tlenu (2×16) dając 44 g dwutlenku węgla. Ciężar cząsteczkowy dwutlenku węgla wynosi 44.

Ciężar cząsteczkowy jakiegoś związku równy jest sumie ciężarów atomowych wchodzących w skład cząsteczki.

To prawo stosunków stałych, które dziś wydaje się nam bardzo proste, stanowiło doniosłe odkrycie w historii chemii.

Prawidłowość tę zauważył niemiecki fizyk *Riechter* (czyt. rich-ter) jeszcze pod koniec XVIII wieku. Na początku XIX stulecia chemik francuski *Proust* (czyt. prust) na podstawie licznych doświadczeń udowodnił słuszność tego prawa. Angielski chemik *Dalton* (czyt. dalton) rozszerzył je o tzw. prawo stosunków wielokrotnych, które obowiązuje wówczas, gdy dwa lub kilka pierwiastków tworzy więcej związków. Taki przykład mieliśmy z tlenem i wodorem przy tworzeniu nadtlenu wodoru. Chemik francuski *Gay-Lussac* (czyt. gej-lusak) sformułował prawo stosunków objętościowych, w myśl którego gazy łączą się w stałych stosunkach objętościowych. Włoski fizyk *Avogadro* (czyt. awogadro) doszedł do wniosku, że wszystkie ciała i pierwiastki i związki złożone są z cząsteczek i sformułował prawo zw. prawem Avogadra, które później doświadczalnie udowodniono. Prawo to mówi, że w jednakowych objętościach dwóch dowolnych gazów, w tej samej temperaturze i pod tym samym ciśnieniem znajdują się jednakowe ilości pojedynczych cząsteczek.

Prace tych uczonych stanowiły fundament teorii atomu i cząsteczki, teorii która dała tak wspaniałe owoce nauce i ludzkości.

7. „Ręce“ atomu

Niebywała różnorodność związków występujących w przyrodzie lub też otrzymany w laboratoriach, podlega jeszcze jednej prawidłowości, która umożliwia chemikom szybką orientację i czyni układ związków przejrzysty.

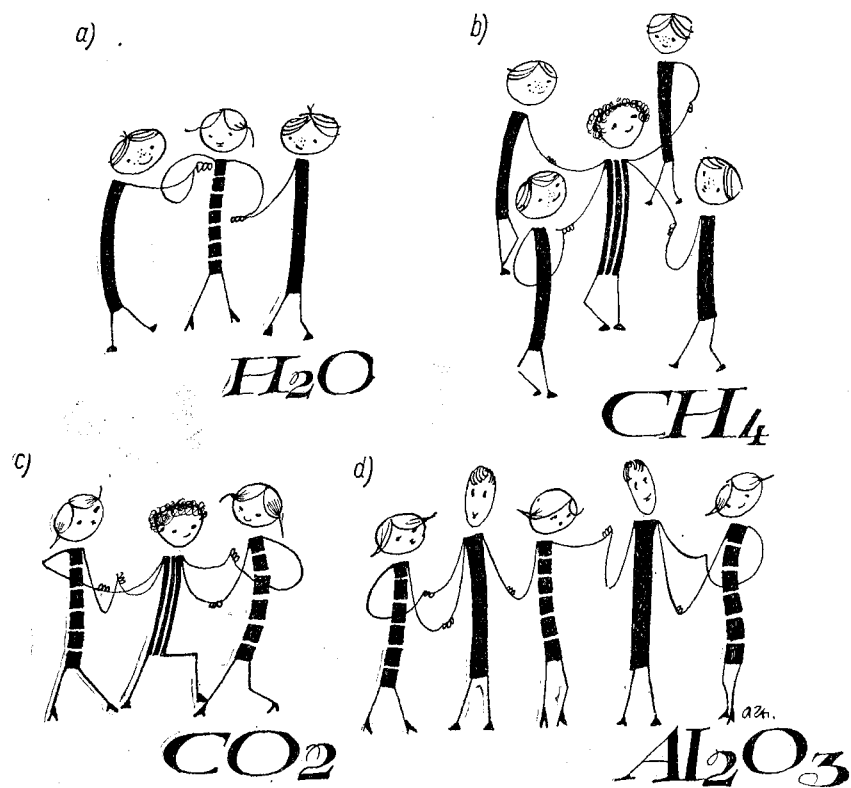
To, czy atom jakiegoś pierwiastka połączy się z jednym, dwoma czy większą ilością atomów innego pierwiastka, zależy od jego zdolności przyłączania do siebie określonej ilości atomów tego pierwiastka.

Chemicy nazwali tego rodzaju zdolność atomu wyrazem „walencja” lub „wartościowość”.

Wyobraźmy sobie ową wartościowość jako „rękę” atomu. Ręką tą atom chwyta za rękę atom innego pierwiastka i w ten sposób łączy się z nim, wiąże się w cząsteczkę związku. Jeżeli, zgodnie z naszym założeniem, atom jakiegoś pierwiastka ma dwie ręce, może on w takim razie schwycić dwa atomy innego pierwiastka, które mają po jednej ręce.

Atom wodoru ma jedną wartościowość, jedną „rękę”, jest więc jednowartościowy. Tlen jest dwuwartościowy, gdyż jego jeden atom może się wiązać z dwoma atomami wodoru. Glin jest trójwartościowy, węgiel czterowartościowy.

Kiedy znana nam jest wartościowość pierwiastków, łatwo możemy określić, ile atomów jednego pierwiastka łączy się z jednym lub kilkoma atomami innego pierwiastka. Suma wartościowości jednego pierwiastka musi być równa sumie wartościowości



Rys. 7. Wartościowości niektórych pierwiastków: a) cząsteczka wody, b) cząsteczka metanu, c) cząsteczka węgla, d) cząsteczka tlenku glinowego

drugiego. Tlen na przykład, który jest dwuwartościowy, wiązać się będzie z dwoma jednowartościowymi atomami wodoru. Węgiel jest czterowartościowy, będzie się więc łączył z czterema atoma-

mi wodoru. Otrzymamy wówczas znany gaz metan. Cząsteczka dwutlenku węgla zawiera jeden atom węgla i dwa atomy tlenu. Te ostatnie mają razem 4 wartościowości, to jest tyle, ile jeden atom węgla. Piękne czerwone kamyczki w zegarku, na których opierają się osie jego mechanizmu, jak i niebieskie klejnoty, które być może zobaczycie na szyi koleżanki lub siostry: rubiny i szafiry są bardzo prozaicznymi związkami — tlenkami glinu. Ile atomów tych pierwiastków znajduje się w cząsteczce rubinu lub szafiru? Gdybyśmy wzięli jeden atom glinu, który jest trójwartościowy i jeden dwuwartościowy atom tlenu, jedna wartościowość glinu pozostałaby niezwiązana, dlatego też taka cząsteczka nie może istnieć. Gdybyśmy dodali jeszcze atom tlenu, wówczas znów jedna wartościowość tlenu byłaby wolna. A więc musimy zwiększyć w cząsteczce rubinu ilość atomów glinu. Weźmiemy dwa atomy glinu. Mają one razem 6 wartościowości. Tych 6 wartościowości będzie się wiązać z 3 atomami dwuwartościowego tlenu. Oznacza to, że w cząsteczce będzie 6 wartościowości tlenu. Tym razem cząsteczka jest złożona dobrze.

— Rachunek jest prosty! — powiecie. Tak, byłoby bardzo łatwo określać skład cząsteczek w związkach, gdyby wszystkie pierwiastki miały zawsze jednakową ilość wartościowości. Ale u niektórych pierwiastków wartościowość jest zmienna. Te same pierwiastki w różnych związkach mają różne wartościowości. Azot i fosfor są na przykład trójwartościowe i pięciowartościowe; miedź i rtęć są jednowartościowe i dwuwartościowe; żelazo jest dwuwartościowe i trójwartościowe. Ta okoliczność naturalnie utrudnia nieco sytuację, ale nie na tyle, by chemicy nie mogli sobie poradzić z różnorodnością kombinacji, w których pierwiastki występują w przyrodzie. Na podstawie wielu doświadczeń uczeni poznali i ustalili wartościowość pierwiastków, a tym samym odkryli i ten klucz, według którego atomy pierwiastków łączą się w związki.

8. Pośrednicy

Oprócz pierwiastków „zdolnych” do wiązania się z innymi, rozporządzających swoją wartościowością — „rękami”, które mogą podawać innym pierwiastkom, są i pierwiastki „gbury”. Te nie chcą się zbliżyć z innymi, nie chcą podać im rąk.

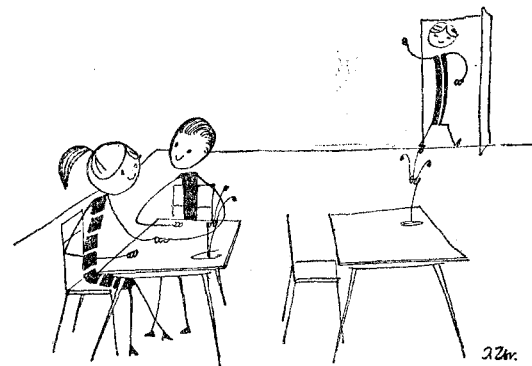
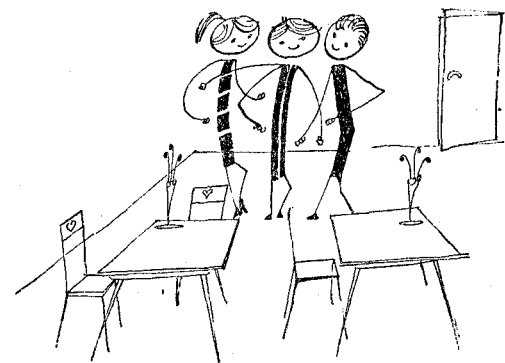
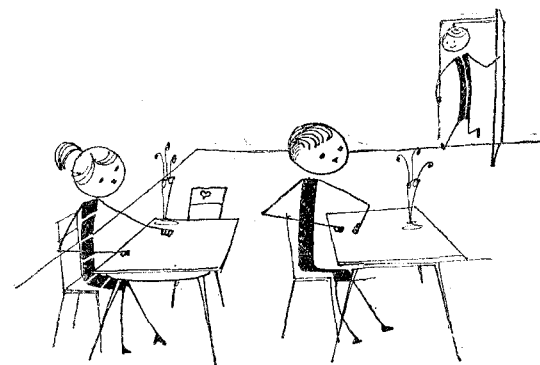
Wyobraźcie sobie, jak siedzą w pustej restauracji, przy oddzielnych stolikach i nie chcą nawet spojrzeć jeden na drugiego, zajęci każdą swoją kolacją. Ale oto drzwi się otwierają i do sali wchodzi trzeci pierwiastek — może to być i związek chemiczny — ich wspólny znajomy. Obydwaj zrywają się, witają się z nim, ten ich zapoznaje, siadają do wspólnego stołu. Ich przyjaciel może nawet wkrótce odejść, ale ta dwójka, przed chwilą tak obojętna, teraz z ożywieniem, po przyjacielsku gawędzi spożywając kolację. Tak powstał nowy związek dwóch pierwiastków za pośrednictwem trzeciego, który nie wszedł w skład cząsteczki nowo utworzonego związku chemicznego.

Takie substancje, które pośredniczą przy łączeniu się dwóch pierwiastków, a same się nie zmieniają i nie wchodzą w skład nowego związku nazywamy — katalizatorami, sam zaś proces chemiczny zachodzący przy tym — katalizują.

W przyrodzie jest wiele katalizatorów. Niektóre z nich działają katalitycznie tylko przy łączeniu określonych pierwiastków, w innych przypadkach tracą swoje właściwości przyspieszania reakcji chemicznych. Platyna służy jako katalizator w dużej ilości procesów chemicznych. Wodór i chlor łączą się tylko pod wpływem światła. Nadtlenek wodoru rozpada się w obecności dwutlenku manganu. Enzymy, które zawarte są w drożdżach przetwarzają krochmal w cukier, cukier w alkohol, alkohol zaś w ocet. Nawet woda może wystąpić jako katalizator procesu spalania. Suchy tlenek węgla zmieszany z suchym tlenem nie pali się. Ale wystarczy najmniejsza domieszka pary wodnej, aby buchnął płomień.

Katalizatory mają olbrzymie znaczenie w przemyśle chemicznym. Umożliwiają one uzyskanie pewnych związków w krótszym czasie, często przy niższych temperaturach, prościej i taniej. W pracowniach chemicznych przebadano już dziesiątki tysięcy katalizatorów. Ich działanie jest bardzo różnorodne; zależy ono zarówno od charakteru reakcji chemicznej, jak i od właściwości samego katalizatora.

Musimy pamiętać, że katalizatory przyspieszają tylko o tysiące i miliony razy te przemiany w materii, które mogą powstać i bez ich udziału, ale znacznie wolniej.



Rys. 8. Kataliza

Jeżeli znów wrócimy do naszego przykładu z restauracją, to trzeba założyć, że nasi dwaj goście, o ile by się stołowali razem w tej samej restauracji i tak by się w końcu po paru miesiącach czy latach poznali i zaprzyjaźnili. Wspólny przyjaciel przyspieszył to jednak.

9. Przy kasie przyrody

W tym wiecznym powstawaniu i przemijaniu ciał w przyrodzie, łączeniu się pierwiastków w związki i rozkładzie ich na pierwiastki, bardzo istotną rolę spełnia energia. Towarzyszy ona każdej reakcji chemicznej. Czasami należy pewną ilość energii „dodać” by wywołać reakcję, czasami sam proces chemiczny wyzwala określoną ilość energii. Przyroda zaś bardzo surowo kontroluje zużycie energii. Jeżeli wydała ona ze swojej kasy pewną ilość energii konieczną do wywołania określonej reakcji chemicznej, to będzie wymagać zwrotu takiej samej ilości energii przy przeprowadzeniu reakcji odwrotnej niż ta, na konto której energia była wydana.

Co się dzieje, kiedy węgiel spala się w piecu? Węgiel łączy się z tlenem tworząc dwutlenek węgla. Podczas tej reakcji chemicznej wytwarza się ciepło, to jest wyzwala się energia cieplna. Reakcję tę wszyscy dobrze znamy już z pierwszych lat dzieciństwa.

Kiedy spala się wodór, to znaczy łączy się z tlenem i tworzy wodę, wówczas też wyzwala się pewna ilość energii cieplnej. Jeżeli chcemy rozłożyć wodę na wodór i tlen musimy zużyć taką samą ilość ciepła, jaka wytworzyła się podczas wiązania się tlenu i wodoru w wodę. Naturalnie, należy pamiętać, że wytwarzamy i rozkładamy taką samą ilość wody.

Ogólnie biorąc, podczas powstawania nowego związku chemicznego na ogół wyzwala się energia cieplna, natomiast rozkład związku wymaga wydatkowania tej energii. Nie jest to jednak jakaś reguła. Bywają i odwrotne przypadki, kiedy wydatkuje się energię cieplną podczas tworzenia nowego związku, a wyzwala się ją przy rozkładzie.

W każdym przypadku obowiązuje prawo, że ciepło powstawania jakiegoś związku jest równe ciepłu jego rozkładu, przy czym w trakcie reakcji ciepło jest pobierane lub wydzielane.

Przed wieloma milionami lat, kiedy w procesie stygnięcia powierzchni ziemi i powstawania skorupy ziemskiej tworzyły się pierwsze związki chemiczne, wyzwalały się olbrzymie ilości energii. Powstałe przy tym ciepło dawno jednak rozproszyło się w przestrzeniach wszechświata. Dziś, kiedy człowiek chce znów otrzymać z tych związków pierwiastki, musi wydątkować ogromne ilości energii. Człowiek przedkłada przyrodzie do wypłaty te stare rachunki i z jej wnętrza czerpie codziennie olbrzymie ilości węgla i nafty.

Kiedy pali się nafta, drewno lub węgiel, który nie jest niczym innym jak zwęglonym drzewem, zużywa się w rzeczywistości energia, która przed 200 milionami lat nagromadziła się pod wpływem światła słonecznego i ciepła w celulozie drzewa lub w substancjach, z których powstała nafta. Energia, którą słońce w pradawnych czasach wydątkowało na budowę tych związków chemicznych wyzwala się dziś w postaci energii świetlnej i cieplnej, kiedy drewno, nafta lub węgiel spalają się w naszych piecach lub silnikach.

Energia nie powstaje więc ani nie ulega zniszczeniu w żadnym procesie chemicznym. Jest ona podobnie jak i materia wieczna i niezniszczalna. Podczas procesów chemicznych jest wyzwolana bądź też wchłaniana nieuniknienie towarzysząc wiecznym przemianom materii.

10. Język i alfabet chemii

Wszystkie te przekształcenia chemik bada, studiuje, wywołuje je świadomie w swoich pracowniach, opisuje i wyjaśnia. I im rozleglejszą zdobywa wiedzę, tym język jego staje się coraz bardziej zawikłany, dziwaczny i niezrozumiały, dla tych którzy nie zajmują się chemią.

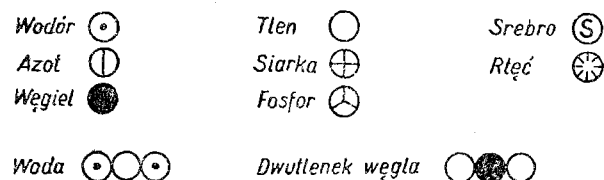
Ten „tajemniczy” język chemii przestraszył i oddalił wielu od tej nauki bez powodu. Język ten nie ma żadnych tajemnic; nie jest nawet tak trudny jak się w pierwszej chwili wydaje tym, którzy się zapoznają z chemią.

W potocznej mowie używa się niewiele nazw pierwiastków. W codziennym języku spotykamy takie nazwy jak: żelazo, siarka, złoto, srebro, ołów, miedź, rtęć, cyna ... Jeśli chodzi o miesza-

niny i związki chemiczne, człowiek spotyka się na co dzień z nazwami związków takich jak: woda, sól, tłuszcz, cukier, szkło, powietrze i wiele innych. Ale choć jest ich wiele, ilość używanych nazw związków jest w gruncie rzeczy znikoma w porównaniu z mnogością związków, jaka istnieje w przyrodzie lub jest wytwarzana w laboratoriach. Najbogatsze języki świata mają około 60 000 słów, zaś związków chemicznych jest około milion.

Z tego powodu rozwijając chemię chemicy rozwijali równocześnie język chemii. Podobnie jak i pozostałe nauki chemia posługuje się greckimi i łacińskimi słowami, aby jej język był jednolity i zrozumiały dla chemików na całym świecie.

Przede wszystkim każdy pierwiastek otrzymał swoją nazwę. Nazw tych nie będziecie uczyć się na pamięć. Przyswoicie je sobie stopniowo, niezauważalnie, bez żadnego wysiłku, jeżeli będziecie się ich uczyć przez praktykę. Na pewno znane są wam



Rys. 9. Symbole pierwiastków i związków chemicznych używane przez Daltona

nazwy: wodór — hydrogenium, tlen — oxygenium, żelazo — ferum, ołów — plumbum, sól — natrium, chlor — chlorum i wiele innych. A znając nazwy pierwiastków łatwo zrozumieć nazwy ich związków. Chemicy rozwiązali bardzo prosto ten problem. Nazwa związku powstaje przez połączenie nazw pierwiastków, z których się on składa. Połączenie sodu i chloru nosi w chemii nazwę chlorku sodu; w mowie potocznej — soli kuchennej lub po prostu soli. Już sama nazwa związku wskazuje więc na jego skład. I na odwrót, jeżeli skład jakiegoś związku jest znany, wówczas łatwo określić jego nazwę. Znacznie ułatwia to pracę chemika.

Ponieważ związki występują w różnych kombinacjach i tu wnieśli chemicy określony ład, aby móc łatwiej sobie poradzić. Jeżeli następuje połączenie się dwóch pierwiastków, to w nazwie

nowo powstałego związku znajdzie się pełna nazwa jednego pierwiastka, podczas gdy drugi otrzyma końcówkę „id” po łacinie, lub „ek” w większości przypadków w polskim słownictwie chemicznym. Na przykład nazwa połączenia sodu i chloru brzmi w języku łacińskim „natrium chlorid”, a po polsku „chlerek sodu”, żelazo i siarka wiążą się w siarczek żelaza, związek glinu i tlenu będzie się nazywać „tlenek glinu” itd.

Kiedy chemik pragnie podkreślić, ile atomów jednego pierwiastka wiąże się z jednym atomem drugiego, używa on greckich (lub nasi chemicy polskich) słów „mono — jeden, di — dwa, tri — trzy, tetra — cztery, penta — pięć itd. Na przykład „dwutlenek węgla” oznacza, że chodzi o połączenie jednego atomu węgla z dwoma atomami tlenu; „dwutlenek” mówi, że dana cząsteczka zawiera dwa atomy tlenu.

Kończkami „an” i „yn” (lub po łacinie „at” i „it”) oznaczają chemicy pewną grupę soli. Są to związki zawierające trzy pierwiastki, z których jednym jest tlen. Na przykład jeden atom sodu oraz chloru i trzy atomy tlenu tworzą związek zwany „chlorkan sodowy” (lub natrium chlorat); a te same atomy sodu i chloru z dwoma atomami tlenu tworzą „chloryn sodowy”. „Azotany” są solami zawierającymi trzy atomy tlenu, a „azotyny” — dwa atomy tlenu. „Siarczany” zawierają cztery atomy tlenu, a „siarczyny” — 3 atomy.

— Wszystko to jest bardzo proste, póki mamy do czynienia ze związkami, które zawierają małą ilość pierwiastków — powiecie. Ale jak poradzimy sobie ze związkami bardziej złożonymi, szczególnie zaś ze związkami organicznymi? Jak damy sobie radę ze związkami mającymi nazwę dwu-etylo-amino-propano-diol?

Nie bójcie się! Kiedy w trakcie przyswajania sobie wiedzy chemicznej dojdziemy do takich związków, nie będziecie już w chemii nowicjuszami, lecz wytrawnymi znawcami. Chemia będzie wam sprawiać o wiele mniej kłopotu, niż wam się to teraz wydaje.

Ale aby uniknąć trudności, mniejszych nawet aniżeli te, o których była dotychczas mowa, aby każdorazowo nie powtarzać pełnych nazw wszystkich pierwiastków wchodzących w skład jakiegoś związku, chemicy wpadli na genialny pomysł jeszcze bar-

dziej upraszczający i skracający język chemii. Angielski chemik *John Dalton* (czyt. dżon dalton), który żył na przełomie XVIII i XIX wieku, zaproponował, by pierwiastki oznaczać specjalnymi znakami w postaci kółek. Każdemu pierwiastkowi odpowiadałoby odpowiednio oznaczone kółko. Jedno kółko przedstawiałoby jeden atom pierwiastka. Ten świetny pomysł udoskonalił wielki szwedzki chemik *Berzelius* (czyt. berselius) w kilka lat później niż *Dalton*, bo w 1813 r. zaproponował on, aby pierwiastki oznaczać początkowymi literami ich nazw łacińskich, dodając ewentualnie jeszcze jedną charakterystyczną literę.

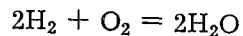
Na przykład, wodór ma symbol H (Hydrogenium), symbolem tlenu jest O (Oxygenium), sodu — Na (Natrium), chloru — Cl (Chlor), węgla — C (Carbonium) itd. Każdy chemik napisze symbol jakiegoś pierwiastka, symbol ten oznacza jeden atom tego pierwiastka lub tyle jego jednostek wagowych ile wynosi ciężar atomowy tego pierwiastka.

Posługując się tymi symbolami chemik z łatwością zapisuje skład związków. Podaje on symbole wszystkich pierwiastków wchodzących w skład danego związku i przy każdym symbolu oznacza małą cyfrą, ile atomów tego pierwiastka znajduje się w cząsteczce związku. Na przykład, kiedy chemik chce powiedzieć, że jedna cząsteczka wody zawiera dwa atomy wodoru i jeden atom tlenu, po prostu mówi on lub pisze H_2O . Zapisany w ten sposób skład związku nazywamy wzorem chemicznym.

A co to znaczy $2H_2O$? Naturalnie, tak oznacza chemik 2 cząsteczki wody.

Wzory chemiczne umożliwiły bardzo zwięzłe i przejrzyste zapisywanie procesów chemicznych.

Jak już wiecie, ilość materii przed i po reakcji chemicznej pozostaje taka sama, co chemik wyraża za pomocą równania. To, co istniało przed przemianą, przed reakcją, pisze chemik z lewej strony równania, wynik reakcji zaś zapisuje z prawej strony. Oto przykład równania chemicznego:



Przeczytajcie.

Już wyobrażam sobie jak przeczytaliście: dwa „Ha” dwa plus „O” dwa równa się dwa „Ha” dwa „O”.

Ale przeczytajcie tak, aby wyrazić słowami sens tego równania. Dwie cząsteczki wodoru, z których każda składa się z dwu atomów, łączą się z jedną cząsteczką tlenu, zawierającą też dwa atomy. Powstają dwie cząsteczki wody. W skład każdej z nich wchodzi dwa atomy wodoru oraz jeden atom tlenu.

Tak jest. W ten sposób udowodniliście, jak znakomicie chemicy uprościli język chemii swoimi znakami. I co jest najważniejsze, powyższe równanie zrozumieją wszyscy chemicy na świecie i dokładnie tak, jak wy, przeczytają je w swoich macierzystych językach.

A teraz, proszę śmiało wchodzić do naszej pracowni. Po przyjacielisku podejście do języka chemii. Korzystajcie z niego, gdy będziecie przy pomocy tego prostego alfabetu zapisywać do naszego dziennika laboratoryjnego sens chemicznych reakcji.

W PRACOWNI

DOSWIADCZENIE 1

Tajemnica pustej butelki

— Proszę się przekonać, że butelki są puste — poprosicie swoich przyjaciół skupionych wokół stołu, na którym postawicie trzy zwykłe butelki z przezroczystego szkła.

— Rzeczywiście są puste — odpowiedzą wam, gdy obejrzą je i nic w nich nie zobaczą.

Wówczas postawicie na stole bardzo czułą wagę zrobioną z drutu, która wychyla się pod bardzo małym ciężarem.

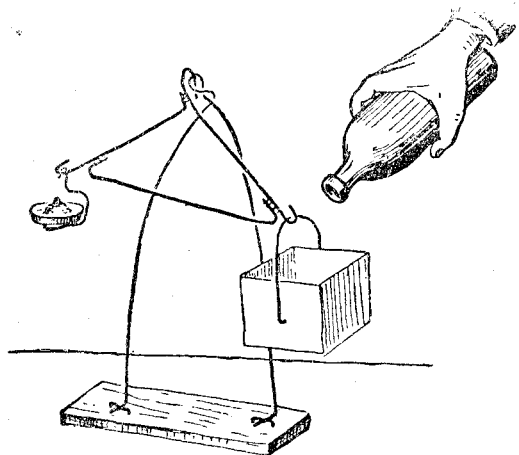
— Ale skąd mamy wziąć taką wagę? — zapytacie mnie na pewno, myśląc o bardzo czułych, ale bardzo drogich wagach, które widywaliście w aptekach.

Nie martwcie się! Mamy w naszej pracowni kilka bardzo czułych wag do pomiaru niewielkich ciężarów. Są one tak tanie, że nawet nie jesteśmy w stanie określić ich ceny. Zrobiliśmy je ze starego drutu. Jak? Wyjaśnienie znajdziemy na końcu tej książki, tam gdzie mowa jest o wyposażeniu naszej pracowni i przyrządach, którymi powinniśmy dysponować.

Weźmiemy którąkolwiek z tych wag. Po jednej stronie dźwigni zamiast szalki zawiesimy pudełko z papieru w kształcie

sześcianu, które będzie od góry odkryte. Pudełko to zrobimy ze zwykłego papieru do pisania, aby było jak najlżejsze. Będziemy więc mieć z jednej strony wagi pudełko, z drugiej zaś talerzyk do odważników. Wagę zrównoważymy za pomocą kilku ziaren fasoli lub ryżu włożonych do talerzyka. Jak taka waga wygląda, zobaczyć można na rysunku. A teraz możemy rozpocząć nasze doświadczenie.

Wręczcie komuś z obecnych jedną butelkę i zaproponujcie, aby „zawartość” jej „wylał” do papierowego pudełka, które wisi z jednej strony wagi. Wasz przyjaciel na pewno popatrzy na was



Rys. 10. Waga przechylił się pod ciężarem niewidocznej zawartości butelki

spode łba i cicho sam siebie zapyta, czy uważacie go za wariata, czy sami nie jesteście przy zdrowych zmysłach, proponując mu nalanie czegoś z pustej butelki do pudełka.

Naturalnie, będzie on przechylać we wszystkie strony szyjkę butelki; nic się z niej nie wyleje, nic nie należy się do pudełka, waga w ogóle się nie poruszy.

Niczego innego nikt się zresztą nie będzie spodziewać.

Wy jednak uczynicie właśnie to, czego się nikt nie spodziewał. Weźmiecie drugą butelkę, nachylicie jej szyjkę nad otworem pudełka i — waga zacznie się przechylać, tak jakby wlewano do niej jakąś niewidzialną ciecz.

Przerwijcie doświadczenie. Połóżcie kilka ziaren zboża na przeciwną szalkę, znów równoważąc wagę. Poproście obecnych, aby zawiązali wam chusteczką nos i usta, jeśli podejrzewają, że dmuchacie na wagę, i powtórzcie doświadczenie.

Będziecie trzymać szyjkę pustej butelki nachyloną nad samym pudełkiem i dźwignia znów się wychyli. Pudełko będzie powoli opadać coraz niżej, tak jakby wlewało się doń coś z butelki.

Znów zrównoważcie wagę kilkoma ziarnami zboża. Potem odwróćcie pudełko do góry dnem i wylejcie jego niewidzialną zawartość. Kiedy ustawicie pudełko w normalnym położeniu, waga nie będzie wyważona, przeważać będzie strona z odważnikami.

W ciszy, która zapanuje w pierwszych chwilach zdumienia w obliczu tego tajemniczego zjawiska, zabrzmi prawdopodobnie głos tego, który pierwszy się domyśli:

— Butelka nie jest pusta.

Istotnie, butelka nie będzie pusta. Pierwsza butelka będzie wypełniona powietrzem. Ponieważ powietrze znajduje się również w pudełku na wadze, jak i pomiędzy szyjką butelki a otworem pudełka, nie ma więc żadnej przyczyny, która by wywołała przepływ powietrza i przechylenie wagi. Ciężar powietrza w butelce i w pudełku jest bowiem ten sam.

W drugiej butelce natomiast będziemy mieć dwutlenek węgla. Gaz ten jest bezbarwny i przezroczysty jak powietrze, a więc niewidzialny. Ale jest on cięższy niż powietrze. Póki butelka stoi normalnie, gaz ten będzie się znajdował na jej dnie i nie ulotni się, choć butelka może być niezakorkowana. Kiedy nachylicie szyjkę butelki nad pudełkiem, zacznie się z niej wydobywać niewidzialny gaz i opadać na dno pudełka, wypierając stamtąd powietrze. Pudełko zacznie się napełniać gazem cięższym od wypartego powietrza, a waga po stronie pudełka zacznie się przechylać w dół.

Ta różnica w ciężarze między powietrzem a dwutlenkiem węgla jest niemała. Jeden litr dwutlenku węgla waży w normalnych warunkach 2 g, litr powietrza zaś 1,3 g. Oznacza to, że dwutlenek węgla jest około 1,5 raza cięższy niż powietrze.

Może ktoś z przekąsem zauważy, że nie jest zupełnie w porządku mówić o pustej butelce, kiedy wcale nie jest ona pusta. Ten ktoś będzie miał rację. Ale ten zarzut powinien skierować przede wszystkim do siebie, bo przecież na początku doświadczenia poprosiliście kolegów, aby sprawdzili czy butelki są puste.

Ten mały spór z waszym krytykiem świadczy o tym, jak nie zawsze słowa mają jedno i to samo znaczenie w nauce i codziennym życiu. Każdy powie, że butelka jest pusta skoro nie znajduje się w niej żadna ciecz lub jakiś twardy przedmiot. W pracowni chemicznej jednak butelka wtedy będzie pusta, jeśli nie będzie w niej nic, żadnego gazu, kiedy pozostanie tylko pusta przestrzeń.

— Wszystko to pięknie — powiecie — ale skąd weźmiemy dwutlenek węgla.

— Wytworzymy go sami. A jak? — dowiemy się w następnym doświadczeniu.

DOŚWIADCZENIE 2

Fabryka dwutlenku węgla

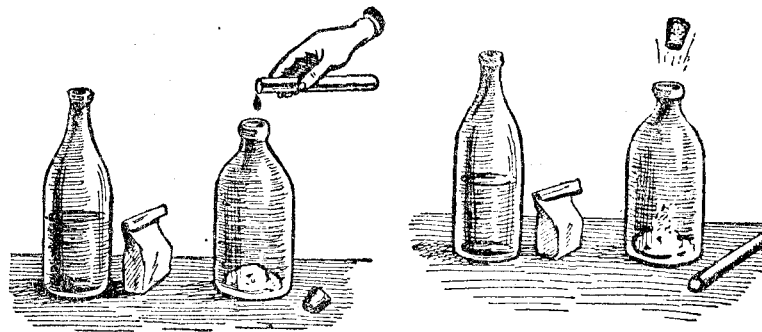
Dwutlenek węgla, który przyda się nam w wielu doświadczeniach, uzyskamy w bardzo prosty sposób. Przy okazji będziemy mogli obserwować, jak wraz z wyzwaniem się gazu podczas reakcji rośnie ciśnienie w zamkniętej butelce.

Do butelki wsypiemy dwie łyżki sody oczyszczonej. Poza tym musimy mieć probówkę, do której wlejemy dwie łyżki octu. Przed tym naturalnie wyszukamy dobry korek, który szczelnie zamyka butelkę. Korek ten zwilżymy wodą i będziemy go trzymać w jednej ręce, probówkę zaś z octem w drugiej. Ocet wylejemy do butelki, a butelkę szybko zakorkujemy, ale niezbyt mocno.

Usłyszymy w butelce szum, ciecz zacznie musować i pienieć się, a w chwilę później korek wyleci z hukiem.

Soda jest połączeniem sodu, wodoru, węgla i tlenu. Podczas reakcji z octem wyzwala się dwutlenek węgla. Pod ciśnieniem tego gazu korek wyleci z butelki.

Eksplozja materiału wybuchowego jest zjawiskiem podobnym. Jest to nagłe wyzwolenie się gazu, który przed wybuchem był związany chemicznie w jakimś ciele stałym. W odpowiednich warunkach, w bardzo krótkim czasie następuje wyzwolenie się



Rys. 11. Korek z hukiem wyleci z butelki

ogromnych ilości gazu. Wskutek tego powstaje olbrzymie ciśnienie gazów w powietrzu, co często wywołuje bardzo duże zniszczenia.

Nasza fabryka dwutlenku węgla podsuwa nam pomysł konstrukcji czegoś w rodzaju domowej armaty, którą spróbujemy zrobić w następnym doświadczeniu.

DOŚWIADCZENIE 3

Artyleria w pokoju

„Coś dla amatorów hałasu”, tak scharakteryzowaliśmy kiedyś doświadczenie, które teraz powtórzymy.

A my lubiliśmy robić hałas, tak jak prawdopodobnie i wy teraz, gdy macie ku temu okazję.

Posłużymy się litrową butelką. Do połowy butelki wody wsypiemy około 7 g sody oczyszczonej.

W czasie gdy soda będzie się rozpuszczać, zrobimy małą rurkę z papieru pergaminowego. Dolny koniec rurki zatkamy kuleczką z bibuły. Zwrócimy uwagę na to, aby kuleczka szczelnie zatykała rurkę.

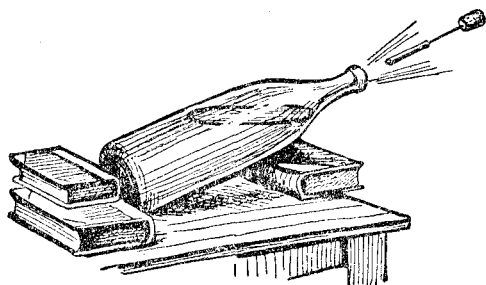
Następnie wlejemy do rurki 6 g octu winnego. Rurkę przymocujemy za pomocą kawałka drutu do dolnej części korka.

Teraz możemy zabrać się do budowania naszej armaty. Armatą będzie butelka z roztworem sody oczyszczonej. Pociskiem będzie korek z rurką. Zakorkujemy butelkę w ten sposób, aby rurka przymocowana do korka znalazła się w szyjce butelki.

Przygotowania są zakończone. Pozostaje jeszcze celowanie.

Powoli będziemy przechylać butelkę dotąd, dopóki znajdująca się w niej woda nie zwilży dolnego końca rurki. Musimy przy tym uważać, aby woda nie dostała się do szyjki. Gdyby to nastąpiło, w chwili wystrzału naszej armaty woda wylałaby się na stół lub na podłogę.

Ułożymy butelkę w tym pochyłym położeniu na stole opierając ją na czymś. Gdy roztwór sody dosięgnie kulkę z bibułki nasiąkniętą octem winnym znajdującym się w rurce, bibułka



Rys. 12. „Armata” w pokoju

wchłonie ów roztwór. Rozpocznie się reakcja chemiczna pomiędzy sodą oczyszczoną a octem winnym i nastąpi nagłe wydzielanie się dwutlenku węgla.

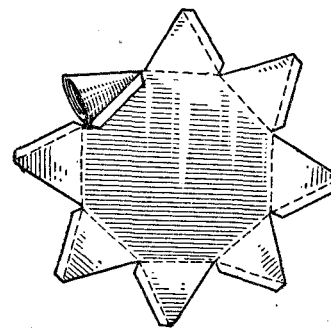
Pod ciśnieniem tego gazu korek niczym kula armatnia z silnym hukiem wyleci z butelki.

Ciekawe, co na to powiedzą ci z naszych domowników, którzy nie lubią hałasu?

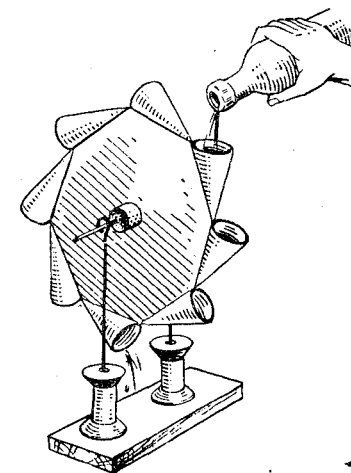
W każdym razie, musicie wziąć butelkę z grubego i mocnego szkła.

Turbina czy wiatrak

Weźcie kartkę papieru trochę grubszego niż zwykły papier do pisania i niezbyt sztywnego. Na kartce narysujcie regularną gwiazdę ośmioramienną i z jednego boku każdego ramienia gwiazdy dorysujcie małe wypustki. Wycnijcie tę gwiazdę, a jej ramiona zwińcie w kształt małych lejków. Wypustki posmarujcie klejem i przyklejcie do boków ośmiokąta zaznaczonego na rysunku linią przerywaną. Uzyskacie w ten sposób osiem małych papie-



Rys. 13. Jak zrobić „turbinę”



Rys. 14. „Turbina” będzie się kręcić pod ciśnieniem gazu

rowych lejków na ośmiu bokach naszego wieloboku. Przez środek wieloboku przeciągnijcie kawałek drutu. Na jego końce możecie nasadzić po jednym korku, tak aby korki utrzymywały papier w pozycji pionowej, ale aby go nie ścisnęły. Papier powinien swobodnie obracać się między korkami. Ustawicie teraz drut poziomo i oprzecie jego końce na podstawkach. „Turbina” wasza gotowa.

Postawcie ją na stół. Weźcie butelkę, pokażcie ją obecnym, aby się przekonali, że nie ma w niej nic. Następnie nalewajcie

jej niewidzialną zawartość do lejków, jak to zostało pokazane na rysunku. Kiedy nachycicie butelkę nad jednym z nich „turbina” zacznie się obracać.

— Co wy na to? — zapytacie przyjaciół. Przecież to nie jest turbina wodna, bo nie ma nawet śladu wody; nie jest to również wiatrak. Przestaliśmy nawet oddychać, bo nam dech zaparło ze zdumienia, a powietrze w pokoju jest nieruchome.

— Może to jest turbina gazowa — powie ten spośród obecnych, który pierwszy sobie przypomni, że w butelce jest dwutlenek węgla.

Dla tych jednak, którzy nie mieli okazji widzieć poprzedniego doświadczenia z pustą butelką, obracanie naszej turbiny z papieru będzie bardzo tajemniczą sprawą. Któż by się tutaj nie dziwił. Kiedy zbliżycie butelkę — turbina będzie się obracać, gdy ją odsuniecie — turbina się zatrzyma.

Naturalnie, turbinę można dotąd wprowadzić w ruch, dopóki wystarczy dwutlenku węgla w butelce.

DOŚWIADCZENIE 5

Kto gasi zapalną?

Na stole znajdują się dwie butelki od mleka z szeroką szyjką. Zapalcie zapalną i włóżcie ją do pierwszej butelki, zapalną będzie się normalnie palić.

Włóżcie ją do szyjki drugiej butelki — zapalną nagle zgaśnie. Powtórzcie doświadczenie.

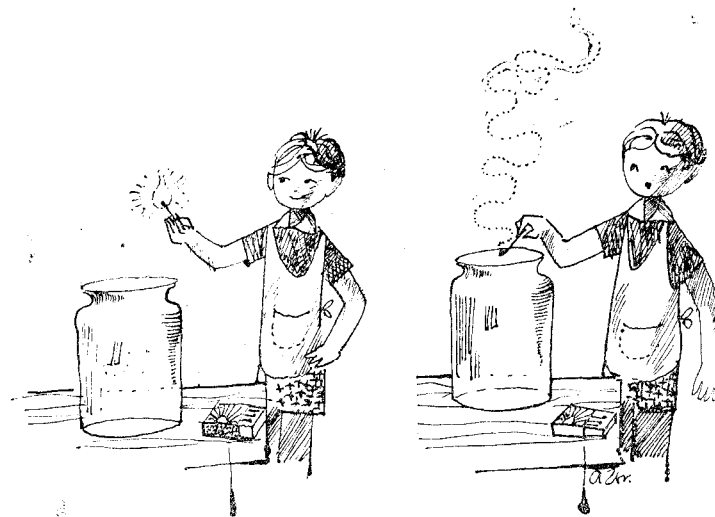
— Kto gasi zapalną? — zapytacie obecnych.

— Dwutlenek węgla — odpowiedzą na pewno. Jeżeli bowiem widzieli poprzednie doświadczenie dojdą do wniosku, że i tym razem napełniliście drugą butelkę tym gazem.

Gdy palący się przedmiot otoczony jest dwutlenkiem węgla, nie dociera doń tlen. Ogień gaśnie wówczas duszony jak gdyby tym gazem.

Dzięki tej swojej właściwości dwutlenek węgla jest nieprzejdanym wrogiem ognia i pożarów. Wiele aparatów przeciwpożarowych zawiera dwutlenek węgla. Takie właśnie aparaty-

-gaśnice znajdują się na ogół w różnych gmachach, szkołach, fabrykach itd. Na pewno widzieliście je wiszące na ścianach. Gaśnice te napełnione są dwutlenkiem węgla, często zmieszonym z rozpuszczonym mydłem. Kiedy gaśnicę uruchomi się, gaz znajdujący się tam pod dużym ciśnieniem poleci w strudze mydlanej



Rys. 15. Zapalną zgaśnie w butelce z dwutlenkiem węgla

piany. Strugę tę kieruje się na zapalony przedmiot, odgradzając dostęp tlenu i dusząc ogień w zarodku. Piana mydlana przytrzymuje jak gdyby dwutlenek węgla w miejscu pożaru, nie pozwalając mu ulotnić się, gdy wylatuje w strudze rozpuszczonego mydła.

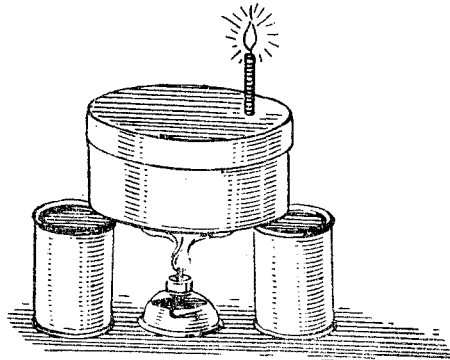
Słyszeliście na pewno, że kiedyś ludzie za pomocą zapalanej świecy sprawdzali, czy w piwnicach nie osiadł dwutlenek węgla. Jeśli świeca gasła, oznaczało to, że w powietrzu znajduje się za dużo tego gazu. Gaz ten jest bardzo niebezpieczny dla człowieka, gdyż uniemożliwia oddychanie, wywołuje duszenie się i utratę przytomności. Pomieszczenie takie należy szybko opuścić i przewietrzyć.

Gazogenerator w działaniu

Teraz zrobimy mały gazogenerator. Jest to, jak zapewne wiecie, urządzenie, w którym na skutek niezupełnego spalania się jakiegoś paliwa, np. węgla lub drewna powstaje gaz palny. Gaz ten używany jest później jako paliwo.

Wyraz generator składa się z dwóch słów: „gaz” oraz „generator”, co oznacza „ten, co tworzy”.

Coś w rodzaju gazogeneratora zrobimy i my. Weźmiemy blaszaną puszkę, np. po konserwie, o wysokości co najmniej 5 cm. Dobierzemy do niej pokrywkę. Puszkę tę napelnimy trocinami lub zwykłą bibułką. Potem zamkniemy puszkę możliwie jak najszczelniej. Przedtem zrobimy w pokrywce małą dziurkę. Przez



Rys. 16. „Gazogenerator”

dziurkę tę wsadzimy do wnętrza puszkę jakąś metalową lub szklaną rurkę. Możemy użyć do tego celu metalowej rurki z zespanej obsadki do stalówek. Rurka powinna być w jednej trzeciej swej długości zanurzona w trocinach. Po włożeniu rurki do otworu należy starannie uszczelnić to miejsce w pokrywce, najlepiej kitem do okien.

Teraz postawimy puszkę na dwóch oparciach. Pod puszką zapalimy palnik spirytusowy lub świecę.

Pod wpływem ciepła w puszcze zacznie się wydzielać para i gazy. Rozpocznie się tam proces spalania niezupełnego — bez dostępu powietrza, a więc bez dostatecznej ilości tlenu. Otrzy-

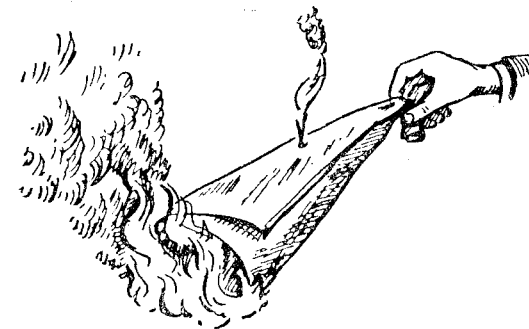
mamy gazy, które mogą zapalić się i spalić zupełnie w obecności tlenu na wolnym powietrzu.

I rzeczywiście! Jeżeli przytkniemy zapaloną zapałkę do wylotu rurki wystającej z naszej puszkę, zabłyśnie tam płomynek. Ulatujące z rurki gazy będą się spalać, kończąc proces, który rozpoczął się w zamkniętej puszcze.

Płomień z torebki

Co pali się u wierzchołka torebki?

— Gazy — odpowiecie, gdy przeprowadzimy to małe doświadczenie. Nie będzie się w nim kryła dla was żadna tajemnica, jeżeli zrobiliście już mały gazogenerator i uruchomiliście go.



Rys. 17. Gazy będą się spalać nad otworkiem w torebce.

Weźmiemy kawałek mocnego papieru, np. papieru do pakowania. Zrobimy z niego stożkowatą torebkę. Jej wierzchołek silnie skrócimy, aby się nie rozwinęła, tak jak to często robią sprzedawcy fistaszków i owoców.

— Nie tylko oni — słyszę jak mnie poprawiacie. — Wszyscy tak postępują zwijając torebki z papieru. Zgadzam się i wymażuję to zdanie z naszego dzienniczka laboratoryjnego.

Teraz zrobimy małą dziurkę w pobliżu wierzchołka torebki i mamy nasz prosty gazogenerator.

Torebkę weźmiemy za wierzchołek i nachylimy ku ziemi. Zapalimy torebkę od dołu. Kiedy płomień obejmie cały obwód

i torebka stanie w płomieniach, przybliżymy zapaloną zapałkę do naszej dziurki. I tu pojawi się płomyk.

Już zgadliście, co się pali nad dziurką — gazy. Wydzielają się one przy spalaniu papieru i nie dopuszczają w pewnej mierze tlenu z powietrza. Wskutek tego część papieru nie spala się zupełnie, lecz przekształca w gazy, które mogą się jeszcze łączyć z tlenem, czyli spalać. Gazy te wypełniają węższą część naszej torebki i ulatniają się przez dziurkę. Tam właśnie zapalamy je zapałką.

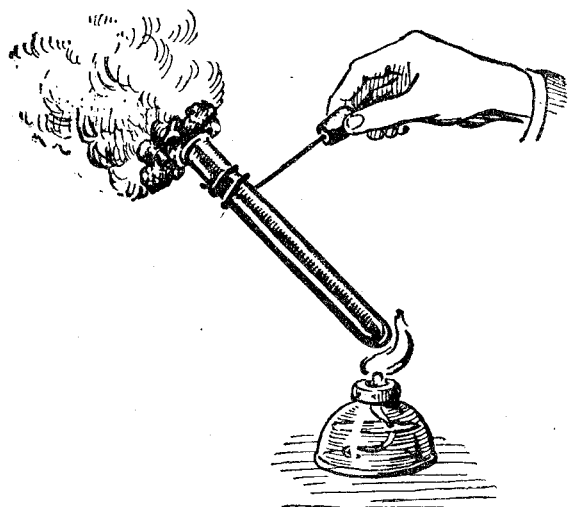
Rzecz jest bardzo prosta, a jednak niezwykła. Spróbujcie to przeprowadzić.

DOSWIADCZENIE 8

Z cukru — węgiel

Nikt z nas nie wątpi, że z cukru robi się słodycze — ale węgiel? O, w to już trudniej uwierzyć.

Tak, być może trudniej jest w to uwierzyć, ale bardzo łatwo zrobić, o wiele łatwiej niż najprostsze ciastka.



Rys. 18. Cukier przekształca się w węgiel pod wpływem wysokiej temperatury

Z jakich pierwiastków składa się cukier?

— Z węgla, wodoru i tlenu. Jego wzór chemiczny brzmi $C_{12}H_{22}O_{11}$ — odpowiecie jak z nut.

— Ładnie. Ale jeżeli cukier będziemy podgrzewać...

— Otrzymamy gorący cukier.

— Właśnie, że nie. Zresztą zaraz zobaczymy.

Wsypujemy do probówki trochę cukru w proszku. Potem będziemy powoli ogrzewać probówkę nad płomieniem palnika spirytusowego. Pod wpływem ciepła zacznie parować z probówki woda, potem u jej wylotu ukaże się czarna, gąbczasta masa węgla.

Co się stało?

Wodór i tlen wydzielili się z cukru w postaci pary wodnej, w probówce zaś został sam węgiel.

Nie tylko nie uzyskaliśmy gorącego cukru, lecz wszelki ślad po nim zagał.

DOSWIADCZENIE 9

Węgiel z cukru — bez ognia

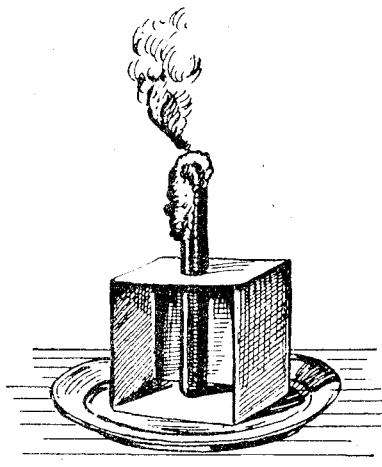
A teraz zamieńcie cukier w węgiel — ale bez ognia.

— Dlaczego nie? — odpowiecie mi. Jeżeli wiemy, że w poprzednim doświadczeniu ogień potrzebny nam był tylko do usunięcia wody z cukru, poszukamy jakiegoś innego sposobu, aby pozbyć się z cukru wodoru i tlenu.

Użyjemy w tym celu kwasu siarkowego.

Do probówki lub jakiegoś innego wąskiego i wysokiego naczynia, w kształcie walca, wsypujemy trochę cukru-pudru. Następnie dolejemy wody, ale tylko tyle, aby otrzymać w probówce gęstą, lepłą, zwilżoną masę. Wtedy zaczniemy bardzo ostrożnie wlewać do probówki stężony kwas siarkowy, potrząsając przy tym powoli jej zawartością. Znajdująca się wewnątrz masa wkrótce czernieje i zaczyna się piąć do góry ku otworowi probówki. Wstawcie wtedy probówkę do statywu, a statyw postawcie na talerzu, aby zawartość probówki nie wylała się na stół.

Reakcja chemiczna zachodząca w probówce wyzwala taką ilość ciepła, że probówki nie wolno dotykać, gdyż moglibyście się oparzyć.



Rys. 19. Zwęglony cukier wykipi z probówki

DOŚWIADCZENIE 10

Dlaczego szklanka nie spada?

Przyciśnij mokrą dłońią szklankę, potrząśnij nią trochę wraz z jej zawartością i pokaż kolegom, że szklanka utrzymuje się w powietrzu, przylegając swoim otworem do twej dłoni.

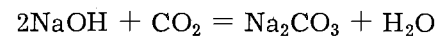
— Dlaczego nie spada? — zapytasz obecnych.

— A co masz w szklance? — zapytają oni.

Wyjaśnij więc, że do szklanki wpuściłeś dwutlenek węgla, a następnie wsypałeś trochę sody kaustycznej (do wysokości 1—2 cm powyżej dna).

— O, już wiem, dlaczego nie spada — krzyknie na to jeden z twoich kolegów, który podobnie jak my zajmuje się chemią w swojej pracowni. I on dokończy tłumaczyć innym, co zaszło w szklance.

Soda kaustyczna lub inaczej wodorotlenek sodu wchłonęła dwutlenek węgla znajdujący się w szklance, przy czym powstała soda amoniakalna lub kalcynowana. Chemicy wyraziliby to tak:



W szklance mamy teraz mniejszą ilość gazu niż na początku doświadczenia, gaz jest więc wewnątrz bardziej rozrzedzony.



Rys. 20. Szklanka przylgnie do dłoni wskutek zmniejszonego ciśnienia wewnątrz

Ciśnienie zewnętrzne jest większe od ciśnienia gazu w szklance i zmusza ją by przylgnęła do dłoni.

Tym razem nie udało się nam zadziwić naszych widzów, gdyż znalazł się jeden, który wiedział tyle samo co my.

„Czarne kamienie” Marca Polo

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

— *Faraday* (czyt. faradej), niech pan włoży diament pod soczewkę, zwrócił się słynny chemik angielski *Dawey* (czyt. dejwy) do swego ówczesnego asystenta, *Faradaya*, później nie mniej sławnego fizyka. Było to 27 marca 1814 r. w znanej Akademii Del Cimento we Florencji, w której przechowywano rękopisy i instrumenty wielkiego fizyka i astronoma *Galileusza*. W murach tej akademii, dwieście lat przedtem, fizyk *Torricelli* (czyt. toriczeli) przeprowadzał swoje doświadczenia i wynalazł barometr.

W jednym z pomieszczeń, gdzie przeprowadzano doświadczenie, zgromadziło się kilku uczonych.

Faraday umieścił w ognisku lupy zamknięte szklane naczynie, w którym na platynowej płytce mienił się diament. Naczynie było wypełnione tlenem. Wszystko razem znajdowało się na oknie.

Doświadczenia wykonywano w południe, kiedy słońce grzeje najsilniej. W owych czasach wysokie temperatury uzyskiwano w laboratoriach za pomocą lupy. Palnik Bunsena znajdujący się dziś w każdej pracowni chemicznej, dający płomień o temperaturze 2 300°C, wtedy nie był jeszcze znany.

Skupione promienie słoneczne padły na diament, który zaczął się zmniejszać i ciemnieć.

— Spala się — powiedział *Dawey*, przerywając ciszę, w której zebrani uczeni śledzili przebieg doświadczenia.

W ten sposób *Dawey* udowodnił, że diament jest czystym węglem. Diament spalił się bez reszty, a w szklanym naczyniu pozostały tylko tlen i dwutlenek węgla.

Przy dostatecznej ilości tlenu węgiel spala się dając dwutlenek węgla. Gdy tlenu jest za mało, węgiel spala się na tlenek węgla.

Niektóre cechy dwutlenku węgla poznaliśmy w naszych poprzednich doświadczeniach. Widzieliśmy jak gasi on ogień i nie dopuszcza do spalania. Dwutlenek węgla jest szkodliwy dla organizmu ludzkiego, gdyż uniemożliwia dostęp tlenu do płuc i jego wiązanie się z hemoglobina w krwi. Gaz ten w zasadzie dusi człowieka. Jeżeli w powietrzu jest 25% dwutlenku węgla, to może on wywołać natychmiastową śmierć. W normalnym powietrzu, które ludzie wdychają, znajduje się około 0,03% dwutlenku węgla. W powietrzu zaś, które wydychamy, jest go około 4%. Ludzie w procesie oddychania wydalają z siebie dwutlenek węgla, który powstaje w organizmie podczas spalania ciał organicznych.

Jak obliczono, jeden człowiek wydaje dziennie w atmosferę, która nas otacza, około 900 g dwutlenku węgla, co oznacza iż cała ludzkość wydycha dziennie ponad 2,5 miliona tonn dwutlenku węgla. Dodajcie jeszcze do tego dwutlenek węgla powstający przy oddychaniu zwierząt, a także dym unoszący się z niezliczonych kominów, które odprowadzają produkty spalania olbrzymich ilości węgla w naszych domach i zakładach. Co więcej, dwutlenek węgla tryska nawet z ziemi i to w wielu miejscach, czasami w ogromnych ilościach. Tak na przykład, tylko z jednego źródła w Colorado w USA ulatnia się rocznie około 60 000 tonn dwutlenku węgla.

— To straszne! Jeżeli tak dalej pójdzie, wszyscy się podusiemy — pomyśli może któryś z was.

Nie, nic podobnego się nie stanie. Podczas gdy świat ludzi i zwierząt zaopatruje atmosferę w dwutlenek węgla, rośliny odbierają go i rozkładają zachowując dla siebie węgiel w postaci

związków organicznych, a część tlenu zwracając do atmosfery. Węgiel nagromadzony w roślinach spożywają następnie żywe istoty w pokarmie i znów zwracają go atmosferze w postaci dwutlenku węgla, który powstaje jako produkt spalania związków organicznych w żywych organizmach lub jako produkt gnicia martwych organizmów.

Węgiel krąży tak wiecznie między światem organicznym a nieorganicznym.

Dzięki temu obiegowi w zamierzchłych czasach geologicznych, przed milionami lat, gromadził się węgiel w bujnej roślinności tego okresu. Do dziś zachował się w postaci węgla kamiennego lub brunatnego wydobywanego w setkach kopalń rozsypanych po całej kuli ziemskiej.

A nie tak dawno jeszcze narody Europy nic prawie nie wiedziały o węglu.

„Wierście mi — pisał *Marco Polo* (czyt. marko polo) słynny włoski podróżnik po krajach Dalekiego Wschodu, który przebywał w Chinach około 1310 r. — w całych Chinach znajdują się czarne kamienie, które wydobywają w górach jak kopalinę i spalają na ogniskach jak drewno”.

Współcześni nie wierzyli mu, uważając jego niezwykle opowiadania za wymysły i kłamstwa. Maski, które na włoskich karnawałach odtwarzały podobiznę *Marco Polo* uważane były za symbol kłamstwa i fantazji.

Węgiel nie był jednak w czasach *Marco Polo* zupełnie nieznan w Europie; nie był wprawdzie tak rozpowszechniony i nie służył ludziom za opał, jednak kowale używali go już w swych kuźniach. Dopiero w XVII w. zaczęto wydobywać węgiel kamienny i brunatny w kopalniach i używać go na opał; w hutnictwie zaś na większą skalę wszedł do użytku w XVIII w., kiedy po raz pierwszy zastąpił węgiel drzewny. Od tego czasu zastosowanie węgla staje się coraz większe.

Bardzo odległe wydają się czasy, kiedy węgla używano tylko jako opału. Dziś węgiel i dym są cennymi surowcami, z których chemicy otrzymują najróżnorodniejsze produkty. Można się spodziewać, że na pewno wkrótce nadejdzie czas, kiedy spalanie węgla będzie uważane za niewybaczalną rozrzutność.

— No, dobrze, a tlenek węgla? — zapytacie zauważywszy, że zatrzymałem się i nie mam zamiaru mówić dalej.

Jest to bardzo trujący gaz. Wiąże się on we krwi z hemoglobina. Na skutek tego hemoglobina nie może przyjmować tlenu z płuc, który rozprowadzany jest przez krew do wszystkich komórek organizmu.

Tlenek węgla spala się w temperaturze 700°C przechodząc w dwutlenek węgla. Podczas spalania wydziela się znaczna ilość ciepła. Jest on właśnie tym gazem, który otrzymywaliśmy w naszym gazogeneratorze i tym, który palił się w otworze zapalanej papierowej torebki.

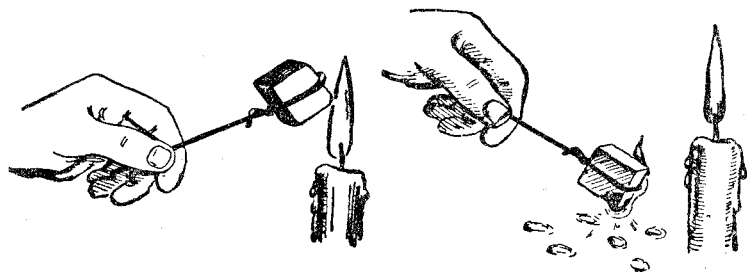
Czy cukier spali się w płomieniu świecy?

W chłodne dni zimowe stykacie się często z czarnym węglem, przechodząc obok kotłowni lub wrzucając go do pieca w domu, ale o wiele częściej słodzicie sobie herbatę białymi kostkami cukru. Czy zastanawiacie się w takich chwilach, że ta sama materia — węgiel — wchodzi w skład zarówno cukru jak i węgla?

Jeżeli nawet nie pomyśleliście o tym wówczas, to w każdym razie wiecie o tym, zajmujecie się przecież chemią, ale trudno będzie uwierzyć w to tym, którzy nie uczyli się chemii.

Spróbujcie im to udowodnić.

Owińcie wokół kostki cukru kawałek drutu zostawiając jeden koniec dłuższy, aby posłużył on wam jako rączka. Trzyma-



Rys. 21. Cukier będzie się spalać wypuszczając kłęбки dymu

jąc tak uwiązaną kostkę cukru, włóżcie ją w płomień świecy. Nie zauważycie na cukrze żadnych specjalnych zmian, z wyjątkiem czarnego nalotu powstałego z sadzy palącej się świecy.

Poproście wtedy kogoś ze starszych, aby popiołem z papierosa dotknął jednego rogu kostki i wtedy zbliżcie ten róg do płomienia. W sekundę lub dwie później pojawi się niebieskawy płomynek, podczas gdy czarna, błyszcząca masa, zawierająca węgiel, zacznie kapać z kostki, wypuszczając kłęбки dymu.

Przygotowujcie talerzyk, na który będą spadać krople wydzielające się z cukru i uważajcie, żeby wam gorący cukier nie poparzył palców.

— Czy cukier się spalił? — zapytacie obecnych. Być może wielu to potwierdzi patrząc na czarną, zwęgloną masę kapiącą z cukru.

— A co wy sądzicie?

Rozłożyliśmy cukier na jego składniki — tlen i wodór w postaci pary wodnej oraz na węgiel.

Wiecie już oczywiście, iż spalaniem nazywamy łączenie się ciała z tlenem.

— Dobrze, ale co spalało się w naszym doświadczeniu?

Spalał się jednak cukier, gdyż łączył się w powietrzu z tlenem i dopiero wtedy rozkładał się na węgiel i parę wodną.

Wszystko to będzie wyglądać jaśniej, gdy przeprowadzicie następne doświadczenie.

O cukrze palącym się w wodzie

— Czy cukier może palić się w wodzie?

— Że rozpuszcza się w wodzie, to wiemy — odpowiedzą wam koledzy — ale żeby się cukier w wodzie palił! — o tym jeszcze nie słyszeliśmy.

— Skoro nie słyszeliście, no to posłuchajcie — oświadczycie, a jeśli was to interesuje, możecie nawet zobaczyć, choć to spalanie jest niewidoczne.

I zaprowadzicie ich do pracowni.

Weźmiemy 25 cm³ wody i rozpuścimy w niej dużo cukru. W ten sposób uzyskamy roztwór o dużym stężeniu.

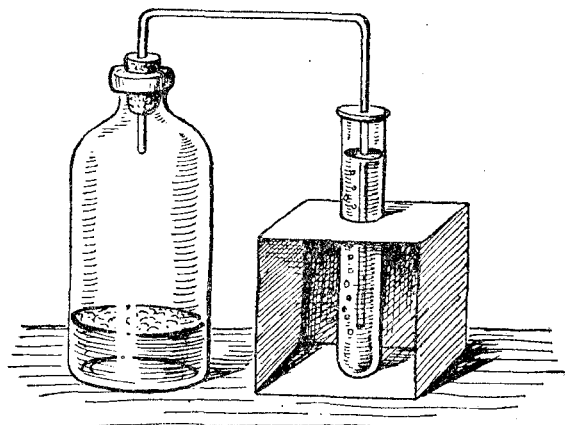
Do drugiej probówki wlejemy 20 cm³ zimnej wody i zmieszamy ją z 5 cm³ stężonego kwasu siarkowego, który nalejemy z trzeciej probówki. Kwas będziemy dolewać bardzo ostrożnie i po trosze, aby uniknąć silnego nagrzewania oraz niebezpiecznego pryskania kwasu. Po nalaniu wymieszamy go szklanym pręcikiem i przelejemy do butelki, do której wlejemy również roztwór cukru. Dodamy tam także trochę nadmanganianu potasowego (kawałek o wielkości ziarenka groszku).

Butelkę zamkniemy korkiem, przez który przeprowadzimy odpowiednio wygiętą szklaną rurkę. Wystający koniec rurki włożymy do wody wapiennej w probówce. W minutę lub dwie później butelka zacznie się rozgrzewać coraz bardziej, a przez rurkę w korku zacznie przedostawać się z butelki do próbówki gaz. Roztwór wapna w probówce zmętnieje.

Kiedy reakcja zakończy się, zawartość butelki stanie się bezbarwna. Nie będzie już w niej cukru — spalił się w wodzie. Tylko jego spalanie było niewidoczne.

Jest jednak coś co niezbicie dowodzi procesu spalania.

Zmierzcie temperaturę cieczy w butelce po zakończeniu całego procesu. Zobaczycie, że podniosła się temperatura. Cukier, przy spalaniu się na dwutlenek węgla i wodę, wyzwolił ciepło.



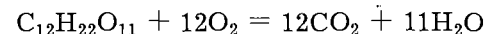
Rys. 22. Woda wapienna zmętnieje w probówce

Chcicie mieć dowód, że podczas spalania wytworzył się dwutlenek węgla? Przypomnijcie sobie, jak zmętniała woda wapienna w probówce.

Co więc dokonało się w butelce?

Nadmanganian potasowy połączył się z kwasem siarkowym i dał siedmiotlenek manganu, bardzo bogaty w tlen, bo zawierający 2 atomy manganu i 7 atomów tlenu (Mn_2O_7). Związek ten

następnie oddał swój tlen cukrowi. Cukier spalił się wytwarzając dwutlenek węgla i wodę. Chemicy tak opisaliby ten proces:



Utlenianie, czyli spalanie, było spokojniejsze i mniej rzucające się w oczy niż spalanie cukru na wolnym powietrzu. Jest to przykład powolnego utleniania, które spotyka się w przyrodzie na każdym kroku. Przemiana materii w organizmie ludzkim, życie roślin, gnicie, fermentacja, pokrywanie się metali rdzą — wszystko to są przykłady powolnego utleniania.

Z cukrem, który pobiera organizm, staje się to samo, co w butelce w naszym doświadczeniu. Powoli spala się on na dwutlenek węgla i wodę, wiążąc się z tlenem, który oddychając wprowadzamy do organizmu. Dwutlenku węgla, który przy tym powstaje, pozbywamy się wydychając go. Podczas tego procesu, podobnie jak w naszej butelce, wydziela się ciepło, które jest niezbędne naszemu organizmowi do pełnienia jego czynności życiowych. Jedna kostka cukru wyzwala przy spalaniu 4 kalorie ciepła, bez względu na to, czy spala się ona nagle w ogniu, czy też powoli w organizmie człowieka.

Proces spalania cukru w organizmie jest przyspieszany przez żelazo, które znajduje się we krwi. Odgrywa ono rolę katalizatora; samą swoją obecnością umożliwia i przyspiesza utlenianie cukru.

DOSWIADCZENIE 13

Jeszcze jedno spalanie bez ognia

Spójrzcie na kawałek zardzewiałego żelaza. Wiecie już, że te delikatne, czerwono-brązowe płatki rdzy powstają wskutek powolnego utleniania się żelaza. Płatki te są związkiem żelaza, tlenu i wody.

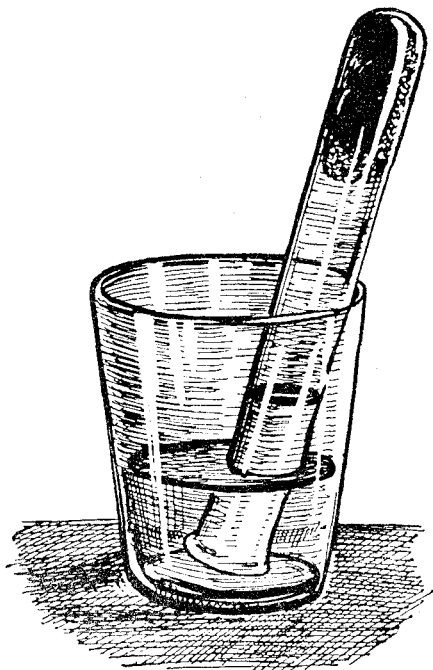
Wierzę, że o tym wiecie, ale czy chcielibyście to udowodnić w drodze doświadczenia?

— Nic prostszego — odpowiecie.

Ważmiejcie trochę stalowych wiórów, takich jakich używa się do froterowania parkietu, zwilżycie je i wsadzicie do szklanej próbówki.

Probówkę wywrócić potem do góry dnem i zanurzyć ją w wodzie, nalanej do szklanki do wysokości 2 cm powyżej dna.

Popatrzcie na waszą probówkę następnego dnia. Znajdziecie w niej dowody powolnego utleniania się żelaza.



Rys. 23. Na wiórkach żelaznych w probówce wystąpią plamy rdzy

Na stalowych wiórkach widoczne będą czerwonobrazowe plamy. Zauważycie również, że poziom wody w probówce jest wyższy niż w szklance. Probówka „napiła się” wody.

Dlaczego?

Woda pod ciśnieniem powietrza z zewnątrz wypełniła przestrzeń w probówce, którą przedtem zajmował tlen zanim połączył się z żelazem.

Rdza, jak wiecie, jest bardzo szkodliwa dla żelaznych i stalowych przedmiotów. Rdzewiąc żelazo i stal tracą swoją wytrzymałość i twardość; rdza przeżera je. Wiele przedmiotów

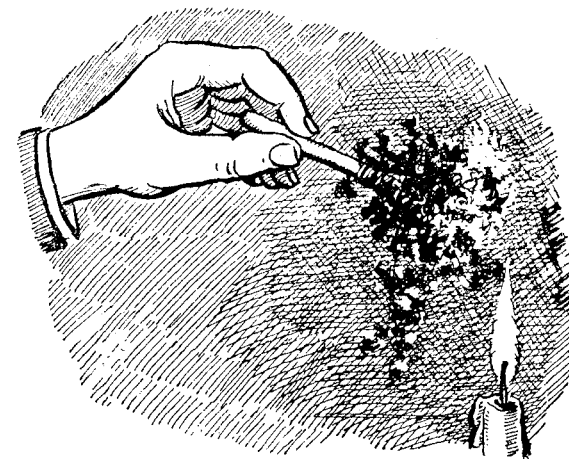
zardzewiałych nie nadaje się już do użytku. Dlatego bardzo ważną rzeczą jest uchronienie żelaznych i stalowych przedmiotów przed rdzą. Jest to szczególnie istotne dla mostów i innych konstrukcji żelaznych, które narażone są na działanie wilgoci i tlenu z powietrza. Ochrona ich bywa różnorodna. Konstrukcje te pokrywa się farbą lub czasem warstwą innego metalu, zapobiegając w ten sposób rdzewieniu.

Jednak wszystkie te środki nie są w pełni skuteczne. Co rok rdza przeżera olbrzymie ilości żelaza i stali na całym świecie.

DOŚWIADCZENIE 14

O żelazie, które pali się przy utlenianiu

Naturalnie, nie zapalicie metalowego pręta, bo tlen styka się tylko z jego powierzchnią, podczas gdy prawie cała żelazna masa nie ma z nim żadnej styczności. Ale cienkie żelazne wiórki możecie łatwo zapalić.



Rys. 24. Wióry żelazne będą płonąć rozsiewając wokół iskry

Weźcie trochę wiórków i nawińcie je na jakiś patyk tak, żebyście mogli trzymać go w ręku. Włóżcie wióry do płomienia świecy, a zaczną się one palić, iskrząc się i trzeszcząc.

Czy podczas rdzewienia żelaza wydziela się ciepło?

Zróbcie w butelce następującą mieszaninę: 89 części żelaznych opiłków, 10 części chloranu potasowego i 1 część siniego kamienia. Nalejcie potem wody do butelki i włóżcie do niej termometr.

W godzinę później zobaczycie, że temperatura w butelce wzrosła o 5°C. Ta zwiększona temperatura będzie się utrzymywać przez 24 godziny. Kiedy temperatura w butelce zacznie opadać i wyrównywać się z temperaturą w pokoju, cała masa w butelce będzie już brązowawa — zardzewiała.

Opiłki żelazne zardzewiały więc, przy czym wydzieliło się ciepło. Tym razem chloran potasowy dostarczył tlenu koniecznego do utlenienia żelaza, siny kamień zaś posłużył jako katalizator i przyspieszył rdzewienie.

Wróg brudu

Na stole stoi szklanka z wodą koloru niebieskiego — kapnęliście tam kilka kropel atramentu.

Wasza czarodziejska szklana pałeczka krąży nad szklanką, a po chwili mieszacie nią niebieskawą ciecz w szklance.

Czy wasi przyjaciele zauważyli, jak zanurzyliście pałeczkę w wapnie chlorowanym i pewną jego ilość, znajdującą się na powierzchni pałeczki, przenieśliście do szklanki z wodą i atramentem? Zresztą wszystko jedno. Zobaczają zresztą na pewno, jak wkrótce po zanurzeniu pałeczki woda w szklance straci swój niebieskawy kolor i stanie się przezroczysta.

Co się stało?

Zmienił się skład chemiczny atramentu. Uległ on rozkładowi. Niektóre jego składniki utleniły się i atrament stracił barwę.

Podobny proces zachodzi podczas chemicznego bielenia bielizny w pralniach. Tlen łączy się z substancjami, które znajdują się w brudnej bieliźnie, spala je i w ten sposób czyści bieliznę.

Nie inaczej działają różne środki bakteriobójcze. Są to środki zawierające dużą ilość tlenu, który łatwo się z nich wydziela i spala bakterie. Takim związkiem jest np. nadtlenek wodoru, którego cząsteczka składa się z dwóch atomów wodoru i dwóch atomów tlenu (H_2O_2). Jeden atom tlenu łatwo odłącza się pozostawiając zwykłą wodę i łączy się z substancjami, z którymi się styka, spala je i wyjaławia. Związek ten rozcieńczony wodą pod nazwą wody utlenionej lekarze często zalecają do płukania gardła, a nawet do przemywania ran. Widzieliście go w postaci roztworu lub pigułek, które z szumem rozpuszczają się w wodzie.

Bielenie jest ważną czynnością przy produkcji tkanin bawełnianych, bowiem płótno bawełniane nie jest zupełnie białe.

— A słońce? — zapytacie. W jaki sposób słońce bieli płótno i bieliznę?

Bardzo podobnie. Promienie słoneczne bielą płótno rozkładając zawarte w nim barwne związki.

Czego nie może jeden – mogą dwaj

Weźcie normalny 3% roztwór nadtlenu wodoru nazywany wodą utlenioną. Woda utleniona o takim stężeniu bywa najczęściej stosowana w gospodarstwie. Rozlejcie ją po trochu do trzech szklanek.

Dodajcie do jednej szklanki trochę chlorku żelaza, do drugiej zaś trochę żelaznych opiłków. W żadnej z nich nie zauważymy jakichś specjalnych zmian, z wyjątkiem stałego powolnego wydzielania się tlenu z wody utlenionej.

Ale gdy do trzeciej szklanki wsypiecie trochę chlorku żelaza i żelaznych opiłków razem, ciecz w szklance zacznie się nagle burzyć, a tlen będzie się gwałtownie wydzielać z nadtlenu wodoru. Możecie to stwierdzić zbliżając zgaszoną, lecz jeszcze rozżarzoną zapałkę do otworu szklanki. Zapałka natychmiast znów zapłonie.

To, czego ani chlorek żelaza, ani opiłki żelazne nie mogły zdziałać z osobna, tego dokonały bardzo szybko razem. Przyspieszyły one odłączenie się atomu tlenu z cząsteczki nadtlenu wodoru. Ich działanie katalityczne bowiem bardzo się wzmacnia, kiedy stosuje się je równocześnie.

DOSWIADCZENIE 18

Trochę geometrii chemicznej

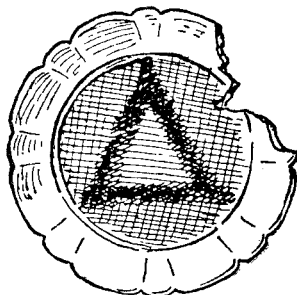
— Geometrii chemicznej? Co to znaczy — spytacie, gdyż określenie nie jest istotnie zbyt jasne.

Jednak tym razem będzie przydatne.

Oto jako przykład daję wam zadanie: wpiszcie w koło trójkąt równoboczny bez ołówka, papieru i cyrkla, używając tylko płomienia z palnika Bunsena.

Sądzę, że weźmiecie się do roboty i rozwiążecie to zadanie.

W tym celu weźcie talerz porcelanowy — niekoniecznie cały (będziemy mieli dużo podobnych rzeczy w naszej pracowni) —



Rys. 25. Na talerzu pojawi się figura geometryczna

i nałóżcie na jego dno cienką warstwę dwutlenku ołowiu na powierzchni o kształcie koła. Talerz ustawicie na małym, żelaznym trójkącie na trójnogu. Trójkąt oblepcie przedtem gliną. Płomień palnika nakreśli wam na talerzu zadaną figurę geometryczną.

Podstawcie pod talerz, mniej więcej pod środek koła utworzonego z dwutlenku ołowiu, zapalony palnik Bunsena lub inne źródło płomienia. Ciepło, które promieniuje z płomienia wywoła przemiany chemiczne w dwutlenku ołowiu. Wynikiem tych przemian będzie pojawienie się i utrwalenie rysunku, którego od was zażądałem. Po kilku bowiem minutach ukaże się w środku koła trójkątna płaszczyna koloru żółtego. Wokół niej widoczny będzie czerwony trójkąt, wpisany w koło o brązowej barwie.

Brązowe koło utworzone jest z dwutlenku ołowiu, który ma kolor brązowy. Jego wzór chemiczny brzmi PbO_2 .

Czerwony trójkąt zawdzięcza swoją barwę minii. Związek ten powstał w następujący sposób: Pod wpływem płomienia palnika nagrzał się żelazny trójkąt oblepiony gliną. Ciepło przeniosło się na talerz i na warstwę dwutlenku ołowiu. Wskutek działania ciepła dwutlenek ołowiu stracił część tlenu i przekształcił się w minię — związek o czerwonej barwie, który wszyscy znacie. Ma on wzór chemiczny Pb_3O_4 . Z tego związku sporządza się czerwoną farbę używaną do wstępnego malowania konstrukcji żelaznych, przed pokryciem ich farbą właściwą. Minia bardzo dobrze przylega do żelaza i chroni go od rdzy. Innymi słowy, istnieje, jak mówią chemicy, silne powinowactwo między żelazem a minią. Nie występuje ono natychmiast między żelazem a innymi farbami, które po pewnym czasie odpadają i narażają żelazo na działanie rdzy.

Co się właściwie stało pod wpływem ciepła? Trzy cząsteczki dwutlenku ołowiu ($3PbO_2$) połączyły się w jedną cząsteczkę minii (Pb_3O_4), która składa się z trzech atomów ołowiu (Pb_3) i czterech atomów tlenu (O_4), przy czym wydzieliły się dwa atomy tlenu. Całą tę reakcję chemiczną powstałą pod wpływem ciepła chemicy tak wyrazili swoim językiem:

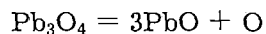


Tego rodzaju reakcję, kiedy tlenek (związek pierwiastka z tlenem) traci zupełnie lub częściowo tlen nazywamy redukcją.

Żółty kolor w środku trójkąta powstał dlatego, że w tym miejscu płomień ogrzewał wprost talerz i warstwę dwutlenku ołowiu dostarczając najwięcej ciepła. Tu najpierw nastąpiła redukcja dwutlenku ołowiu w minię, a potem podczas dalszego

ogrzewania minia uległa redukcji w tlenek ołowiany lub inaczej glejte (PbO).

Tutaj wskutek wzmożonego działania ciepła proces chemiczny przebiegał następująco: cząsteczka minii (Pb_3O_4) rozłożyła się na trzy cząsteczki tlenku ołowianego ($3PbO$), wydzielając jeden atom tlenu (O). Chemiccy wyraziliby to tak:



Doświadczenie to w sposób obrazowy przedstawia nam redukcję tlenków ołowiu pod wpływem ciepła.

DOŚWIADCZENIE 19

Przechadzka tlenu

Tym razem będziemy obserwować, jak tlen pod wpływem temperatury przechadza się od jednego pierwiastka do drugiego.

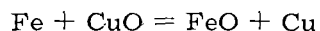
Weźmiemy 3 g tlenku miedziowego i włożymy do porcelanowego naczynia. Związek ten, jak się domyślicie z jego nazwy, zawiera tlen związany z miedzią. Jego wzór chemiczny brzmi CuO.

Dodamy do tego samego porcelanowego naczynia 2 g możliwie najdrobniejszego pyłu żelaznego i dobrze wymieszymy.

Mieszaninę tę będziemy ogrzewać nad płomieniem. Gdy się rozżarzy, usuniemy płomień. Po ostygnięciu zobaczymy w naczyniu niebieskawoczarny tlenek żelazawy i czerwone kulki miedzi.

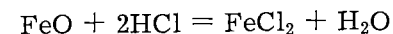
Pod wpływem ciepła tlen porzucił miedź i przeszedł do żelaza. Ponieważ miedź jest metalem półszlachetnym i niechętnie łączy się z tlenem, więc stosunkowo łatwo go traci.

W naszym porcelanowym tyglu rozegrała się następująca reakcja chemiczna:



Do uzyskanej w ten sposób mieszaniny dolejemy trochę kwasu solnego rozcieńczonego w takiej samej ilości wody i wszystko razem będziemy gotować na ogniu.

Tym razem tlen opuści żelazo i zwiąże się z wodorem wydzielonym z kwasu solnego, podczas gdy chlor połączy się z żelazem. Reakcja ta będzie przebiegać w myśl równania:



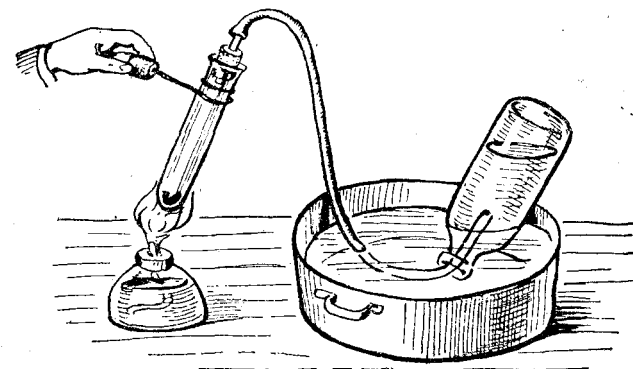
Powstały przy tym chlorek żelazawy rozpuści się w rozcieńczonym kwasie solnym, który zabarwi się na zielono. W tej zielonej cieczy, na dnie kubka, zobaczymy czerwony osad miedzi.

DOŚWIADCZENIE 20

Tlen w butelce

Na pewno będzie nam potrzebny tlen do różnych doświadczeń w naszej pracowni. Napełnijmy więc nim kilka butelek, by mieć go pod ręką w razie potrzeby.

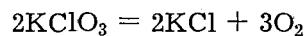
Włożmy do probówki z trudno topiącego się szkła 5 g chloranu potasowego.



Rys. 26. Uzyskiwanie tlenu z chloranu potasowego

Potem powoli podgrzewajmy probówkę zamkniętą gumowym korkiem. Przez korek przeprowadzimy wąż gumowy do butelki, w której będziemy zbierać tlen; napełniona jest ona wodą i odwrócona do góry dnem, w naczyniu z wodą.

Co się dzieje w probówce pod wpływem ciepła? Chloran potasowy rozkłada się na chlorek potasowy i tlen według równania



Wytworzony tlen gromadzi się w butelce. Aby sprawdzić jego obecność wystarczy po zakończeniu doświadczenia włożyć do butelki na chwilę rozżarzoną zapałkę. Jeśli zapałka zacznie się palić będzie to dowód, że w butelce jest więcej tlenu niż w normalnym powietrzu.

W powietrzu znajduje się około 20% tlenu, resztę zaś stanowi w przeważającej ilości azot. Jeżeli w powietrzu jest więcej niż 28% tlenu, rozżarzony patyczek zapłonie, a zgaśnie natychmiast, jeżeli powietrze zawiera mniej niż 16% tlenu.

Z chloranu potasowego otrzymuje się dużą ilość tlenu; 10 gramów tego związku wydziela 2,75 litra czystego tlenu.

DOŚWIADCZENIE 21

Przygody pewnych podróżników

Tę właśnie metodę, co my w naszej pracowni, zastosowali słynni podróżnicy *Julesa Verne'a* udający się na księżyc. W ten sposób zaopatrywali oni swój wagon-pocisk w tlen, który był im niezbędny do oddychania podczas lotu w przestrzeni kosmicznej.

Tę ich metodę uzyskiwania tlenu, którą sami stosowaliśmy poprzednio, trochę teraz udoskonalimy.

Do próbki oprócz 5 g chloranu potasowego wsypiemy jeszcze 2,5 g dwutlenku magnezowego.

Przy podgrzewaniu będziemy świadkami tego samego procesu co w poprzednim doświadczeniu, gdyż dwutlenek magnezowy nie będzie brał udziału w reakcji. Przyspieszy on tylko rozkład chloranu potasowego na chlorek potasu i tlen i to w znacznie niższej temperaturze niż poprzednio. Dwutlenek magnezu występuje tu tylko jako katalizator.

Nie zapomnijcie tylko, tak jak *Michał Ardon* bohater utworu *Verne'a*, wyłączyć waszego „aparatu” do wytwarzania tlenu,

bo inaczej może wam się zdarzyć, że ogarnie was taki sam „zachwyty”, jaki w pewnej chwili oświadczył uczestników wyprawy na księżyc.

„Nie było żadnej wątpliwości, że wszyscy byli trzeźwi — powiada *Jules Verne* — ale zaczęli tańczyć, machać szaleńczo rękami, tupać jak zwariowani nogami w podłogę, koziółkować jak klowni. *Dijana* biorąca udział w tym tańcu skoczyła pod sufit statku dziko krzycząc, kilka kur leciało uderzając o ściany statku jakby były nietoperzami.

Kilka minut później trzej podróżnicy z płucami wzdętymi pod wpływem jakiejś niezrozumiałej siły, bardziej niż pijani oszołomieni powietrzem, w którym spalały się ich płuca, upadli jak kamienie na podłogę rakiety”.

DOŚWIADCZENIE 22

Iskrzenie w probówce ze spirytusem

Czy możecie sobie wyobrazić, że w probówce ze spirytusem przez prawie 15 min sypią się iskry, a spirytus jak na złość nie chce się palić.

Zresztą, zamiast sobie wyobrazić, zróbcie doświadczenie i przypatrzcie się temu niezwykłemu i ciekawemu zjawisku.

Włóżcie suchą, starannie wytartą probówkę do statywu. Ustawcie ją pionowo ze swobodnie zwisającą nad stołem dolną częścią. Podstawcie pod probówkę jakieś nieco szersze naczynie z wodą, tak aby próbka była do połowy zanurzona.

Wlejcie do próbki stężonego kwasu siarkowego do wysokości około 3 cm. Uważajcie, aby podczas wlewania nie opryskać ścianek próbki powyżej poziomu kwasu.

Dodajcie potem jeszcze około 3 cm zwykłego spirytusu denaturowanego. Spirytus musicie wlewać za pomocą kroplomierza. Otwór kroplomierza trzymajcie w probówce możliwie blisko powierzchni kwasu, tak aby uniknąć mieszania się tych dwóch cieczy. Chociaż ciecze te łatwo się mieszają, spirytus może jednak utrzymać się na powierzchni kwasu, jeżeli przy nalewaniu

postępuje się uważnie. Należy pamiętać, że kwas ma gęstość 1,8 g/cm³, podczas gdy gęstość spirytusu wynosi 0,8 g/cm³.

Podczas nalewania spirytusu bądźcie ostrożni, gdyż w przypadku zmieszania się tych dwóch cieczy może nastąpić niebezpieczne przegrzanie się i rozprysnięcie mieszaniny.

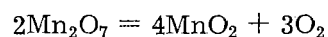
Kiedy wlejecie już spirytus, wrzucie do próbówki jeden kryształek nadmanganianu potasowego długości około 2 mm.

Wkrótce zobaczycie, jak w warstwie granicznej między kwasem a spirytusem zapalają się i gasną iskry ze znanym wam cichym trzaskiem. Kwas siarkowy stanie się w niektórych miejscach zielonkawy, warstwa graniczna zaś — brązowa.

Iskrzenie w próbówce pod warstwą spirytusu może potrwać około 15 min. Po tym czasie, szybko wylejcie zawartość próbówki do większego naczynia z zimną wodą, aby uniknąć niebezpiecznego przegrzania się kwasu siarkowego. Odwróćcie przy tym głowę w bok.

Iskry w próbówce wyglądają dość tajemniczo, ale u was, chemików nie wywołają żadnego zdziwienia.

Nadmanganian potasowy reaguje z kwasem siarkowym tworząc siedmiotlenek manganu, który jest bardzo bogaty w tlen. To są właśnie te zielonkawe plamy, które spostrzegacie w kwasie. Związek ten następnie wyzwala część tlenu rozkładając się na dwutlenek manganu i tlen. Chemik wyraziłby to następującym równaniem chemicznym:



Tlen, który wyzwolił się w ten sposób z siedmiotlenku manganu, utlenia ze swej strony spirytus. Spirytus spala się i powstaje przy tym iskrzenie. Podczas spalania spirytusu wytwarza się dwutlenek węgla. Możecie go łatwo dostrzec, kiedy w postaci pęcherzyka szybko wędruje poprzez spirytus po każdej iskrze. Gołym okiem możecie też zobaczyć dwutlenek manganu. Jest to ta brązowa substancja, która powstaje na pograniczu dwóch cieczy.

Całą tę reakcję, jak sami przekonaliście się, można prześledzić wzrokiem dzięki widocznym objawom zewnętrznym, które jej towarzyszą.

Ważną rzeczą jest obserwowanie i dokładne zapisywanie tych objawów, gdyż pomagają one w pojmowaniu istoty samego procesu, który badamy.

Bardzo duże znaczenie dla nauki ma jak najbardziej dokładne i drobiazgowo spostrzeganie faktów.

DOŚWIADCZENIE 23

Ozon – zapalniczka

Czy znacie zapach ozonu? Prawdopodobnie mieliście okazję poznać go w lecie. Wtedy częściej przestajecie z przyrodą, a niespodziewane ulewy z grzmotami i błyskawicami też są częstsze.

Błyskawice, te olbrzymie iskry elektryczne, przelatując przez atmosferę, tworzą w powietrzu ozon. Ozon, jak wiecie, nie jest niczym innym jak cząsteczką tlenu zawierającą trzy jego atomy, podczas gdy zwykła cząsteczka tlenu posiada tylko dwa atomy.

Ozon łatwo oddaje ten zbędny atom, a tlen, w chwili gdy się wyzwala, działa bardzo silnie utleniająco. Wykorzystamy go więc jako zapalniczkę w naszym doświadczeniu.

Poddamy działaniu ozonu flanelową tasiemkę namoczoną w spirytusie lub w benzynie, a wtedy ozon zapali benzynę, czyli wywoła nagle jej utlenienie.

— To znaczy, że mamy czekać na lato i grzmoty, a potem wachać gdzie jest ozon...

... a tasiemkę podsunąć blisko błyskawicy, czy tak?

Wcale nie. Tego byłoby za wiele.

Ozon wytworzymy w naszej pracowni.

Włożymy do kubka porcelanowego trzy, cztery kryształki nadmanganianu potasowego.

Potem posługując się szklanym precikiem, kapniemy dwie trzy kropelki stężonego kwasu siarkowego.

Uważajcie! Trzymajcie głowę z daleka od kubka, zasłońcie twarz kartonem. Mieszanina z kubka będzie się rozpryskiwać dookoła.

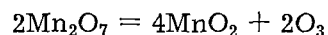
Kubek zaraz nakryjcie szklaną płytką.

Poczujecie zapach ozonu.

Skąd ozon... bez błyskawicy? — zapytacie.

Bardzo proste. Podobnie jak w poprzednim doświadczeniu. Nadmanganian potasowy reagując z kwasem siarkowym wytworzy siedmiotlenek manganu, który rozłoży się na dwutlenek manganu i ozon.

Sprawdźcie równanie chemiczne i porównajcie z równaniem z poprzedniego doświadczenia



DOŚWIADCZENIE 24

Sztuczne ognie na stole

— Dziś będą sztuczne ognie — obwieście w domu — z okazji dotychczasowych sukcesów na polu chemii, osiągniętych w naszej pracowni.

Nie wierzę, aby ktoś zlekceważył naszą małą imprezę, zwłaszcza kiedy podkreślicie, że będziecie używać tylko świecy i listków staniolu.

Nie oglądaliśmy jeszcze sztucznych ogni zrobionych tak skromnymi środkami — powiedzą wam, niedowierzając.

Wieczorem spokojnie zapalicie świecę w lichtarzu i przekreścicie kontakt, gdyż doświadczenie wypadnie efektowniej przy słabym świetle.

Weźmiecie potem szklaną rurkę, której jeden koniec wygięty jest pod kątem prostym. Jej dłuższy koniec włożycie do ust, a wygięty zbliżycie do płomienia świecy i będziecie dmuchać na nią. Możecie użyć do tego celu również fajki jeżeli posiada ją ktoś ze starszych. Myślę jednak, że w waszej pracowni wśród najróżniejszych szklanych rurek znajdziecie potrzebną rurkę, zresztą ten drobiazg nie powinien stanowić żadnej przeszkody w przeprowadzeniu doświadczenia.

Pod ciśnieniem powietrza, płomień świecy ustawi się w kierunku prądu powietrza, który będzie go nieść ze sobą.

Wtedy do wierzchołka płomienia zbliżymy kilka tasiemek staniolu o szerokości 2 do 3 cm.

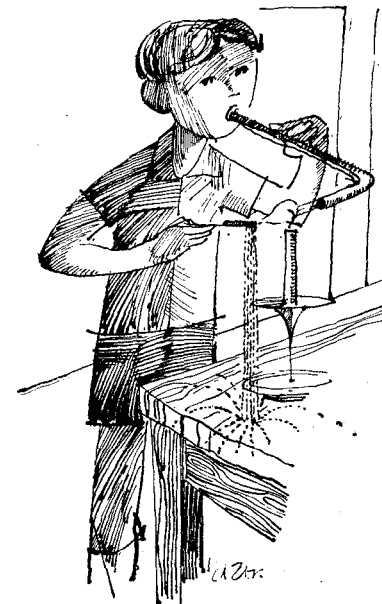
Staniol zacznie się topić i w postaci rozżarzonych kulek spadać na stół. Kulki będą się odbijać od blatu, skakać po nim i rozpadać na mniejsze, które z kolei będą się toczyć w najróżniejszych kierunkach.

— Dość — może ktoś krzyknąć. Zepsujesz stół.

— Nie bójcie się. Stołu się nie uszkodzi. Wokół rozżarzonej kulki utworzy się błona z tlenku cyny, która zapobiegnie uszkodzeniu stołu.

Zastanówmy się jeszcze dlaczego konieczne jest dmuchanie w płomień.

Prąd powietrza zwiększa przyływ tlenu, wskutek czego wzmagą się spalanie świecy. Płomień świecy mniej się świeci,



Rys. 27. „Sztuczne ognie” ze staniolu

ale jest o wiele gorętszy. Temperatura na czubku płomienia będzie wystarczająca, aby roztopić listki staniolu.

Przy silnym płomieniu i szybkim topieniu się staniolu, krople będą spływać tak obficie, że w ciemnym pokoju, przy słabym świetle świecy będziemy mieli wrażenie miniaturowych sztucznych ogni.

Te sztuczne ognie nie są wcale drogie — przyzna każdy — oczywiście, jeżeli dla jednego listka staniolu nie będziecie żądać całej czekolady.

Tajemniczy flogiston i jego „ujemny” ciężar

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

Spalanie... reakcja chemiczna występująca tylko w obecności tlenu, proces łączenia się ciał z tlenem. Dziś sprawa ta jest tak oczywista, że trudno nam nawet wyobrazić sobie, jak można było coś innego sądzić o tym zjawisku.

A jednak przez ponad dwa tysiące lat ludzie uważali, że ciała zawierają jakąś materię, która podczas spalania opuszcza je w postaci płomienia. Pogląd ten stał się kamieniem węgielnym słynnej kiedyś teorii o „flogistonie”. Jej twórcą był chemik niemiecki *Stahl* (czyt. sztal) żyjący w końcu XVII w. Prawie 100 lat teoria ta zwodziła chemików i przeszkadzała im wyciągnąć właściwe wnioski ze spostrzeżeń dokonanych w trakcie doświadczeń.

Stahl nazwał flogistonem jakąś tajemniczą, niewidoczną materię, posługując się greckim wyrazem „flogistikos”, co oznacza „ten co się pali”. W myśl jego poglądów każde ciało, które może się palić zawiera flogiston. W niektórych ciałach flogistonu jest dużo — do nich należą siarka, smoła, drzewo; w niektórych zaś jest go mało, jak np. w metalach, w kamieniu. Flogiston opuszcza ciało w postaci płomienia. Popiół jest pozostałością po ciele, kiedy z niego ulotni się flogiston.

Teoria o flogistonie była tak zrećnie pomyślana, że pozyskała sobie wielu znanych chemików. Chemik angielski *Caven-*

dish (czyt. kewendysz), odkrytemu przez siebie wodorowi przypisał cechy flogistonu. Szwed *Scheele* (czyt. szele), odkrywca chloru, uważał, że to on wykrył flogiston. Anglik *Priestley* (czyt. prislej), który odkrył tlen, do końca życia przekonany był o słuszności teorii flogistonu; nazwał on tlen „powietrzem bez flogistonu”, choć w jego czasach zwolennicy i przeciwnicy flogistonu w kołach naukowych prowadzili już zażartą walkę.

— Spalanie jest niemożliwe bez powietrza — mówili przeciwnicy flogistonu.

— Flogiston nie chce opuścić ciała bez powietrza, bo rozpuszcza się on w powietrzu jak sól w wodzie — odpowiadali zwolennicy flogistonu.

Kiedy *Priestley* odkrył tlen, który jak już wtedy zauważono „wyjątkowo sprzyja spalaniu”, zwolennicy flogistonu bynajmniej nie zmieszali się, lecz wyjaśnili.

— Tlen nie zawiera flogistonu, ale flogiston doskonale roztopia się w tlenie. A więc flogiston nagle ucieka z ciała i przechodzi do tlenu, a ciało spala się szybko.

Kiedy *Lavoisier* (czyt. lawuazje) udowodnił, że podczas spalania ciał wzrasta ich ciężar, flogistonowcy próbowali jeszcze obronić swoją teorię.

— Flogiston ma „ujemny” ciężar — mówili. Kiedy opuści ciało, staje się ono cięższe.

To był szczyt, ale i koniec tej opacznej teorii.

Dzięki swoim doświadczeniom, a zwłaszcza dokładnym pomiarom, *Lavoisier* odkrył prawdę o spalaniu i o tlenie. Był to wyjątkowo doniosły krok w tych czasach, kiedy chemia oparta na danych naukowych dopiero się krystalizowała.

Następowało potem jedno odkrycie za drugim. Obecność tlenu stwierdzono w powietrzu, w wodzie i ziemi. Tlen wydziełał się ze związków i znów łączył się z pierwiastkami tworząc ich tlenki. Stwierdzono, że w powietrzu, w wodzie i w skorupie ziemskiej jest prawie tyle tlenu, co wszystkich innych pierwiastków, razem wziętych.

Jak sądzicie, gdzie go jest najwięcej?

Mam nadzieję, że po doświadczeniach, które przeprowadziliśmy, po zapoznaniu się z ciężarami atomowymi pierwiastków, nie odpowiecie — w powietrzu.

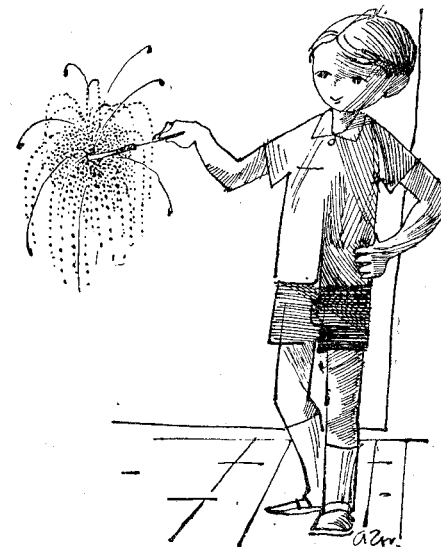
W skład powietrza, jak wiecie, wchodzi jedna piąta tlenu, w skorupie ziemskiej jest go procentowo połowa, tymczasem w wodzie — ponad cztery piąte.

Tlen pod względem zawartości znajduje się na pierwszym miejscu w organizmie ludzkim. Człowiek, który waży 75 kg, ma w swym ciele około 40 kg tlenu. Na pozostałe 34 kg składa się 28 innych pierwiastków.

Wytwórnia sztucznych ogni na choinki

Nasza pracownia przygotowana jest do zaopatrzenia przed Nowym Rokiem całego sąsiedztwa w sztuczne ognie. Na drzwiach przybijemy ogłoszenie: „Nie martwcie się! Jeżeli handel zawiedzie, będziemy my!”

Zrobimy mieszaninę składającą się z 4 g azotanu barowego, 1,2 g krochmału, 2 g ziarnistego pyłu żelaznego i 0,4 g pyłu glinu (lub inaczej aluminium). Wymieszamy to wszystko w nie-



Rys. 28. Sztuczne ognie obficie iskrzą

wielkiej ilości ciepłej wody, tak aby uzyskać gęstą masę, którą posmarujemy do połowy grube kawałki drutu. Druga połowa drutu pozostanie wolna, żeby móc ją trzymać w ręku.

Tak przyrządzona masa wystarczy na 4 sztuczne ognie. Gdy dobrze wyschną, wystarczy zbliżyć zapaloną zapałkę, a rozbłysznią się wokół lśniąca iskry. W ciemnym pokoju efekt będzie o wiele silniejszy.

Jaką rolę spełniają poszczególne składniki mieszaniny?

Ziarenka żelaza i glinu palą się z błyskiem i rozpryskują jako świecące gwiazdki. Azotan barowy dostarcza niezbędny tlen

i potęguje spalanie, czyli utlenianie żelaza i glinu; stąd mamy błyszczące iskry. Krochmal jest środkiem wiążącym, skleja ziarnka żelaza i glinu.

DOŚWIADCZENIE 26

Sztuczne ognie – w inny sposób

Jeżeli chcemy, aby „sztuczne ognie” nadawały się do dłuższego przechowywania przygotowujemy inną mieszaninę.

Weźmiemy przede wszystkim trochę stalowych opiłek i zalejemy je stearyną rozpuszczoną w benzynie. Kiedy benzyna wyparuje, wokół stalowych ziaren pozostanie delikatna, cienka błona ze stearyny. Tak przygotowane opiłki możemy przez dłuższy czas przechowywać w pracowni. Nie mamy się czego obawiać; opiłki nie zardzewieją, bo chroni je stearynowa błona.

Weźmiemy 1 g tych opiłek i wymieszamy go z 8 g azotanu ołowiawego. Dodamy do tego 1 g proszku z węgla drzewnego. Proszek ten łatwo otrzymamy pocierając żyletką kawałek węgla drzewnego. Zwróćcie przy tym uwagę, aby mieszanina była jak najlepiej i najbardziej równomiernie wymieszana.

Tak przygotowaną mieszaninę wlejemy do słoika, w którym znajduje się szelak rozpuszczony w spirytusie. Roztwór musimy przygotować wcześniej, bo szelak trudno rozpuszcza się w spirytusie denaturowanym.

W tę mieszaninę włożycie pręcik z drzewa, na którym osiądzie gruba warstwa masy. Po jej wyschnięciu świeczka jest gotowa. Może ona być przechowywana przez dłuższy czas, a ziarenka stalowe nie zardzewieją.

Tym razem klejem jest szelak, azotan ołowiawy zaś jest środkiem wzmagającym utlenianie.

DOŚWIADCZENIE 27

Zapałka – dziwny rysownik

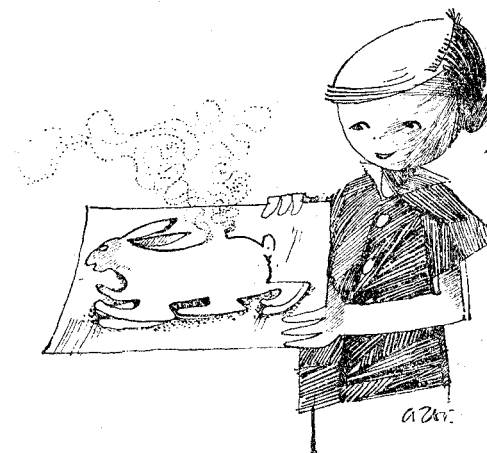
Pokażecie waszym kolegom czystą kartkę papieru.

— Kartkę tę dotknę zapałką i zjawi się na niej rysunek zająca — powiecie.

Może to być zając, ale może być również coś innego, jeśli tylko potraficie to „coś” narysować.

Wasi koledzy przyzwyczajeni już do tego, że dotrzymujecie przyrzeczeń, będą skłonni wam uwierzyć. Tym niemniej będą jednak chcieli zobaczyć rysunek.

Wy tymczasem zapalicie zapałkę, potem zgasicie ją i dotkniecie rozżarzoną końcówką kartki papieru.



Rys. 29. Płomyk będzie się posuwał wzdłuż linii niewidocznego rysunku

Papier zacznie się dymić i palić. Płomyk od miejsca, w którym zapałka dotknęła papieru, rozdwoi się i powędruje dalej po kartce wzdłuż określonych linii, aż tajemniczy rysownik nie narysuje zająca.

— Wyjaśnij to — zażądają od was ci niecierpliwi widzowie, którzy nie będą się chcieli zastanowić i sami znaleźć rozwiązanie.

O co tu chodzi?

Uprzednio narysujecie na niezbyt grubej kartce papieru (grubości gazety lub papieru używanego do drukowania książek) obrazek, który chcecie pokazać kolegom. Jako atramentu użyjecie roztworu azotanu potasowego lub inaczej saletry potasowej. Posługujcie się przy tym pędzelkiem, by linie rysunku były dość grube. Stałówki nie należy używać, gdyż rysuje za cienko. Zamiast pędzelka możecie również użyć niezbyt zaostrego pałeczka.

Kiedy rysunek wyschnie, na papierze nie zostanie żadnego śladu; będzie się wydawało, że papier jest zupełnie czysty. Musicie więc zaznaczyć ołówkiem jakiś punkt na rysunku, żeby wiedzieć później, gdzie przebiega wasza niewidoczna linia.

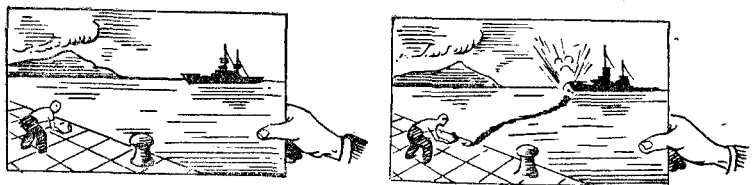
Gdy rozżarzoną zapałką dotkniecie ten delikatnie oznaczony punkt, papier zacznie się w tym miejscu palić, a płomień będzie dalej wzdłuż niewidocznej linii, ponieważ azotan potasowy jest bardzo bogaty w tlen, który znakomicie przyspiesza spalanie papieru. Dzięki temu też rozżarzona zapałka wywoła płomień; w normalnych warunkach przepaliłaby ona po prostu kartkę, zostałaby dziura, ale nie byłoby płomienia.

DOŚWIADCZENIE 28

Wybuchy „podwodne”

Lont zapalimy na brzegu, a mina wybuchnie na pełnym morzu.

Nie martwcie się! Nie musimy jechać aż nad morze, aby przeprowadzić to doświadczenie. Morze narysujemy na kawałku papieru i dokonamy wybuchu po prostu w pokoju na oczach naszych widzów.



Rys. 30. „Podminowanie” statku

Poprośmy kogoś, kto umie, aby narysował nam na kartce papieru morze i na nim krążownik lub inny okręt wojenny, pod który chcemy podłożyć minę. Na pierwszym planie rysunku znajdować się będzie brzeg, a na nim człowiek zapalający lont. Lont prowadzi oczywiście pod wodą do miny umieszczonej pod okrętem.

Lont narysujemy, podobnie jak poprzednio, za pomocą stężonego roztworu saletry potasowej, która będzie niewidoczna po wyschnięciu. Uważajcie, żeby lina nie była zbyt cienka.

Jako miny użyjecie kapiszona do dzieciennych pistoletów lub trochę piorunianu rtęciowego. „Ładunek” ten można umieścić na odwrotnej stronie rysunku i przykleić jakimś klejem (np. z krochmalu) tak, że nie będziecie go widzieć patrząc na rysunek.

Obrazek będzie wyglądał zupełnie niewinnie i pokojowo. Jeżeli jednak główką dopiero co zgaszonej zapałki dotkniecie początek waszego lontu, płomień dotrze do miny, która wybuchnie i część okrętu znajdująca się nad miną wyleci w powietrze.

DOŚWIADCZENIE 29

Pożar! Dom się pali!

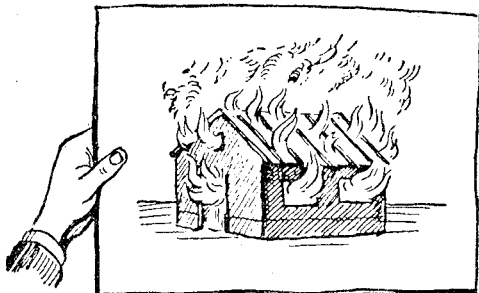
Oglądaliście w kinie obrazy groźnych pożarów trawiących domy, czasami całe wsie, dzielnice miejskie lub lasy. Wiecie na pewno, że nie niszczy się tyle dobra, aby nakręcić film. Są to po prostu zdjęcia modeli, które palą się w studio filmowym. Zdjęcia te wyglądają później na ekranie jak zdjęcia prawdziwych pożarów.

Spróbujmy i my w naszej pracowni przygotować wszystko, co jest potrzebne do takiego pożaru. Wywołamy go w naszym studio filmowym. Tyle, że nasz model będzie skromny i prosty. Mam nadzieję, że uznacie to za rozsądne i wystarczające jak na początek. Nie kupiliśmy jeszcze przecież nawet kamery filmowej i w naszym studio poza dobrymi chęciami, aby zająć się trochę kinematografią, nic innego na razie nie mamy.

Narysujcie na kartce papieru dom używając stężonego roztworu saletry potasowej. Rysujcie za pomocą pędzelka lub wykałaczki, aby linie były grube. Drzwi i okna pociągnijcie krochmalem, cukrem, gumą arabską lub innym rozpuszczonym związkiem organicznym. Drzwi i okna powinny być połączone ze sobą cienką linią. Cały rysunek, dopóki jeszcze jest mokry, posypcie sproszkowanym chloranem potasowym, inaczej solą Bertholleta. Potem lekko strząśnijcie z papieru zbędny proszek chloranu potasowego i zostawcie papier niech wyschnie.

Kiedy rysunek będzie suchy, możemy przystąpić w naszym studio filmowym do wykonania sceny pożaru.

Zbliżymy wierzchołek, dopiero co zgaszonej zapalniczki, do jakiegokolwiek punktu, na linii wykonanej saletrą. Płomień szybko rozprzestrzeni się wzdłuż konturu domu i wkrótce cały budynek stanie w płomieniach. Jeśli kapniemy wtedy jedną kroplę kwasu siarkowego, na którąś z linii pociągniętych krochmalem lub cukrem, błysnie fioletowy płomień, który poprzez cienką linię obejmie okna i drzwi, i zacznie buchać przez nie jak podczas



Rys. 31. Dom się pali!

prawdziwego pożaru. Wkrótce cała kartka będzie płonąć i zobaczycie jeszcze tylko rozżarzoną konstrukcję spalonego domu.

Reżyser da znak operatorowi, aby zatrzymał kamerę. Scena jest gotowa.

A jaka jest treść chemiczna tej sceny filmowej?

Saletra zaopatruje w tlen węgiel znajdujący się w papierze i w ten sposób pomaga jego spalaniu się. Kwas siarkowy tymczasem rozkłada chloran potasowy tworząc kwas chlorowy, który również oddaje tlen i potęguje spalanie węgla zawartego w związkach organicznych, którymi narysowaliśmy okna i drzwi.

DOSWIADCZENIE 30

Ognia!

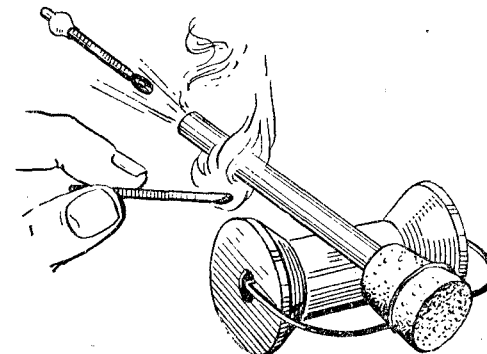
Naszą artylerię wzmocnimy jeszcze jednym, nowym działem ogniowym.

Armatę zrobimy w bardzo prosty sposób — ze szpulki po niciach i dużego korka. Szpulka stanowić będzie koła i oś działa,

korek zaś przywiążemy drutem między kołami szpulki, tak aby szpulka tocząc się ciągnęła go za sobą. Jeden koniec korka uniesiony ku górze będzie dotykał szpulki, drugi — będzie się ciągnął po ziemi.

Kto chce mieć lepszą armatę, może ją zrobić całą z drzewa.

Przez tak umocowany korek przeprowadzimy cienką, szklaną rurkę. Jej dolny koniec zatkamy lakiem. Od góry włożymy zapalniczkę, główką do wewnątrz. Drugi koniec zapalniczki oklejmy wo-



Rys. 32. „Armata” w pokoju

skiem tak, aby po włożeniu jej do rurki górny otwór był szczelnie zatkany.

Działo jest gotowe. Wasz młodszy brat będzie wam prawdopodobnie wdzięczny za tę prostą i taną zabawkę. Nie pozwalajcie mu tylko samemu się nią bawić.

Ponieważ armata jest nabita, może paść komenda: ognia!

Zapalicie zapalniczkę i jej płomień skierujecie dokładnie w miejsce, gdzie znajduje się główka zapalniczki w rurce. Pod wpływem ciepła zapalniczka w rurce zapali się. Wskutek spalania powstaną wewnątrz rurki gazy, które są dostatecznie silne, aby jak pocisk wyrzucić zapalniczkę z rurki.

3

Ogień

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

„Kiedyś, dawno temu — opisuje Włodzimierz Korolenko w jednym swym opowiadaniu z Syberii — w ciemny, jesienny wieczór zdarzyło mi się płynąć łódką wzdłuż psepnej rzeki syberyjskiej. Nagle, na zakręcie przed nami, u podnóża ciemnych gór, błysnął ogieniek.

Zaświecił się jasno, silnie, zupełnie blisko...

— No, dzięki Bogu — powiedziałem uradowany — nocleg jest blisko.

Wioślarz odwrócił się, popatrzył przez ramię na światło i znów obojętnie ujął wiosła.

— Daleko.

Nie uwierzyłem. Światło było wprost przed nami i wyraźnie odcinało się w ciemnościach. Ale wioślarz miał rację; ogień rzeczywiście był bardzo daleko.

W nocy światła tak jakby się zbliżają; zwyciężając mrok, jaśnieją, obiecują i łudzą swoją bliskością. Wydaje się, że za ledwie dwa, trzy uderzenia wiosłem — i koniec drogi... A tymczasem jeszcze daleko.

Długo jeszcze płynęliśmy po rzece ciemnej jak atrament. Strome skały i głązy sterczały nad wodą, wyrastały i znów to-

nęły, zostając w tyle i gubiąc się w bezkresnej dali, a światło ciągle było przed nami, migotało i nęciło — wciąż tak blisko i wciąż tak daleko...

Ta tęsknota do ognia, do jego ciepła i światła, do wypoczynku i wygod, które wniósł w życie człowieka, tęsknota, która tak ogarneła *Kolorenkę* na syberyjskiej rzece, wypełniała również i duszę przedhistorycznego człowieka w jego zimnej, kamiennej jaskini.

Przyglądał się on szalowi ognia w czasie wybuchu wulkanu i jego wściekłości podczas pożaru lasu. Pierwotny człowiek obawiał się ognia i szanował go. Uważał go za bóstwo, widział w nim uosobienie dobra i zła równocześnie. Kiedy go nareszcie posiadał, wydawało mu się, że zdobył jedną z najcenniejszych broni w walce z żywiołami przyrody.

W mitologii greckiej zachowała się legenda o *Prometeuszu*, który ukradł płomień z nieba, aby go dać ludziom. *Protomeusz* był synem tytana *Japeta* i jemu właśnie powierzona była w niebie opieka nad ogniem. Pewnego dnia *Prometeuszowi* przyszło do głowy zrobić z gliny człowieka. Aby tchnąć weń życie, ukradł ogień z niebios. Najstarszy wśród bogów, *Zeus*, bardzo się rozgniewał na *Prometeusza* i wysłał *Hefajstosa* — boga wulkanów, aby go ukarał. *Hefajstos* był znanym kowalem i miał kuźnię w wulkanie Etna. Przykuł on *Prometeusza* łańcuchami do jednej ze skał na Kaukazie, gdzie sęp wyszarpywał mu wnętrzności. *Prometeusza* wyzwolił bohater grecki *Herakles*, który zabił sępa, zwracając dług wdzięczności, jaki miała ludzkość wobec *Prometeusza*.

Kiedy człowiek posiadał już ogień, starał się go chronić przed zgaśnięciem. Wspomnienie tego odwiecznego strachu ludzkiego, przed zgaśnięciem ogniska, zachowało się w zwyczajach starożytnego Rzymu. Dniem i nocą utrzymywano tam święty ogień na ołtarzu *Westy*, bogini ognia. Dziewczęta ze starych, patrycjuszowskich rodzin pilnujące ogień nazywano — westalkami i otaczano wielką czcią. Miały one nawet prawo ulaskawić skazanego na śmierć, jeśli przechodziły właśnie, gdy go prowadzono na miejsce kaźni. Jeśli zaś którejs z nich zgasł ogień uważano to za tak wielkie przewinienie, że chowano ją żywcem do grobu.

W dawnych czasach ludzie przynosili ogień z jednego miejsca na drugie. Nie tak dawno jeszcze, bo przed około stu laty ogień zapalano bardzo mozolnie za pomocą krzesiwa i hubki. Co prawda w XVIII w. znane były zapałki z fosforu, ale nie używano ich, gdyż fosfor sam się zapalał. Pewien chemik włoski próbował temu zaradzić otaczając łepkę zapałki szklaną kulką. Dzięki temu fosfor nie mógł się zapalić, dopóki nie został rozbity szklany ochraniacz. Ale i tego rodzaju zapałki nie zawojuowały świata, gdyż szkło często pękało i zapałki nie były bezpieczne.

Wielki postęp stanowiły już zapałki z łepkami z saletry potasowej i siarczku antymonu. Aby wywołać płomień trzeba je było pocierać dwoma papierkami oklejonymi drobnym piaskiem. Nazywano je „lucyferami”. Na pomysł ten wpadł pewien lekarz angielski w 1827 r.

Dopiero jednak po 1870 r., tzw. szwedzkie zapałki opanowały świat. Ich łepki zrobione były z mieszaniny saletry potasowej, dwuchromianu, minii, siarczku antymonu i kleju, podczas gdy boki pudełek pociągnięte były mieszaniną czerwonego fosforu, pirytu, tłuczonego szkła i kleju.

Minęły wieki nim człowiek przebiegł drogę od ogniska do pierwszej zapałki; sto lat przeszło od pierwszej zapałki do obecnie używanej, która znajduje się w każdym domu. Trudne były drogi nauki w zmaganiach o poznanie przyrody, ale współczesny człowiek zbiera za to bogate owoce dawnych i obecnych wysiłków uczonych, zostawiając przyszłym pokoleniom wspaniałe dziedzictwo i szerokie możliwości nowych osiągnięć.

„Zwiększa ogień – oszczędza węgiel”

Wśród wielu „cudownych” proszków, którymi różni naciągacze i szarlatani bałamucili naiwnych, szczególną popularnością cieszył się „najnowszy środek do zwiększania ognia i oszczędzania węgla”.

Był to jakiś biały proszek. Gdy wsypywano go do ognia, buchał i przez pewien czas utrzymywał się jasnożółty płomień.

A ludzie kupowali sądząc, że oszczędzają węgiel. Nie oszczędzali jednak ani pieniędzy, ani węgla. Płomień zabarwiał się na żółto, ale pokój nie był cieplejszy.

„Cudowny” ten proszek mieli tymczasem wszyscy w domach, podobnie jak i wy teraz. Nie jest to bowiem nic innego jak najzwyklejsza w świecie — sól kuchenna.

Spróbujcie zresztą sami. Sól kuchenna, lub inaczej chlorek sodu, zabarwia płomień na żółto. Jest to właściwość wszystkich związków sodu. W ten sposób ustala się obecność sodu w jakimś związku. Do bezbarwnego płomienia palnika Bunsena wkłada się próbkę badanego związku; jeśli zawiera ona choć trochę sodu, płomień stanie się żółty.

Ale jak włożymy w płomień badaną próbkę?

— Czyż jest to aż tak trudne? — zapytacie z niedowierzaniem.

Nawet bardzo trudne. Musimy to uczynić za pomocą takiego przedmiotu, który sam nie zabarwi płomienia. Szklana pałeczka nie przyda się w tym przypadku na nic, bo szkło zawiera związki sodu; gdy rozgrzeje się i zacznie się topić — zabarwi płomień na żółto. Drut do robótek też zabarwi płomień, a poza tym zepsuje się, bo zacznie rdzewieć.

Najlepszy jest do tego celu platynowy pręcik, ale to jest zbyt droga rzecz dla naszej pracowni. Posłużymy się więc pręcikiem z tlenku magnezu. Są to białe pręciki, które można kupić w sklepach. Mają one dla nas tę cenną właściwość, że nie roztapiają się nawet w najbardziej gorącym płomieniu palnika Bunsena i nie barwią płomienia.

Pręcik taki najpierw rozgrzejemy w płomieniu, potem zaś zanurzymy w badanej substancji. Jej cząstki przygną do pręcika.

cika. Wtedy znów włożymy pręcik do płomienia. Jeżeli płomień stanie się bardzo żółty oznacza to, że substancja zawiera dużo sodu.

W ten sposób można wykryć znikome ilości sodu w jakiejś substancji. Nawet 0,000 000 07 część miligramu sodu zabarwi nieco płomień na żółto.

DOŚWIADCZENIE 32

Ważny współpracownik każdego laboratorium

We wszystkich laboratoriach chemicznych na świecie pracuje pierwszorzędny pomocnik, bez udziału którego nie można sobie nawet wyobrazić normalnej pracy.

Któż to taki?

Płomień.

Oprócz niezliczonych przysług, które wyświadczą nam w pracowni (z niektórymi już zetknęliście się, z innymi zetkniecie się w przyszłości), płomień służy nam do takich celów jak w poprzednim doświadczeniu.

Przez zabarwienie płomienia stwierdzić możemy nie tylko obecność sodu w jakiejś substancji, lecz również obecność innych pierwiastków w poszczególnych związkach.

Potas, na przykład, zabarwia płomień na fioletowo lub czerwono o karminowym odcieniu.

Związki potasu barwią płomień na kolor ceglastoczerwony.

Związki baru zmieniają barwę płomienia na zielony lub żółtozielony.

Płomień staje się zielony, lub niebieskawy w obecności związków miedzi.

Ponieważ sód jest bardzo rozpowszechniony i często występuje razem z pokrewnymi pierwiastkami barwiąc płomień na żółto, powstaje więc konieczność wyeliminowania tego koloru podczas stwierdzania obecności innych pierwiastków w płomieniu.

Mozemy to zrobić za pomocą niebieskiego szkła kobaltowego. Jeżeli przez to szkło przyglądamy się spalaniu jakiegoś związku, wówczas szkło pochłonie żółte promienie sodu, przepuści natomiast fioletowe lub czerwone promienie potasu.

Jeżeli nie posiadamy prawdziwego szkła kobaltowego, możemy je zastąpić kawałkiem jakiegoś innego niebieskiego szkła lub nawet cienką szklanką napełnioną rozcieńczonym, niebieskim atramentem.

Spróbujcie.

DOŚWIADCZENIE 33

Ognie bengalskie

Ognie bengalskie, które w dzieciństwie wydawały się nam cudownie piękne i tajemnicze jak w czarodziejskich bajkach, teraz po doświadczeniach z zabarwieniem płomienia przez różne pierwiastki nie stanowią dla nas żadnej zagadki.

Wiemy już jak zrobić różnobarwne bengalskie ognie w naszej pracowni.

Przed wszystkim weźmiemy jakąś substancję, która łatwo się pali i daje duży płomień. Najczęściej używa się do tego celu mieszaniny chloranu potasowego, siarki i proszku z węgla.

Do tej łatwopalnej mieszaniny dodamy następnie jakieś domieszki, które zabarwią płomień żywymi kolorami. Żółty kolor uzyskamy stosując sól kuchenną lub sodę kalcynowaną; barwę zieloną dadzą chlorek baru, azotan barowy i kwas borowy; na czerwono zabarwi płomień chlorek strontu i azotan strontowy; na niebiesko zaś amoniak i tlenek miedzi.

DOŚWIADCZENIE 34

Światła sceny

Nasi koledzy z pracowni fizycznej zażądają od nas, chemików i od naszego laboratorium, aby dostarczyć im światła w różnych kolorach, potrzebnego do ich teatru lalek.

Jesteśmy gotowi na przyjęcie tego zamówienia i dostarczenie substancji, które dawać będą płomień i światło w różnych barwach. Światło zabarwiać będziemy tak samo jak poprzednio. Zastosujemy jednak materiały, które będą palić się dłużej, a nie tylko zabłysną i zgasną, jak ognie bengalskie.

Jesteśmy nawet w stanie zaopatrzyć naszych kolegów w małe, bardzo oszczędne i wydajne lampy, choć konstruowanie takich lamp jest właściwie rzeczą samych fizyków.

Weźmiemy skorupkę włoskiego orzecha, rozdzieloną na dwie, naturalne części. W środku jednej połowy zrobimy otwór roz-



Rys. 33. Miniaturowa lampka

żarzonym zaostrzonym prętem metalowym, najlepiej drutem do robótek. Przez otwór ten przeciągniemy knot zrobiony z jakiejś bawełnianej tasiemki.

Jeżeli obydwie połówki skleimy i do środka wlejemy mieszanekę palną, lampa będzie gotowa. Należy tylko uważać, aby nie napełnić jej całkowicie.

Teraz możemy przystąpić do przyrządzania mieszanek palnych.

Jeżeli chcemy otrzymać żółte światło, weźmiemy 35 g spirytusu, w którym rozpuścimy 9 g soli kuchennej. Gdy roztwór ten wylejemy na jakiś talerzyk i zapalimy, twarze obecnych w pokoju przybiorą dziwną, upiorną żółtą barwę.

Jeżeli jakaś scena w teatryku ma się odbyć w blasku różowych promieni zachodzącego słońca, to weźmiemy 35 g spirytusu i 10 g siarczku rtęciowego.

Do sceny porannej, przed wschodem słońca, kiedy wszystko mieni się w niebieskich i niebieskawych odcieniach, rozpuścimy 8 g azotanu ołowiu w 35 g spirytusu.

Pomarańczowe światło da nam 10 g chlorku wapnia i 35 g spirytusu.

Światła wieczoru — szmaragdowozielone, czerwonekarminowe i fioletowe — otrzymamy w następujący sposób: dla uzyskania jasnej zieleni dodamy do 35 g spirytusu 10 g azotanu miedziowego; dla uzyskania jasnej czerwieni — 10 g chlorku strontu, a fiolet uzyskamy wlewając do spirytusu roztwór chloranu potasowego.

DOŚWIADCZENIE 35

Tajemnicze światło w probówce

Skoro robimy już doświadczenia z różnymi efektami świetlnymi, przeprowadzimy teraz jeszcze jedno ciekawe doświadczenie. Towarzyszy mu pojawienie się niezwyklego światła w chwili, gdy roztwór soli kuchennej miesza się z kwasem solnym.

Do próbki lub innego nieco większego szklanego naczynia w kształcie walca wlejemy stężony roztwór soli, a następnie dolejemy tyle samo kwasu. Jeżeli szybko wymieszały te dwa roztwory szklaną pałeczką, pojawi się wewnątrz jakieś dziwne zielononiebieskawe światło, rozszerzając się na całą probówkę.

Spróbujcie wlać te roztwory tak uważnie do próbki, aby się nie wymieszały i aby jeden znajdował się nad drugim. Uda się wam to, jeżeli kwas wlewać będziecie wzdłuż bocznej ścianki próbki, tak że spłynie on powoli na roztwór soli. Wystarczy potem potrząsnąć probówką, a pojawi się w niej niespodzianie błysk światła.

Zamiast chlorku sodu, czyli soli kuchennej, możecie wziąć bromek lub chlorek potasu; kwas solny zastąpić można spirytem.

DOŚWIADCZENIE 36

Iskry bez ognia

— Bez ognia? — zdziwicie się w pierwszej chwili.

Szybko jednak przekonacie się, że dla nas to drobiazg i usiądźcie, aby opisać w dzienniczku przebieg doświadczenia.

Doświadczenie to przeprowadzimy na wolnym powietrzu, przed drzwiami pracowni.

Listek staniolu złożymy w ten sposób, w jaki składamy kartkę papieru, gdy napiszemy list i chcemy go włożyć do koperty. Na środek tak złożonego staniolu nałożymy trochę azotanu miedziowego, który zwilżymy małą ilością wody tak, aby uzyskać gęstą masę. Wtedy szybko owijamy tę samą masę staniolem formując niewielką kulkę. W kulce powinno być jak najmniej powietrza. Następnie wkładamy ją do glinianej miski.

Po kilku chwilach zauważymy, jak w kulce powstają małe szpary, przez które unoszą się pary azotu. Kulka rozgrzeje się i wkrótce zacznie wyrzucać we wszystkich kierunkach drobne iskierki zapalonego staniolu.

Azotan miedziowy, posiadający silne własności utleniające, spowodował więc nagłe utlenianie się listka staniolu, czyli jego spalanie się.

DOŚWIADCZENIE 37

Płomienna spirala

Nawińcie na ołówek bardzo cienki drut miedziany tak, aby uzyskać spiralę. Zaproponujcie swoim kolegom, aby ją zapalili, pozwalając im korzystać z waszego palnika.

Na pewno będą oni rozgrzewać czubek spirali nad płomieniem palnika; drut rozżarzy się na tym końcu, ale nie zapłonie i nie spali się.

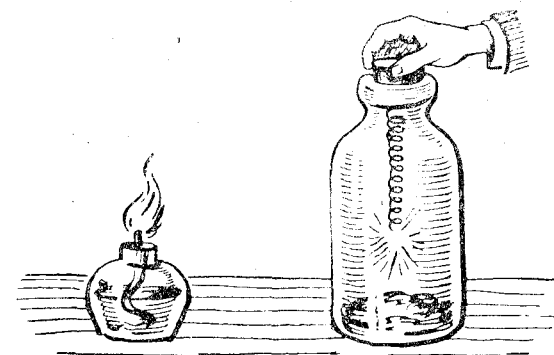
Wy tymczasem, wsypiecie na dno słoja z wąską szyjką trochę chlorku wapniowego, który polejecie jakimkolwiek kwasem.

W słoju zacznie się wydzielać chlor w stanie gazowym. Bez trudu go poznacie, ma zielonkawą barwę. Będziecie też mogli przyglądać się, jak chlor powoli napęlnia słoja, wypierając stamtąd powietrze. Chlor jest cięższy od powietrza i nie będzie ulatniać się z naczynia, lecz w miarę gromadzenia się w czasie reakcji będzie się powoli wznosił w kierunku otworu.

Weźmiecie wówczas od waszych kolegów miedzianą spiralę. Jeden jej koniec przymocujecie do korka dopasowanego do szyjki słoja, a drugi rozżarzycie nad płomieniem palnika spirytusowego.

Potem szybko włożycie spiralę do słoja zatykając go korkiem. Spirala zawieszona w słoju zapłonie barwnym płomieniem i spali się tworząc chlorek miedzi.

Dobrze będzie przeprowadzić to doświadczenie na wolnym powietrzu, gdyż chlor jest trujący. Nie obawiajcie się go jednak za nadto. Wydzielanie się tego gazu w słoju możecie łatwo śledzić.



Rys. 34. Gdy nagrzejecie spiralę, włóżcie ją do butelki z chlorem

Zawsze zdążycie zakorkować słoja, zanim chlor się ulotni. Ważną rzeczą jest natomiast wypróżnienie i opłukanie słoja na wolnym powietrzu, co uchroni nas od wdychania tego gazu.

DOŚWIADCZENIE 38

Weże faraona

Niezwykły widok przedstawia spalanie tzw. „węży faraona”. Są to związki rtęci uformowane w postaci długich tasiemek. Tasiemkę taką zapala się z jednej strony. Spalanie trwa bardzo długo, a tasiemka w tym czasie coraz bardziej zwiększa swą objętość, wije się, przypominając wyglądem i ruchami węża, który skręca się i zwija w kłębek.

Doświadczenie z „wężami faraona” należy przeprowadzać na świeżym powietrzu, aby nie wdychać trujących oparów spale-

nizny. Poza tym nie należy dotykać rękami popiołu, który też jest trujący.

Ponieważ „węże” sprzedawane w handlu są trujące, na skutek obecności związków rtęci, zrobimy w naszym laboratorium zupełnie potulne, „niejadowite” węże.

Wsypujemy do kubka porcelanowego 2 g dwuchromianu potasowego w proszku, 1 g saletry potasowej oraz 3 g cukru, też w proszku. Wszystko to dobrze wymieszamy tak, aby cała mieszanina stała się żółtawa.

Zrobimy wtedy trzy małe torebki ze staniolu i w każdą z nich wsypujemy jedną trzecią naszej mieszaniny.



Rys. 35. „Węże faraona”

Jedną z nich położymy na jakiejś starej desce. Zrobimy lont z bibułki nasiąkniętej saletrą i zapalimy go.

Doświadczenie możemy spokojnie przeprowadzać i w pokoju.

Możliwe, iż nie uda się wam od razu zapalić mieszaniny za pomocą lontu. Nie zniechęcajcie się wtedy. Powtórzcie próbę kilkakrotnie aż mieszanina zapali się.

Kiedy mieszanina zapłonie, ogień będzie bardzo powoli rozprzestrzeniał się, zostawiając pęczniejący zielonkawy popiół.

Bądźmy jednak szczerzy. „Wąż faraona” z naszej pracowni będzie bardziej podobny do „gąsienicy faraona” niż do węża.

Fakir w naszej pracowni

Czy mieliście okazję być na przedstawieniu jakiegoś fakira?

Może ze zdumieniem i przerażeniem patrzyliście, jak fakir chodzi po ogniu bosymi nogami lub trzyma w rękę rozpalony kawał węgla. Prawdopodobnie wyobrażaliście sobie wtedy, że sami dokonujecie tych niezwykłych i na pozór czarodziejskich sztuk.

Ponieważ ciągle mamy do czynienia z jakimiś „gorącymi” doświadczeniami, spróbujmy uczynić nasze ręce bardziej odporne na temperatury wyższe od tych, które zazwyczaj jesteśmy w stanie znieść.

Z fakirami naturalnie nie będziemy współzawodniczyć. Zostawimy ich z ich umiejętnościami. Nam wystarczy doświadczenie naukowe, które zdradzi nam tajemnicę niektórych dziwnych i na pozór nienaturalnych zjawisk, oglądanych na występach cyrkowych i innych podobnych przedstawieniach. Ich istota opiera się na prawidłowościach przyrody, które nauka odkrywa i wyjaśnia.

Zrobimy przede wszystkim stężony roztwór ałunu we wrzącej wodzie. Roztwór ten odcedzimy i zostawimy, aby ostygł. Następnie dodamy doń trochę miękkiego mydła, żeby uzyskać masę podobną do kremu.

Teraz możecie się zdobyć na następującą sztuczkę fakirską.

Nasmarujcie ręce zrobionym przez was kremem i będziecie brać do ręki ciepłe przedmioty.

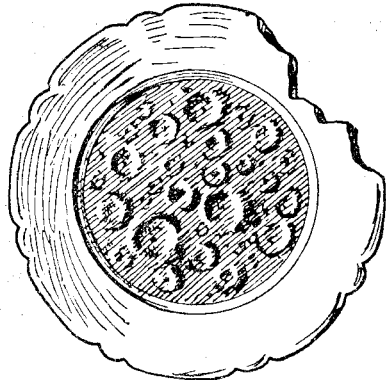
Ćwiczcie ostrożnie i powoli. Zaczniście od przedmiotów zimniejszych przechodząc do coraz to cieplejszych. Przekonacie się, że będziecie w stanie dotykać przedmioty o wiele bardziej gorące, niż byłoby to możliwe bez ćwiczenia i posmarowania rąk kremem.

Fakirzy też nie wzbudzaliby podziwu w cyrku, gdyby uprzednio nie ćwiczyli.

Wulkaniczna powierzchnia księżycy – w talerzu

Wzbogacimy naszą pracownię małym modelem powierzchni księżycy z jego górami wulkanicznymi i kraterami. Model ten chętnie dostarczymy wszystkim pracownikom geologicznym.

Przy wykonywaniu tego modelu możemy się w zupełności obejść bez zdolności rzeźbiarskich. Nie będziemy wykonywać modelu z plasteliny ani też odlewać specjalnych form, jak to



Rys. 36. Wulkaniczna powierzchnia „księżycy”

czynią w swoich pracowniach rzeźbiarze przy wykonywaniu makiet. Całą tę pracę wykona za nas pewna reakcja chemiczna. Nie jesteśmy przecież rzeźbiarzami, lecz chemikami.

Głęboki talerz do zupy pokryjemy cienką warstwą smalcu lub oleju. Następnie nasypimy na talerz nierówną warstwę cytrynianu magnezowego.

W innym naczyniu rozpuścimy w wodzie drobny, biały gips. Należy uważać, aby w gipsie nie było za dużo wody. Masę tę wyłożymy na talerz z cytrynianem magnezowym.

Wkrótce pod gipsem zaczną wrzeć. Dwutlenek węgla będzie przebijać się przez gips na powierzchnię zostawiając za sobą mniejsze lub większe kratery. Ponieważ gips szybko tężeje, kratery te zachowają swoje wulkaniczne kształty.

Cała powierzchnia gipsu na talerzu będzie bardzo przypominać wulkaniczną powierzchnię księżycy.

Jeżeli sfotografowalibyście ten model oświetlony silnym, skośnie padającym światłem, otrzymalibyście zdjęcie zdumiewająco podobne do zdjęcia powierzchni prawdziwego księżycy.

Być może radzieckie statki kosmiczne niezbyt dokładnie sfotografowały kratery księżycy — zróbcie więc to szybko sami i wykonajcie zdjęcie kraterów na talerzu.

DOŚWIADCZENIE 41

Proch dymny

Przypominam sobie, z jaką niecierpliwością czekałem na dzień, w którym zaczniemy robić w naszej pracowni proch. Sądzę, że wy też niecierpliwicie się, więc... nie przeciągając sprawy zaczynamy już dziś.

Ogień zawsze pociągał człowieka, szczególnie gdy jest on tak dziwnie ujarzmiony, poskromiony i spętany jak w prochu dymnym — na pozór bardzo pospolitym proszku, z którego jednak w mig może buchnąć płomień.

Weźmy 7,5 g saletry potasowej, 1,5 g węgla drzewnego i 1 g siarki. Każdy ze składników oddzielnie zmielimy na bardzo drobny proszek. Potem dopiero wymieszamy je razem w suchej blaszanej puszcze. Mieszanka ta jest czarna, gdyż zawiera węgiel.

Weźcie trochę tej mieszaniny na czubek noża i wysypcie na kawałek porcelany. Gdy porcelanę podgrzejecie, buchnie krótkotrwały, czerwony płomień. Towarzyszyć mu będzie duża chmura białego dymu, ale żadnego wybuchu nie będzie.

Gdybyście natomiast podgrzali mieszaninę w zamkniętym naczyniu, proch rozerwałby je. Dlaczego?

DOŚWIADCZENIE 42

Proch odporny na wilgoć

Wiecie na pewno, że proch nie znosi wilgoci. Spróbujemy zrobić w naszej pracowni proch, który nawet trochę wilgotny nie straci swoich właściwości wybuchowych.

Weźcie 7,5 g saletry sodowej (azotanu sodowego), 1,5 g węgla i 1 g siarki. Zróbcie mieszaninę tak, jak w poprzednim doświadczeniu.

Ten proch może być trochę wilgotny, gdyż saletra jest higroskopijna. W doświadczeniach z prochem nie używajcie go jednak nigdy w ilości większej niż wielkość jednego ziarna fasoli i spalajcie go zawsze na porcelanowej płytce.

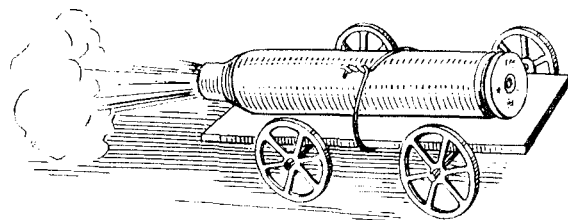
DOŚWIADCZENIE 43

Nasz samochód raketowy

Samochodem tym, skonstruowanym w naszej pracowni, nie będziemy mogli udać się na wycieczkę. Choć za mały do podróży będzie jednak dostatecznie duży, aby nam uzmysłwić istotę działania rakiety.

Znajdziemy przede wszystkim jakąś zabawkę-samochód, wóz lub coś podobnego na 4 kołach. Ważne tylko, aby koła były w porządku. Dobrze, jeśli zabawka będzie z aluminium. Chodzi o to, aby była jak najlżejsza.

Oprócz tego potrzebna nam jest stara, zużyta łuska od naboju karabinowego. Kiedy ją znajdziecie, sprawdźcie zaraz, czy



Rys. 37. Nasz raketowy samochód

posiada wgłębienie od iglicy karabinu. Łuski bez takiego wgłębienia nie wolno wam używać, gdyż zawiera ona wówczas na dnie bardzo niebezpieczny środek wybuchowy.

Łuskę nadającą się do naszych prób połóżcie na wózek i mocno przywiążcie sznurkiem. W ten sposób samochód jest gotów.

Pozostaje nam jeszcze przygotować paliwo.

Jako paliwa dla zwykłych samochodów używa się benzynę. Do naszego raketowego pojazdu użyjemy ciała w stanie stałym. Paliwem będą: chloran potasowy i cukier. Weźmiemy jednakowe ilości obydwu związków, wysypiemy na płytki spodek i bardzo ostrożnie wymieszmamy ptasim piórem. W razie naciskania mieszanina mogłaby wybuchnąć.

Aby móc sprawdzić, czy mieszanina jest dobrze wymieszana, możecie przed mieszaniem nastrugać doń żyłką trochę węgla drzewnego. Kiedy cała masa przybierze równomierny, szary kolor możecie uważać, że jest dostatecznie dobrze wymieszana.

Teraz możemy napełnić łuskę naszym „paliwem” — tylko bardzo ostrożnie, bez ubijania i uderzania. Do otworu łuski włóżymy papierową tasiemkę.

Postawcie samochód na równej „drodze”, zapalcie „motor” — to jest wystającą na zewnątrz tasiemkę i odsuńcie się kilka kroków wstecz.

Silnik zacznie wyrzucać do tyłu ognisty deszcz, samochód zaś ruszy trasą, na której go ustawiliście.

Nie róbcie prób na parkiecie, gdyż mogą go uszkodzić iskry wylatujące z łuski.

Co się dzieje w łusce, co pcha samochód naprzód?

Tlen z chloranu potasowego spali cukier dając dwutlenek węgla i parę wodną. Ponieważ gazy wydzielające się w reakcji zajmują o wiele więcej miejsca niż poprzednio mieszanina, więc cisną one w łusce na wszystkie strony. Otwór jednak znajduje się tylko z jednej strony. Tam gazy nie napotykają żadnego oporu i ulatniają się. Ciśnienie powstające w trakcie spalania mieszaniny popycha samochód w kierunku przeciwnym niż wylatują gazy z łuski.

W tym właśnie tkwi istota napędu raketowego.

Proch i rakietka

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

Wynalazek prochu często przypisuje się niemieckiemu zakonnikowi *Bertholdowi Schwarzwowi* (czyt. szwarzowci), który w pierwszej połowie XIV w. zaczął odlewać z brązu armaty na zamówienie Wenecji.

Tymczasem już w XIII w. słynny uczony angielski *Roger Bacon* (czyt. bejkn), w znanym dziele „Cudowne doświadczenia” pisał o mieszaniu saletry, siarki i węgla, „która wytwarza silniejsze grzmoty i większy blask niż piorun i wichura”.

Było to nowością i niezwykłą rzeczą nawet dla takiego uczonego, jakim był *Roger Bacon*.

Podczas gdy w Europie podziwiano tę mieszaninę, Chińczycy od dawna już wyrabiali ją i używali nawet w celach wojennych.

Zdolność nagłego spalania się i wydzielenie dużych ilości gazów uczyniła proch skutecznym środkiem wybuchowym przeznaczonym do wyrzucania pocisków z dział wojennych.

Jeden gram prochu, który ma objętość równą $0,6 \text{ cm}^3$, wydzieliby w czasie wybuchu około 280 cm^3 gazu, gdyby gaz ten miał temperaturę 0°C i znajdował się pod ciśnieniem 1 atmosfery. Tymczasem gazy wyzwalamy się podczas wybuchu prochu osiągają temperaturę 2700°C i zajmują około 470 razy większą

przestrzeń niż miałyby przy 0°C . W chwili wybuchu gazy te mają ciśnienie rzędu tysięcy atmosfer.

We współczesnym uzbrojeniu proch dymny nie odgrywa już roli, gdyż istnieje dziś wiele innych środków wybuchowych i zapalnych mających niepomierne większą siłę niszczącą. Na przestrzeni kilku wieków proch był jednak najbardziej rozpowszechnionym środkiem wybuchowym podczas prowadzenia wojen.

Gdy w Europie napełniano prochem armaty, aby ciśnienie jego gazów wyrzucało kule armatnie, w Chinach napełniano nim rakietki zaopatrując je w środki łatwopalne. Rakietki takie kierowano na obleżone miasta za pomocą tzw. „ognistych strzał” wypuszczanych z łuków. Każda taka strzała miała przymocowaną do siebie raketkę z prochem. Łuk nadawał strzale kierunek, rakietka zaś po wybuchu niosła ją o wiele dalej niż mogłoby to uczynić najlepszy łucznik.

W Indiach w XVII w. uzbrojono całą armię w broń o napędzie raketowym. Rakietki te zrobiono z bambusu wypełnionego prochem. Była to w tych czasach bardzo groźna broń.

Podczas drugiej wojny światowej rakietki zostały bardzo udoskonalone. Pojawiły się: artyleria raketowa, rakietki-pociski, samoloty raketowe.

Po wojnie jeszcze bardziej udoskonalono rakietki. Otrzymały one nowe, pożyteczne zadania. Dziś, rakietki lecą w niedosiężne kiedyś warstwy atmosfery otaczającej naszą planetę. Aparaty znajdujące się w raketkach przekazują cenne dane o składzie atmosfery, jej temperaturze i promieniowaniach tam występujących; samoloty raketowe, lecą z szybkością, która przewyższa kilkakrotnie szybkość dźwięku.

Dziś ziemię okrążyły już sputniki i statki kosmiczne. Odbył się pierwszy lot kosmiczny człowieka, majora *Gagarina* i wkrótce drugi, dłuższy lot majora *Titowa*. Wystrzelono łuniki i pojazd w kierunku Wenus. Niedaleki jest dzień, kiedy statki kosmiczne o napędzie raketowym, z załogą ludzką, opuszczą naszą planetę i udadzą się w dalekie podróże międzyplanetarne.

Chemicy i fizycy znajdują się w pierwszej linii w rozwiązywaniu tych bardzo trudnych problemów naukowych, co przynosi im wielki zaszczyt.

Czyż nie wydaje się dziwne, że takie wyczyny mają swój odległy początek w jakiejś zabawce, w fajerwerkach, które ludzie urządzali dla zabawy? Nie są to rzadkie przypadki. Ludzie odkryli prawa rządzące lotem balonów obserwując bańki mydlane. W opracowaniu zasad lotów szybowców i samolotów bardzo pomocne były latawce.

W nauce więc nie ma drobnych, nic nie znaczących zjawisk. Nawet z tych na pozór najdrobniejszych mogą wyniknąć wielkie prawdy naukowe.

Zapalcie ogień wodą

Ze woda gasi ogień, to wszyscy wiecie. Ale że woda może wzniecić pożar... Spróbujmy tego dokonać w naszej pracowni.

Otwórzcie dziennik i piszcie. Doświadczenie jest proste, ale ważne, zapiszemy je więc, podobnie zresztą jak i pozostałe.

Włóżcie do puszki po konserwie około 200 g wapna palonego i wlejcie do niego łyżeczkę wody. Na wierzchu połóżcie kosmyk bawełny strzelniczej.

Spójrzcie na zegarek.

Po dziesięciu minutach ujrzycie w puszcze lekką chmurkę, potem zaczną się unosić gęste opary. Wapno zacznie rozpadać się na listki. Odsuńcie się.

Wybuch! Ale niegroźny. Nasz kosmyk bawełny strzelniczej wywoła mały wybuch i zapłonie.

Bawełna strzelnicza — skąd jest mi znana ta nazwa? — zapyta być może ktoś z was.

— Zaraz wam wyjaśnię — powiem wam, jak wyjaśnił to swoim słuchaczom bohater powieści *Verne'a Impej Barbicane*, przewodniczący Armata-klubu, kiedy ich zapoznał ze środkiem wybuchowym, którym miał zamiar napełnić swoją „kolumbiadę”¹⁾.

Podczas gdy nasz sekretarz będzie opisywał przebieg i wynik doświadczenia, wysłuchajmy, co opowiada *Barbicane* o bawełnie strzelniczej.

„Środek ten można zrobić bardzo łatwo. Bawełnę przez 15 minut moczy się w kwasie azotowym. Potem płucze się ją w dużej ilości wody i suszy. Bawełna strzelnicza spala się w temperaturze 170°C i tak szybko, że może się palić na zwykłym prochu, a proch nie zdąży zapłonąć. Bawełna strzelnicza nadaje pociskowi cztery razy większą szybkość niż proch. Jej moc wybuchowa zwielokrotnia się, jeżeli doda się saletry w ilości osiem dziesiątych jej ciężaru”.

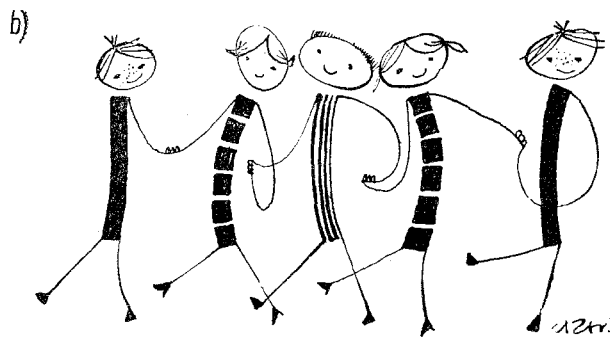
¹⁾ Nazwa dawnej wielkiej armaty amerykańskiej.

Czy możecie ugotować jajko bez ognia?

Co się działo w naszym poprzednim doświadczeniu? Dlaczego bawełna strzelnicza zapaliła się i wybuchła?

Wszyscy na pewno wiecie, jak dużo ciepła wydziela się podczas gaszenia wapna palonego, czyli łączenia się go z wodą. Temperatura może przy tym wzrosnąć do 300°C .

Ponieważ bawełna strzelnicza spala się w znacznie niższej temperaturze, więc zapala się w puszcze i następuje wybuch.



Rys. 38. Gaszenie wapna: a) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Po tym wszystkim zbytecznie już wyjaśniać, jak można ugotować jajko bez ognia.

Weźmiecie kilka kawałków palonego wapna. Włóżcie jajko do naczynia, w którym znajduje się wapno i nalejcie wody. Wydzielili się przy tym tyle ciepła, że jajko się ugotuje.

Co wy na to? — Wszyscy wiedzieliście, tylko nikt nie wpadł na ten pomysł. Zupełnie jak z jajkiem *Kolumba*.

Drewno, które nie chce się palić

— Kto zapali ogień jedną zapałką? — zapytacie waszych kolegów wskazując im na kilka patyczków i kawałek starej gazety.

— To wcale nietrudne — powie wam każdy taternik; ułoży przygotowane przez was patyczki na krzyż wsadzi pod nie kawałek gazety i podpali zapałką.

Papier spłonie, ale drewnienka nie zapalą się.

Cóż to jest? — będzie się zastanawiał; to mu się jeszcze nie zdarzyło. Spróbuje raz jeszcze, ale znów na próżno.

Oczywiście nie pozwolicie, aby się długo nad tym głowił. Musicie przyznać się, że spreparowaliście drewno tak, aby się trudno paliło.

— Jaki to ma sens? — krzyknie nasz taternik już zdenerwowany. — Gospodynie wcale nie będą wdzięczne, jeżeli będą musiały codziennie męczyć się przy podpalaniu w piecu.

A jednak ma to sens i to bardzo istotny. Corocznie pożary niszczą ogromne ilości drewna na całym świecie. Wielu chemików poszukuje dziś w swoich laboratoriach najskuteczniejszych środków dla ochrony drewna przed ogniem.

Środki te są w zasadzie dwojakiego rodzaju. Jednymi powleka się drewno. Zewnętrzna warstwa ochronna zabezpiecza drewno przed ogniem, gdyż uniemożliwia tlenowi dostęp do niego. Inny sposób ochrony przed pożarem polega na tzw. impregnacji drewna. Drewno nasycy się określoną substancją. Podczas spalania substancja ta wydziela gazy, które nie pozwalają, aby tlen miał dostęp do drewna i podtrzymywał spalanie.

Wszystkie znane do dziś środki, chroniące drewno przed ogniem, nie są w stanie w zupełności zapobiec jego spalaniu się. Opóźniają one tylko moment zapalenia się i zwalniają proces spalania, ale ze wzrostem temperatury maleje ich wpływ ochronny.

W naszej pracowni użyliśmy nasycony roztwór alunu o temperaturze pokojowej. W roztworze tym zanurzyliśmy patyczki, namoczyliśmy je dobrze, a następnie wyciągnęliśmy i osuszyliśmy.

Podczas nagrzewania się alun znajdujący się w tak przygotowanym patyczku pęcznieje i zaczyna wydzielać wodę krystaliczną w stanie gazowym, która nie pozwala na przedostanie się tlenu do drewna.

Mogliśmy też zastosować roztwór fosforanu amonowego. Należy wtedy wziąć 1 część fosforanu amonowego na 10 części wody. Dalsze postępowanie jest podobne. Trzeba zanurzyć drewno w roztworze, dobrze je namoczyć, a następnie wysuszyć.

Podczas nagrzewania się fosforan amonowy zaczyna wydzielać amoniak odpychając jak gdyby tlen od drewna.

Na podobnej zasadzie wytwarza się wiele tego rodzaju substancji.

Zrobimy jeszcze jeden środek do powlekania drewna. Weźcie jakąś farbę w proszku: kredę, ultramarynę lub inną. Rozróbcie ją w deszczówce tak, aby uzyskać gęstą masę. Dodajcie potem, ciągle mieszając, trochę szkła wodnego, tyle aby powstała papka, której można użyć do smarowania. Powleczone drewno tą masą i zostawcie, aby wyschło. Pędzel wypłuczcie zaraz, gdyż inaczej stwardnieje i stanie się bezużyteczny.

Tak powleczone drewno będzie ogniodporne. W jakim stopniu — spróbujcie sami.

W wyższych temperaturach warstwa ochronna popęka i drewno zacznie się palić. Pęknięcia wywołane zostaną przez gazy wydzielające się w drewnie pod wpływem ciepła.

Skoro już mowa o pożarach, pozwólcie, że was zapytam: Dlaczego woda gasi pożar?

— Dlatego, że jest mokra...

Nie jest to najszcześliwsza odpowiedź.

Woda przede wszystkim przylega do przedmiotu, który gasimy. Pod wpływem ciepła woda zamienia się w parę. Podczas przekształcania się w parę pobiera ona bardzo dużo ciepła. Aby wrząca woda zamieniła się w parę, trzeba zużyć 5 razy więcej ciepła niż do ogrzania tej samej ilości zimnej wody do temperatury 100°C.

Prócz tego woda otacza cały przedmiot i wypiera powietrze, a tym samym zawarty w nim tlen. Bez dostępu tlenu zapalony przedmiot gaśnie.

Czasami nawet w wodzie służącej do gaszenia pożaru rozpuszcza się proch.

— Pięknie — powiecie — jeszcze tylko prochu brakowało do ognia. Co za pomysł?

Nie jest to jednak bynajmniej zły pomysł. Proch szybko się spala i wydziela przy tym olbrzymie ilości gazów. Gazy te nie mogą się normalnie spalać duszą ogień, który otaczają.

DOSWIADCZENIE 47

Woda z płomienia świecy

— Gdyby w płomieniu świecy była woda, zgasiłaby świecę — powiedzą wami koledzy, niewierni Tomasz, którzy lubią zaprzeczać waszym twierdzeniom, dopóki ich nie udowodnicie.

Wy zaś bardzo prosto udowodnicie, że z płomienia świecy można wydobyć wodę.

Zapalicie świecę na stole. Weźmiecie noż kuchenny i ostudzicie jego ostrze w strudze zimnej wody pod kranem, potem go wytrzeć i wysuszyć.

Ustawicie następnie ostrze na wysokości 6—7 cm nad samym płomieniem, ale tylko na chwilę.

Spójrzcie na dolną część ostrza — jest pokryte rosą, tak jak gdybyście dmuchnęli nań ciepłym i wilgotnym oddechem z płuc.

Nad płomieniem znajdowała się oczywiście para wodna.

Skąd ta para?

W knocie świecy spala się roztopiony wosk. Wosk jest połączeniem węgla i wodoru. Kiedy wosk spala się, wówczas jego

wodór wiąże się z tlenem znajdującym się w powietrzu i... co jest wynikiem tego procesu?

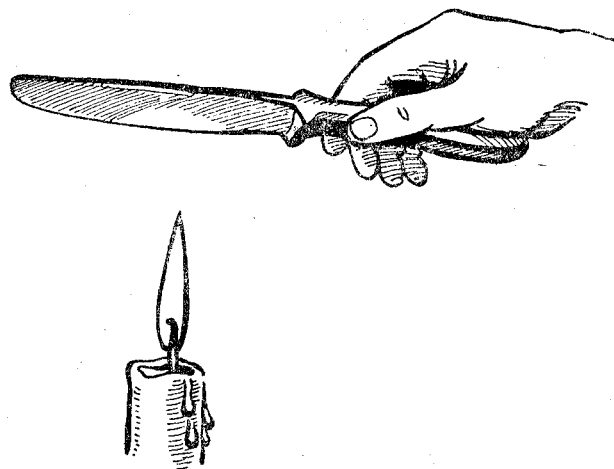
— Woda.

Tak jest, wodę tę możecie zauważyć w postaci drobnych kropeł powstałych z pary wodnej na zimnym ostrzu noża.

— A co się dzieje z węglem? — zapytacie.

Węgiel wyzwolony przez spalanie wodoru rozgrzewa się w płomieniu i daje znane nam żółtawe światło świecy.

Benzyna i wszelkie smary maszynowe, jak również substancja świec, są różnymi kombinacjami węgla i wodoru. Kiedy związki te spalają się, jako wynik spalania powstaje woda, czyli połączenie wodoru z tlenem z powietrza. Woda, która powstaje



Rys. 39. Na nożu wystąpi rosa

podczas spalania benzyny w silniku samochodowym, wydostaje się, jak na pewno wiecie, przez rurę wydechową. Każdy litr spalanej benzyny wytwarza około 3/4 l wody.

Większość węgla spala się tymczasem w silniku na dwutlenek węgla lub tlenek węgla. Tlenek węgla jest gazem trującym i już w znikomych ilościach bywa bardzo niebezpieczny, a nawet może spowodować śmierć. Duży błąd popełnia kierowca, który przez zapomnienie uruchamia silnik w zamkniętym garażu.

Czy woda może być twarda?

— Może — odpowiecie — kiedy zamarznie.

Tak jest, kiedy się stanie lodem, będzie twarda.

Ale woda może być „twarda” również w stanie ciekłym. „Twardą” nazywamy wodę zawierającą dużo rozpuszczonych minerałów.

Twarda woda nie nadaje się do prania. Mydło się w niej nie pieni, pranie jest więc utrudnione. Minerale znajdujące się w wodzie łączą się chemicznie z mydłem i w ten sposób rozkładają je, nie pozwalając mu spełniać jego zadania.

Wodę twardą możemy wytworzyć sztucznie w naszej pracowni, a następnie przeprowadzimy z tą wodą doświadczenie, sprawdzając, jak twarda woda działa na mydło.

Napełnijcie około 1/3 objętości szklanki wodą i wyspcie łyżeczkę siarczanu magnezowego. W drugiej szklance, w takiej samej ilości wody, rozpuśćcie trochę mydła. Zmieszajcie zawartość obydwu szklanek. Weźcie trochę tej cieczy na dłoń. Poczujecie palcami jej „twardość”, ciecz ta nie może się mydlić, nie będziecie mogli nic nią uprać. Mydła, zresztą, w tej cieczy prawie nie ma. Rozłożyło się przy powstawaniu nowego związku w szklance.

Oprócz „twardej” istnieje również „miękka” woda. Jest to woda zawierająca mało związków mineralnych. Tak samo jak można uzyskać sztucznie wodę twardą, można też za pomocą różnych chemikaliów otrzymać wodę mięką. Gospodynie często posługują się sodą lub boraksem, aby zmiękczyć wodę do prania.

Podobny sposób, jaki stosuje się do zmiękczenia wody słodkiej stosują uczeni przy tzw. desalinizacji wody morskiej, aby uczynić ją zdatną do picia. Do woreczka, przez który przepuszcza się wodę morską, wkłada się chemikalia zatrzymujące sól i inne nieprzyjemne składniki morskiej wody. Gdy woreczek napełni się wodą morską, chemikalia oczyszczą ją i z woreczka wycieka woda zdatna do picia.

Dzięki temu wynalazkowi piloci i rozbitkowie, którzy wpadną do morza otoczeni bezkresną, słoną wodą oceanu, nie będą w przyszłości cierpieć pragnienia, czekając aż ich ktoś uratuje. Wystarczy, aby zanurzyli w oceanie specjalny woreczek i mogą pić wodę, która z niego wycieka.

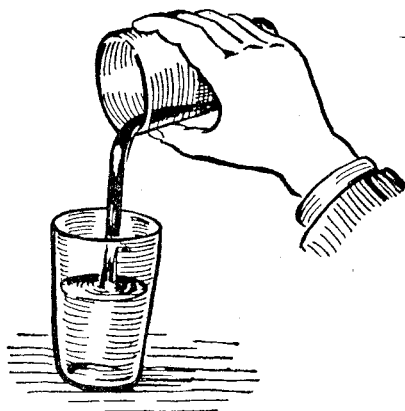
DOŚWIADCZENIE 49

Jak z wody zrobić wino – i na odwrót?

Czy możecie przekształcić wino w wodę i wodę w wino?

— Możemy! — krzykniecie prawdopodobnie wszyscy głośno. Przecież potrafił to każdy karczmarz.

Tak, ale karczmarz czynił to po kryjomu. Wy zaś przeprowadzicie swoje doświadczenie na oczach waszych widzów.



Rys. 40. „Woda” przekształci się w „wino”

Postawcie na stole trzy szklanki. W jednej z nich będzie woda, pozostałe będą puste.

Weźcie pełną szklankę wody i nalejcie jej trochę do jednej ze szklanek pustych. Na oczach waszych widzów woda zamieni się w ciecz ludoząco przypominającą wino.

Jak to się stało?

Bardzo prosto. Woda, której użyliście będzie zawierała domieszkę kwasu siarkowego, a pusta szklanka nie będzie zupełnie pusta. Na jej dnie będzie trochę drobnego proszku nadmanganianu potasowego; czego na pewno nie zauważą obecni przy przeprowadzaniu doświadczenia.

Teraz pozostaje wykonać drugą część doświadczenia: zamienić „wino” w wodę.

„Wino”, które uzyskaliście w szklance, to jest roztwór nadmanganianu potasowego w wodzie z domieszką kwasu siarkowego, wlejemy do ostatniej, pustej szklanki i „wino” samo przekształci się w „wodę”, bowiem na dnie drugiej „pustej” szklanki będzie kilka kropel stężonego roztworu tiosiarczanu sodowego.

Czy będziecie przy tym udawać tajemniczych i szeptać „Abra kadabra...”, jak to czynią wszyscy magicy — postanówcie sami.

DOŚWIADCZENIE 50

Wolicie wino czy mleko?

Na stole stoi szklanka wina. Poczęstujcie nim waszych kolegów.

Ale mleko jest zdrowsze. Wino zaś jest kwaśne. Może zechcą zżebyście to wino przemienili w mleko.

Oczywiście, wszyscy będą chcieli, gdyż będą ciekawi zobaczyć waszą sztuczkę.

Wlejcie więc do wina trochę wody z drugiej szklanki i wino w oczach obecnych przekształci się w mleko.

Bądźmy jednak szczerzy. Ani w szklance nie było wina, ani nie dolaliście tam wody, ani też nie zamieniło się ono w mleko.

W szklance była jodyna, do której dolaliście trochę octu. W ten sposób otrzymaliście czerwoną ciecz zupełnie przypominającą wino. W drugiej zaś szklance znajdował się stężony roztwór tiosiarczanu sodowego. Kiedy wleliście ten roztwór do szklanki z „winem” powstała biała matowa ciecz, podobna do mleka, utworzona z osadu siarki, która wyzwoliła się z tiosiarczanu sodowego w wyniku reakcji chemicznej.

Jeżeli chcecie, aby wrażenie było mocne, niech widzowie staną nieco dalej od stołu, przy którym pracujecie.

Wiecie, jak jest. Wszyscy iluzjoniści na świecie starają się być w trakcie programu trochę oddaleni od widzów.

DOSWIADCZENIE 51

Kapryśna woda sodowa

Co się stanie, jeżeli do szlanki wina wlejemy trochę wody sodowej?

— Będziemy mieć szprycer¹⁾ — odpowie wam ktoś z obecnych na to niezupełnie jasne pytanie. Musicie więc wyrazić się jaśniej.

— Jaki kolor przybierze czerwone wino, gdy dodamy doń trochę wody sodowej?

Teraz już wszyscy odpowiedzą, że wino w zasadzie nie zmieni koloru, tylko stanie się jaśniejsze.

Wtedy wy, jeżeli jesteście dostatecznie obrotni, swoim doświadczeniem udowodnicie im coś wręcz przeciwnego i zupełnie zbijecie ich z tropu.

Pokażecie obecnym wino. Ktoś może nawet spróbuje. Pokażecie także wodę sodową. W chwilę później, o dziwo, wino zupełnie utraci swoją barwę.

Nastąpi to oczywiście tylko wtedy, jeżeli potraficie niezauważenie wpuścić na dno szklanki wina jedną kropelkę podchlorynu potasowego rozpuszczonego w wodzie.

Wino zmienia swoją barwę pod wpływem chloru, który się wyzwala w winie z podchlorynu potasowego. Ale zanim dodacie wodę sodową, chlor będzie się wydzielał powoli. Dopiero po wlaaniu wody sodowej chlor wyzwoli się nagle pod wpływem dwutlenku węgla znajdującego się w wodzie sodowej. Ów nagle wyzwolony chlor, w mig pozbawi wino jego koloru.

— Spróbujcie teraz wy — zwróćcie się do kolegów wręczając im naczynia z winem i wodą sodową. Ale w ich rękach woda

¹⁾ Nazwa napoju powstałego z połączenia wina z wodą sodową.

sodowa nie wywoła tego, co wam się udało; wino zachowa się tak, jak sądzili przed przeprowadzeniem doświadczenia.

DOSWIADCZENIE 52

Niech umyje ręce mydłem

— Co mam zrobić z tym fantem? — zapyta jeden z was w czasie gry, trzymając w ręku jakiś zastaw.

Wszyscy z niecierpliwością będą oczekiwać na słowa tego, który z zawiązanymi chustką oczyma wydaje wyrok.



Rys. 41. Na rękach pozostaną ciemne plamy

— Niech umyje ręce mydłem!

Nic trudnego — pomyśli wasz kolega — właściciel fantu. Włóż ręce do miednicy lub umywalki i zacznij je mydlić.

Ale, co to? Zamiast się mydlić, mydło zacznie się kleić do rąk. W ogóle nie da się zmyć. Jeżeli jeszcze przedtem dacie swe-

mu koledze do potrzymania jakiś przedmiot okopcony dymem świecy, to zabrudzi on sobie zupełnie ręce usiłując je umyć.

Woda bowiem zawierać będzie niewielką ilość kwasu siarkowego.

Takie jest rozwiązanie zagadkowego mycia rąk, które rozweseli wszystkich obecnych, nawet i ofiarę waszego żartu, jeżeli posiada poczucie humoru i lubi wspólne zabawy.

My ochrzcieliśmy kiedyś taki wyrok mianem „chemiczna kara”.

DOŚWIADCZENIE 53

Złośliwy ręcznik

Kiedy wasz kolega umyje wreszcie ręce, podacie mu ręcznik, aby je wytarł.

Ku jego zdumieniu ręce będą coraz czarniejsze w miarę jak będzie je wycierał czystym z wyglądu ręcznikiem.

— Co to jest? — zapyta zaskoczony.

— A, to jest złośliwy ręcznik — wyjaśnicie mu — lubi sobie pożartować z ludzi.

— To raczej ty jesteś tym złośliwcem — odpowie prawdopodobnie kolega, oczekując wytłumaczenia tego nowego podstęp.

Cóż takiego zrobiliście? Pokruszyliście na drobny proszek szyszkę z sosny i wtarliście to w jakiś stary, nie używany ręcznik lub szmatę. Następnie rozpuściliście trochę siarczanu żelazowego w miednicy z wodą, w której wasz kolega mył ręce.

Tanina znajdująca się w szyszkach i siarczan żelazawy tworzą związek zabarwiający ręce na ciemno.

DOŚWIADCZENIE 54

Dlaczego mydło zmywa brud?

— Dlatego że...

Jak moglibyśmy nie wiedzieć dlaczego mydło zmywa brud? Codziennie przecież kilkakrotnie myjemy ręce i widzimy, jak

schodzi z nich brud wraz z pianą, nie wiadomo nawet kiedy i jak.

— Dlatego, że...

I tu wielu utknie, gdyż nie będą mogli powiedzieć dlaczego.

Spróbujmy zbadać to w naszej pracowni. Wlejmy trochę wody do probówki. Dodajmy tyle samo oleju lub oliwy. Zatkajmy probówkę palcem i dobrze potrząśnijmy.

Co się stanie?

Zauważycie, że olej rozprysnął się na drobne krople. Ale w przeciągu jednej minuty lub mniej, krople zgromadzą się znów i utworzą warstwę oleju unoszącą się na wodzie.

— Woda i olej nie mieszają się, o tym wie każde dziecko — powiecie.

Tak jest. Dlatego wodą trudno jest umyć tłuste ręce.

Ale teraz weźmy zamiast czystej wody roztwór proszku do prania. Możecie rozpuścić pół łyżeczki proszku w połowie szklanki wody. Wlejcie ten roztwór do innej probówki i dodajcie tyle samo oleju. Potrząśnijcie jak poprzednio.

Co wtedy zobaczycie?

Drobne kropelki oleju będą wymieszane z drobnymi kropkami roztworu proszku mydlanego. Te dwie cieczce nie będą rozdzielać się tak szybko jak poprzednio. Taką mieszaninę oleju lub tłuszczu z wodą chemicy nazywają emulsją. Tworzenie się emulsji pozwoli nam zrozumieć działanie mydła.

Na naszym ciele, bieliźnie lub ubraniu znajduje się zwykle cienka warstewka tłuszczu. Pył i kurz przyklejają się do niej. W roztworze mydła w wodzie warstwa ta tworzy emulsję, to jest rozpada się na drobne krople i miesza z mydlinami. Kiedy spłuczemy pianę i mydło, wraz z nimi zmyjemy również drobne krople tłuszczu zawierającego brud, który przylegał do skóry.

— O, właśnie tak chciałem wyjaśnić — zaperzy się kolega, który ugrzązał przy pierwszych słowach: Dlatego, że...

Wierzmy mu, że wiedział, ale nie mógł wyjaśnić, gdyż nie wszystko było dla niego zupełnie jasne.

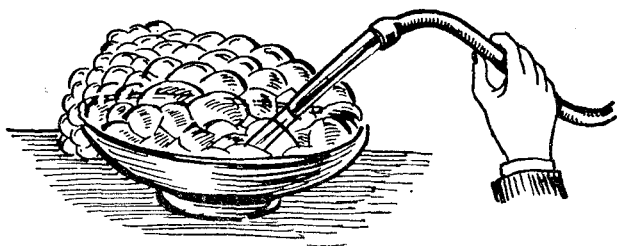
Wybuchy baniek mydlanych

Na pewno wszyscy robiliście bańki mydlane. Dmuchałyście przez słomkę, makaron lub jakąś rurkę szklaną zanurzoną w mydlinach i w ten sposób puszczaliście bańki. Unosiły się one przez pewien czas w powietrzu, dopóki o coś nie uderzyły i nie rozprysnęły się.

Rozpryskiwanie jest bezgłośnie; bańka po prostu znika.

My spróbujemy wywołać prawdziwy wybuch baniek. Zbliżymy zapałkę i bańki z trzaskiem będą pękać.

W tym celu będziemy jednak musieli użyć wodoru. Jeżeli z butelki, w której wytwarzamy wodór, wyprowadzimy wąż gumowy z rurką szklaną zakończoną szpicem i zanurzymy tę rurkę



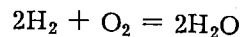
Rys. 42. Bańki mydlane napełnione wodorem

w naczyniu z mydlinami, to możemy „wydmuchiwać” ładne bańki mydlane (jeżeli trochę poćwiczymy) w trakcie wydzielania gazu.

Ponieważ wodór jest 14,4 razy lżejszy od powietrza, bańki będą szybko unosić się pod sufit.

Na mydliny najlepiej użyć mydła rozpuszczonego w wodzie destylowanej. Roztworu nie należy podgrzewać, lecz zostawić dzień lub dwa, aby mydło się rozpuściło. Zanim przystąpicie do puszczania baniek, możecie dodać trochę gliceryny.

W bańce będzie się znajdowała mieszanina wodoru i tlenu. Gdy zbliżymy do niej zapałkę, wodór połączy się z tlenem i wywoła wybuch. Reakcja będzie przebiegała tak:



Otrzymamy oczywiście wodę. Mieszanina wodoru z tlenem lub powietrzem nazywa się „gazem piorunującym” z powodu trzasku, który powstaje podczas łączenia się wodoru z tlenem. Kiedyś uważano, że grzmoty w czasie burzy są wywołane wybuchami tego gazu.

W myśl naszego równania najsilniejszy wybuch wywoła mieszanina zawierająca 2 części wodoru i 1 część tlenu. Nie odważymy się jednak przeprowadzić doświadczenia z tak przygotowaną mieszaniną. Byłoby to nad wyraz niebezpieczne.

Skąd ten wodór?

— Dobrze — powiecie — ale skąd wziąć wodór?

Wytworzymy go w bardzo prosty sposób w naszej pracowni. Wsypiemy do butelki kilka gramów sproszkowanego żelaza i wlejemy około pół probówki 25-procentowego kwasu solnego. Zakorkujemy butelkę korkiem, przez który przeciągnięty jest wąż gumowy. Jeżeli butelkę będziemy podgrzewać, zaczną się wydzielać wewnątrz niej wodór.

Dlaczego?

Żelazo będzie się łączyło z chlorem zawartym w kwasie solnym. Powstanie przy tym chlorek żelazawy i wydzieli się wodór:



Wodór możemy „łapać” z otworu węża gumowego, który włożymy do innej butelki. Butelkę tę wypełnimy wodą i odwrócimy szybką do dołu wkładając ją do naczynia z wodą. W miarę tego, jak butelka będzie się napełniać wodorem, woda będzie z niej wypierana.

Jest to najprostszy sposób uzyskiwania wodoru w naszej pracowni.

Opracowano wiele metod wytwarzania wodoru na skalę przemysłową. Jedna z nich polega na rozkładzie wody na tlen i wodór działaniem prądu elektrycznego. Wodór można również uzyskać wdmuchując gorącą parę wodną nad powierzchnią roz-

żarzonych metali. Metale utleniają się odbierając wodzie tlen i wyzwala ją w ten sposób wodór. Na przykład



Jest zupełnie prawdopodobne, że wodór znajdujący się w gazach wulkanicznych powstaje w wyniku takiej właśnie reakcji we wnętrzu ziemi. Woda przedostaje się głęboko w ziemię i napotyka na rozżarzone metale utlenia je, wodór zaś bywa wyrzucany w czasie wybuchów wulkanów. Stwierdzono np., że gazy z wulkanów na Wyspach Hawajskich zawierają 6–10% wodoru.

DOŚWIADCZENIE 57

Prąd elektryczny w naszej pracowni

— Tak, tak — pokiwacie głową zgadzając się — zimowe dni są krótkie, szybko się ściemnia, konieczna jest dobra lampa.

Nie o to mi chodzi. My używać będziemy prąd elektryczny w naszej pracowni do wywołania reakcji chemicznych. Za pomocą prądu uzyskamy np. wodór.

Rozpuśćcie dwie łyżeczki soli kuchennej w szklance wody. Napełnijcie jedną probówkę słoną wodą, resztę zaś wylejcie na talerz. Potem przykryjcie palcem probówkę, wywróćcie ją i włóżcie do talerza tak, aby jej otwór był zanurzony w wodzie.

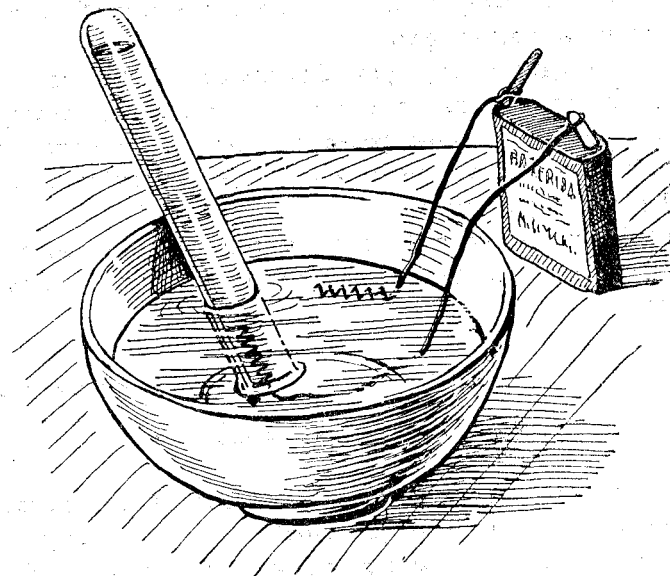
Weźcie następnie dwa kawałki drutu miedzianego i koniec każdego z nich zwińcie w spiralę. Łatwo to zrobić owijając drut wokół ołówka. Przeciwne końce drutów mocno przyczepcie do biegunów baterii kieszonkowej.

Teraz włóżcie do probówki, ciągle znajdującej się w wodzie, ten spiralny koniec drutu, który jest połączony z „minusem” baterii, drugi zaś spiralny koniec połączony z „plusem” zanurzcie w wodzie w talerzu. Uzyskacie w ten sposób zamknięty obwód prądu, gdyż słona woda jest przewodnikiem.

Wkrótce zauważycie, jak w probówce nad spiralą unoszą się ku górze liczne, drobne bańki, jak wypierają roztwór z probówki zbierając się u jej wierzchołka. Oczywiście, tak zachowywać się może tylko jakiś gaz. Jest to wodór, który wydziela się z wody pod wpływem prądu elektrycznego.

Jeżeli probówkę zatkną palcem wyciągniecie z wody i usuwając palec zbliżycie jej otwór do płomienia, usłyszycie suchy trzask, który będzie świadectwem, że wewnątrz znajdował się wodór.

Wokół drugiej spirali tymczasem będzie się wydzielał chlor, gdyż prąd rozkłada sól kuchenną rozpuszczoną w wodzie. Drut



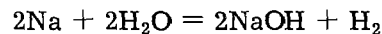
Rys. 43. Uzyskiwanie wodoru na drodze elektrolizy

pociemnieje, ponieważ chlor wiąże się z miedzią. Związek ten zabarwi nawet po pewnym czasie wodę znajdującą się w talerzu na kolor niebieskawy.

W wielkich zakładach chemicznych właśnie w ten sposób wytwarza się chlor.

Rozpatrzmy dokładniej, co zaszło w talerzu. Rozpuszczona sól rozpada się w wodzie na atomy sodu naładowane dodatnim ładunkiem elektrycznym oraz na atomy chloru naładowane elektrycznie ujemnie. Atomy posiadające ładunek elektryczny nazywamy jonami. Ujemny biegun baterii przez drut przyciąga przeciwnie naładowane dodatnie jony sodu. Tam oddają one swój ładunek elektryczny i natychmiast reagują z cząsteczkami wody

tworząc wodorotlenek sodu lub inaczej sodę kaustyczną. Równocześnie wydziela się wodór. Reakcja przebiega według następującego równania:



W ten sposób wodór zbiera się przy ujemnym biegunie. Dodatni biegun zaś przyciąga ujemnie naładowane jony chloru, które oddają tam swój ładunek i stają się zwykłym chlorem występującym w postaci gazu.

Chlor jest gazem trującym. Zawartość 0,01% chloru w powietrzu działa trująco na organizm. Ale natura zatroszczyła się o to, aby człowieka ostrzec przed niebezpieczeństwem, bowiem już 0,0001% chloru w otoczeniu wywołuje nieprzyjemne podrażnienie błon śluzowych nosa.

Rozkład chemiczny ciała rozpuszczonego za pomocą prądu elektrycznego, taki jak ten w naszym doświadczeniu, nazywamy elektrolizą.

DOSWIADCZENIE 58

Skąd woda w probówce?

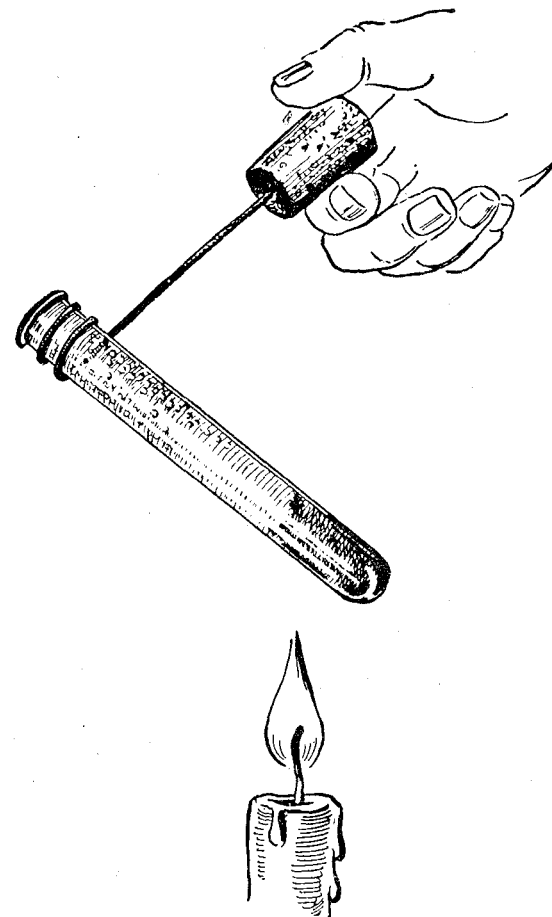
Weźcie bryłkę sody krystalicznej do prania lub inaczej węglanu sodowego, wytrzyjcie ją szmatką tak, aby zdjąć białą, sypką warstwę. Uzyskacie w ten sposób jasny kryształ. Pokruszcie go na drobniejsze kawałki i włóżcie do probówki.

Podgrzewajcie potem probówkę trzymając ją 2 do 4 cm nad płomieniem świecy. Wkrótce zauważycie jak kawałki sody stają się wilgotne oraz jak para wodna skrapla się na ściankach probówki w jej górnej, zimniejszej części. Na dnie probówki z kawałków sody powstanie tylko suchy, biały proszek.

Skąd woda w probówce?

Istnieje tylko jedna odpowiedź: z kawałków sody, aczkolwiek wydawały się one zupełnie suche. Cząsteczki wody, które były związane z cząsteczkami węglanu sodowego w kryształach sody, zaczęły się oddzielać pod wpływem temperatury. Woda wydzieliła się w postaci pary wodnej i skropliła się w zimnej części probówki. Kryształ sody rozpadł się, pozostał po nim biały proszek węglanu sodowego.

Doświadczenie to przekonało nas, że w skład niektórych kryształów wchodzi sól i woda. Uczni stwierdzili np. że kryształ sody krystalicznej zawiera w jednej cząsteczce węglanu sodowego 10 cząsteczek wody; stąd chemicy nazywają go węglanem sodowym dziesięciowodnym.



Rys. 44. Woda z kryształków sody

Hidor men ariston

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

„Rozległ się straszny wybuch. Wydawało się, że płonie całe powietrze otaczające Kikandon. Płomień niesłychanej siły buchnął w niebo jak meteor i gdyby to było w nocy, byłby widoczny na 10 mil wokoło. Całe wojsko Kikandonu upadło na ziemię jak jakaś armia pielgrzymów...”

— Cóż to jest? — spytacie. — Czy to jakiś reportaż z czasów wojny?

Nie. Ci spośród was, którzy czytali powieść *Verne'a* o tajemniczym doktorze *Oksie*, przypomniał sobie, że powyżej opisany jest koniec jego doświadczeń nad spokojnymi mieszkańcami Kikandonu.

Doktor *Oks* zaproponował władcom Kikandonu oświetlenie miasta gazem piorunującym. *Jules Verne* tak opowiada, jak doktor *Oks* wytwarzał wodór i tlen w swojej fabryce.

„Prąd elektryczny przepływał przez wielkie kadzie pełne wody, która rozkłada się na dwa składniki: tlen i wodór. Tlen odchodził na jedną stronę, a wodór w dwukrotnie większej ilości niż tlen — na drugą. Obydwa gazy zbierane były w oddzielne zbiorniki. Było to objawem dużej ostrożności, gdyż zapalona mieszanina tych gazów mogła wywołać straszny wybuch. Gazy miały

być następnie rozprowadzane oddzielnymi rurami do końcowych kranów tak umieszczonych, aby zapobiec wybuchowi. W palenisku gdzie miano spalać gazy, powstałby bardzo jasny płomień, tak jasny, że mógłby rywalizować z jasnością światła elektrycznego”.

Doktor *Oks*, jak wiecie, miał jednak zupełnie inne zamiary. Puszczając on na miasto czysty tlen, który pobudzał, rozdrażniał i doprowadzał do szaleństwa spokojnych mieszkańców Kikandonu, których w ostatniej chwili uratował wybuch fabryki.

Doktor *Oks* otrzymywał więc tlen i wodór za pomocą elektrolizy wody z domieszką kwasu siarkowego.

Elektroliza wody, jak i odwrotna reakcja: łączenie wodoru i tlenu w wodę, ostatecznie przekonały chemików o składzie chemicznym wody. Na stare jak świat pytanie: czym jest woda? — otrzymano naukową odpowiedź dopiero na początku XIX w.

Woda spełnia tak doniosłą rolę w przyrodzie, że jeden z siedmiu mędrców świata starożytnego, grecki filozof *Tales* uważał, że woda jest pramaterią, z której wszystko pochodzi i do której wszystko wraca.

„Hidor men ariston” — woda jest najlepsza — powiadali kiedyś Grecy, przypatrując się wodzie, która szumiała u ich wybrzeży, która w strugach deszczu lała się na ich pola, ogrody, sady i winnice, którą pili z przezroczystych źródeł; życiodajna woda, bez której nie obejdzie się żadna istota.

Woda zajmuje ponad 70% powierzchni naszej planety, a w całej tej masie wód nie ma nawet jednej kropli chemicznie czystej wody.

Taką wodę chemicy uzyskują tylko w swoich laboratoriach. Wodę ogrzewa się w zamkniętym naczyniu. Stąd rurami odprowadza się parę wodną do innych naczyń. W nich para stygnie i skrapla się dając chemicznie czystą wodę. Proces ten nazywa się destylacją.

Ale destylacja występuje też w przyrodzie — powiecie mi — można więc znaleźć chemicznie czystą wodę. Woda morska paruje, skrapla się w atmosferze i spada jako deszcz, który powinien być chemicznie czystą wodą.

Istotnie, deszczówka nie zawiera soli mineralnych wchodzących w skład wód bieżących, szczególnie zaś wody morskiej —

stąd jest tak niesmaczna. Deszczówka nie jest jednak chemicznie czystą wodą. Para wodna unosząc się znad mórz i rzek wchłania trochę gazów i cząstek różnych ciał znajdujących się w atmosferze. W ciepłych krajach np. padają tzw. żółte deszcze zawierające pył przyniesiony z pustyń przez wiatry.

W drodze do morza wody rzek roztopiają i rozpuszczają różne substancje, niosą je ze sobą i gromadzą w morzach, gdzie żyje, ginie i rozkłada się cały świat żywych istot.

Kiedy mówi się o substancjach rozpuszczonych w morzach, myśli się na ogół o soli i jodzie. Tymczasem woda morska i morska roślinność są olbrzymimi składnicami różnych pierwiastków i ich związków. Tak np. szacuje się, że w morzach znajduje się ponad 2 miliardy ton samego uranu. Jeden metr sześcienny wody morskiej zawiera przeciętnie 5 mg złota, 57 g bromu, 1 kg magnezu, 20—30 kg soli i wiele innych pierwiastków.

Człowiek zaczął już wydobywać z tej wodnej kopalni jej bogactwa. W niedalekiej przyszłości otworzy on szeroką bramę tej skarbnicy, która do niedawna była tylko trochę uchylona.

Powiększenie bez lupy

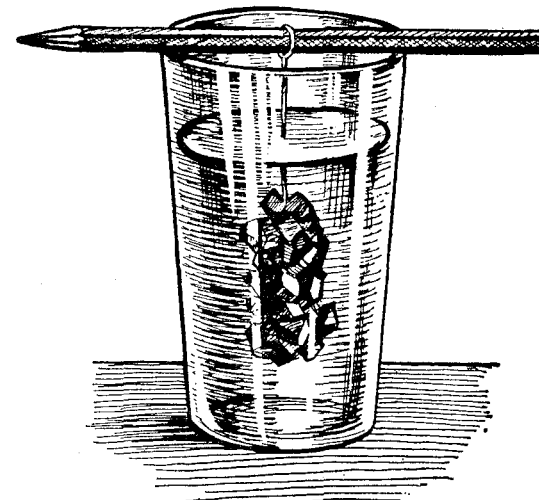
Popatrzcie na drobne kryształki cukru, którymi codziennie słodzicie herbatę lub białą kawę.

Spróbujcie je powiększyć, ale bez lupy.

Wasi koledzy, kiedy dadcie im to zadanie, będą patrzeć przez chwilę na cukierniczkę, a potem zobaczywszy na waszej twarzy uśmiech i wyraz oczekiwania, prawdopodobnie powiedzą:

— Powiedz nam jak?

Wyciągniecie wtedy ze swoich zbiorów kryształów piękny okaz dużego kryształu cukru i pokażecie im wcale nietrudną metodę, którą stosowaliście dla otrzymania go.



Rys. 45. Z przesyconego roztworu wydzielają się kryształy

Nalejcie do szklanki wody (około trzy czwarte jej objętości). Przelejcie potem tę wodę do garnka i przegotujcie ją.

Wsypujcie powoli do gorącej wody cukier-kryształ, który będzie się w niej rozpuszczać. Dodawajcie cukier dotąd, dopóki będzie się rozpuszczał w wodzie. Kiedy roztwór będzie już nasycony, znów przelejcie go do szklanki. Przywiążcie do ołówka

krótki kawałek nici bawełnianej (najlepiej przędzy). Do wolnego końca nici przymocujcie jakiś lekki przedmiot, który naciągnie nitkę; może to być na przykład spinacz lub coś podobnego.

Potem połóżcie ołówek w poprzek na szklance tak, aby nitka zanurzyła się w roztworze cukru prawie do dna.

Po kilku dniach zobaczycie w szklance duże kryształy cukru wiszące na waszej nitce.

Gdy roztwór ostygł, stał się tak przesycony, że woda nie mogła dłużej zatrzymać tej ilości cukru. Nastąpiło więc wydzielanie się cukru, w postaci kryształów. Tego rodzaju kryształy wydzielają się również w słoikach z konfiturami. Można je też zauważyć w miodzie. Mówimy wtedy, że miód czy konfitury scukrzyły się.

Kryształy uzyskane z przesyconego roztworu cukru niczym się nie różnią od drobnych kryształów, które rozpuściliśmy, tylko są większe.

Powiększyliśmy je bez lupy. Mam nadzieję, że nie macie nic do zarzucenia temu doświadczeniu.

DOŚWIADCZENIE 60

Pierścień unoszący się w powietrzu

— Czy ten pierścionek jest cięższy od powietrza? — zapytacie swoich kolegów i sami zaraz odpowiecie. Ponieważ na pewno jest cięższy, nie może się w nim unosić i musi upaść wskutek działania siły przyciągania ziemskiego, chyba że go na czymś zawiesimy.

— Co za pouczający wykład! — zadrwią koledzy. Oczywiście, że tak będzie.

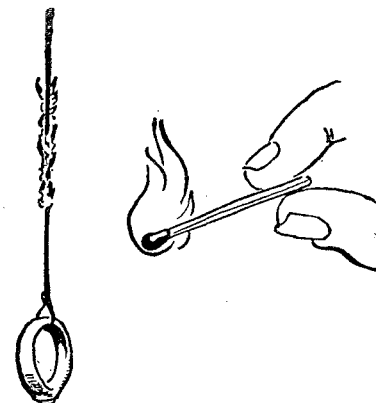
— A tym razem nie — odpowiecie i zaczniecie doświadczenie. Koledzy uśmiechając się pozwolą wam przeprowadzić doświadczenie w nadziei, że wykryją błąd w waszym twierdzeniu. Inaczej całe doświadczenie byłoby sprzeczne z prawami fizyki, a ta okoliczność, oczywiście, nie wchodzi w grę.

Powiesicie więc pierścionek na nitce, którą przedtem kilkakrotnie namoczyście w mocnym roztworze soli kuchennej. Nitkę przywiążecie do jakiegoś przedmiotu w pokoju tak, aby pierścio-

nek mógł swobodnie zwisać. Wtedy zapalicie nitkę w miejscu, gdzie jest on przywiązany.

Nitka będzie się palić i płomień będzie piąć się stopniowo w górę wzdłuż nitki, ale pierścionek nie spadnie. Powstanie wrażenie jakby unosił się on w powietrzu, szczególnie jeżeli doświadczenie przeprowadzicie wieczorem, a sami staniecie za pierścionkiem w ciemnych garniturach.

Woda bowiem wyparuje z nitki i włókno bawełniane spali się, ale pozostaną kryształy soli, w której nitka była zamoczona.



Rys. 46. Pierścień wisi w powietrzu

Będą one miały dość siły, aby nie rozerwać się i utrzymać pierścionek.

— Pierścionek jednak nie unosi się, lecz wisi — zawyrokują wasi koledzy choć w pierwszej chwili nie zorientują się na czym.

DOŚWIADCZENIE 61

Czarodziejski dywan

Czytaliście na pewno w „Bajkach z tysiąca i jednej nocy” o czarodziejach, którzy rozkładają swój dywan, siadają na niego i lecą, gdzie im się podoba.

Spróbujmy zrobić coś podobnego w naszej pracowni. Nie będzie to jednak dywan, na którym moglibyśmy latać, ale

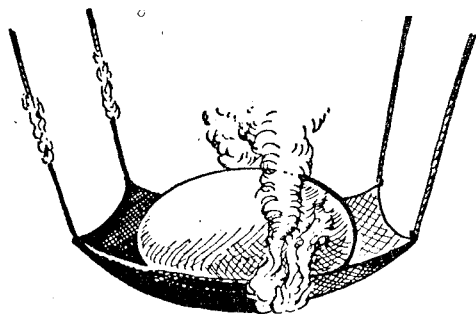
w powietrzu na kawałku płótna, jak na czarodziejskim dywanie, będzie się unosić jajko.

Sądzę, że nie muszę wam nic więcej mówić. Przejrzeliście już to doświadczenie do końca. Jest ono w swej istocie zupełnie podobne do poprzedniego z unoszącym się pierścieniem.

Kawałek cienkiej szmatki zamoczyć kilka razy w roztworze soli kuchennej. Do czterech rogów szmatki przywiążecie nitki również kilkakrotnie zamoczone w roztworze soli.

Gdy wolne końce nitki przywiążecie do jakiegoś przedmiotu, otrzymacie coś w rodzaju huśtawki lub hamaka.

Włóżcie wtedy do tej huśtawki jajko i zapalcie ją. Spali się płótno i wypalą się nici, a jajko będzie leżeć na swoim wiszącym



Rys. 47. Jajko „w powietrzu”

oparcu; można by powiedzieć, że zarówno jajko jak i płótno unoszą się w powietrzu.

Radzę wam jednak, dopóki nie opanujecie w pełni tajników doświadczenia, trzymać pod jajkiem swoją czapkę. Szkoda byłoby stłuc jajko.

DOŚWIADCZENIE 62

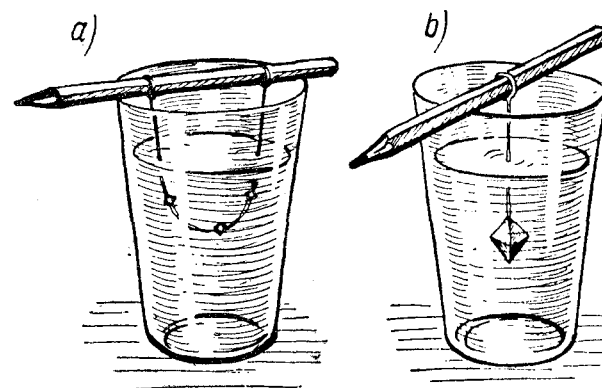
Na jedwabnej nitce

Na cienkiej jedwabnej nitce uzyskacie wyjątkowo piękne, duże kryształy o regularnych kształtach. Najlepiej posłużyć się w tym celu nitką z kokonu jedwabnika.

Przygotujcie naprzód nasycony roztwór siarczanu miedzi (sinego kamienia). Włóżcie potem do roztworu jedwabną nić. Zwróćcie uwagę by nie zwisała luźno, ale nie pionowo, lecz skośnie. Nitka może być wygięta w łuk i przywiązana do patyczka, który położycie w poprzek na naczyniu z roztworem.

Do nitki przyczepi się kilka cząstek soli. Będą to ośrodki krystalizacji, dokoła których zacząną się tworzyć kryształy.

Kiedy utworzą się kryształy, wyciągnijmy nitkę z roztworu i wybierzemy najładniejszy z nich. Część nitki znajdującą się pod tym kryształem odetniemy uważając, aby go nie uszkodzić. Górną część nitki uważnie zmyjemy wodą i pędzelkiem.



Rys. 48. Krystalizacja: a) uzyskiwanie kryształu zarodkowego, b) wzrost kryształu

Tak przygotowany kryształ z nitką przywiążemy znów do patyczka, który ułożymy w poprzek szklanki. Tym razem nić będzie swobodnie pionowo zwisać w roztworze.

Dalszy proces narastania kryształu jest zupełnie taki sam jak w poprzednim etapie. Kryształ będzie tak długo rosnąć, jak długo będziemy go tam trzymać.

Nie zapomnijcie tylko ciągle odnawiać roztworu dodając siarczanu miedzi.

— Ale dlaczego? — Czyż roztwór nie jest roztworem? Chyba nie zepsuje się?

Takie pytanie mógłby wam prawdopodobnie zadać ktoś, kto przypadkowo zajrzał do pracowni i nigdy się z chemią nie stykał.

Dla nas sprawa jest prosta. Kryształ może rosnać dlatego, że pobiera substancję z roztworu. Jego stężenie wskutek tego maleje. Kiedy to „zubożenie” roztworu osiągnie pewien określony stopień, kryształ zacznie się w nim rozpuszczać. Zjawisko to najlepiej zaobserwujemy na ostrych krawędziach i wierzchołkach kryształu.

Jeżeli chcecie otrzymać duży kryształ posiadający ostre, czyste krawędzie, często odnawiajcie roztwór, tak aby był zawsze dostatecznie nasycony.

DOŚWIADCZENIE 63

Przezroczyste kryształy

Niewielka zmiana, którą wprowadzicie do poprzedniego doświadczenia da wam niezwykle przezroczyste kryształy.

Musimy nasze zbiory kryształów wzbogacić kilkoma okazami właśnie tych przezroczystych.

Opuścimy nitkę do roztworu i pozostawimy do chwili, dopóki nie utworzy się pierwszy kryształek.

Wtedy zamiast postępować jak poprzednio, zaczniemy powoli kręcić nitką, tak aby kryształ znajdujący się na jej końcu opisywał koła w roztworze, w którym jest zanurzony. Kryształy, które w ten sposób uzyskacie, będą przezroczyste jeżeli rozpuścicie w roztworze ałun, chloran potasowy lub siarczan miedziawy.

Kiedyś, po przeprowadzeniu w naszej pracowni chemicznej tego prostego doświadczenia, byłem bardzo przejęty. Jeden z naszych kolegów powiedział:

— Wyobraźcie sobie, co pomyślał ten, kto pierwszy dokonał tego odkrycia. Musiał się on zastanawiać, co nastąpi, jeżeli narastający kryształ w roztworze będzie wprawiany w ruch. Czy wtedy kryształ utworzy się, czy też nie? Jeżeli zaś powstanie, to czy będzie taki sam jak kryształ powstający nieruchomo?

To właśnie i mnie w tym doświadczeniu podniecało. Zmiana warunków, w których dokonuje się doświadczenie i uważne obserwowanie następstw, które wynikają ze zmiany tych warunków — stanowią właśnie istotę metody doświadczalnej w nauce. Kręcąc w rękę nasz kryształ zrozumiałem, że takie pomysły

polegające na zmianie warunków, w których przeprowadzamy doświadczenia — były bodźcami na drodze poznania naukowego. Były to często pomysły na pozór bardzo skromne i proste, a w istocie doniosłe i płodne.

DOŚWIADCZENIE 64

Różnobarwne kryształy

Czy widzieliście kiedyś dwubarwne kryształy, w których jakby warstwami jeden kolor następuje po drugim?

Sądzę, że już wyobrażacie sobie ich niezwykle wygląd i macie ochotę zrobić jakiś wielobarwny kryształ dla naszej pracowni.

Zróbcie więc nasycony roztwór ałunu i wlejcie go do szerokiego płaskiego naczynia. Woda będzie parować, roztwór stanie się przesycony i ałun zacznie się wydzielać w postaci kształtnych, pojedynczych kryształków.

Wybierzcie najładniejsze spośród nich i użyjcie ich jako kryształów zarodowych. Włóżcie jeden z nich do innego naczynia z nasyconym roztworem ałunu. Roztwór ten będziecie wzbogacać ałunem, dwa — trzy razy dziennie. Kryształ będzie ciągle rosnać.

Zwykły ałun, który użyjecie nie jest niczym innym — jak już prawdopodobnie wiecie — jak tylko dwunastowodnym siarczanem potasowo-glinowym. Jest to sól chemiczna koloru białego. Jego kryształy będą białawe. Ponieważ pokrewny mu ałun chromowy krystalizuje w takim samym układzie geometrycznym, będziecie kolejno przenosić wasz kryształ z roztworu zwykłego potasowo-glinowego ałunu do roztworu ałunu chromowego.

Kryształy ałunu chromowego są koloru fioletowego, wasz kryształ będzie więc miał na przemian białe i fioletowe warstwy.

DOŚWIADCZENIE 65

Czy siarczan sodu jest żurłokiem?

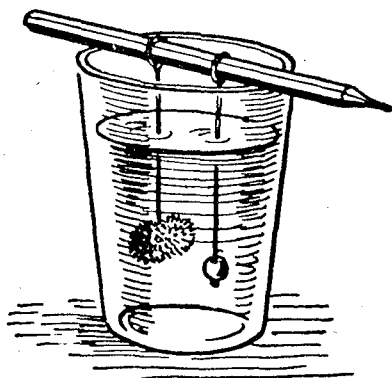
— Być może — powiecie — ale chcielibyśmy to zobaczyć.

Proszę bardzo. Wlejcie do słoika nasycony roztwór siarczanu sodowego, nazywanego często solą glauberską. Połóżcie na

słoiku jakąś poprzeczkę — ołówek lub coś podobnego. Przywiążcie do niej przedtem dwie nitki. Jedna nić będzie miała na końcu ziarno fasoli, do drugiej zaś przymocujecie jakiś inny nieduży przedmiot. Nie może on jednak być porowaty. Może to być np. szklany guzik lub koralik. Gdy poprzeczka znajdzie się na szklance, nici wraz ze swymi ciężarami na końcach będą zanurzone w roztworze.

Poczekajcie przez pewien czas, a wkrótce zauważycie jak wokół ziarna fasoli tworzą się wciąż rosnące kryształki siarczanu sodowego.

Można by powiedzieć, że siarczan sodowy przepada za fasolą, a na sąsiedni przedmiot nie chce nawet spojrzeć. Wokół tego przedmiotu nie zobaczycie ani jednego kryształka.



Rys. 49. Wokół ziarna fasoli ułożą się drobne kryształki

W czym kryje się wyjaśnienie tego na pozór dziwnego zjawiska? Dlaczego kryształy skupiły się wokół ziarna fasoli, a nie wokół szklanego guzika?

Ziarno fasoli, które w chwili zanurzenia w roztworze było suche, zaczęło wchłaniać wodę i powoli pęczniało. Szklany guzik nie będąc porowaty, nie nasiąknął wodą.

W pobliżu ziarna, które wchłonęło tylko wodę, bez siarczanu sodowego, roztwór stał się przesycony. Jest to niezbędny warunek rozpoczęcia krystalizacji. Od tego momentu siarczan sodowy zaczął osiadać w postaci kryształków na ziarnie fasoli.

Podczas tego doświadczenia należy uważać, aby na dnie słoika nie było nierozpuszczonych kryształków, gdyż inaczej mogłyby się one stać ośrodkami krystalizacji i zepsuć całe doświadczenie.

Zresztą, gdy wykonacie to doświadczenie z powodzeniem, spróbujcie zmienić warunki doświadczenia. Wrzucicie na dno słoika kilka kryształów siarczanu sodowego i zobaczcie co się stanie.

DOŚWIADCZENIE 66

Kryształy – w mgnieniu oka

— To na prawdę ciekawe — skomentujecie nasze doświadczenia. Ale my potrafimy zrobić coś jeszcze ciekawszego. Wy czarujemy kryształ w mgnieniu oka.

— Chcielibyśmy to zobaczyć — odpowiemy wszyscy i zasiądziemy wokół stołu.

Wtedy wyciągniecie z szafki z chemikaliami słoik z przezroczystą cieczą i postawicie go na stoliku. Wrzucicie do niego kryształek soli glauberskiej.

Od tej chwili, w ciągu kilku sekund, będziemy świadkami niezwykłego zdarzenia w słoiku. Z kryształka, który wrzucono do słoika, zaczną wyrastać na wszystkie strony igielki krystaliczne. Będą one coraz bardziej rozrastać się tak, że w krótkim czasie cały słoik będzie wypełniony dużym kryształem siarczanu sodowego.

— Co było w słoiku? — zapytamy was natychmiast.

Co mogło być innego, jak nie roztwór soli glauberskiej? Tyle, że roztwór ten należy przyrządzić w sposób szczególny.

Do butelki należy wlać 100 g wody i dodać taką samą ilość soli glauberskiej w kryształkach. Następnie trzeba podgrzać tę mieszaninę do temperatury 40—50°C tak, aby sól zupełnie rozpuściła się. Ciepły roztwór należy przecedzić do słoika, słoik szczelnie przykryć watą i roztwór w słoiku zagotować. Para będzie się przedostawać przez korek z waty. Zwróćcie uwagę, aby słoik był ze szkła odpornego na wysokie temperatury.

Cedzenie i gotowanie były konieczne, gdyż należało usunąć lub rozpuścić nawet najdrobniejsze kryształki. W ten sposób z roztworu pozbyliśmy się wszystkich ośrodków krystalizacji.

Potem zawartość słoika należy ostudzić. Korek z waty może pozostać. Słoik można wstawić do jakiegoś szerszego naczynia z zimną wodą. W zimie roztwór można ochładzać lodem, w lecie jakąś mieszaniną ochładzającą lub po prostu wodą, w której będziecie równocześnie rozpuszczać sól. Gdy roztwór ostygnie do około 20°C , można rozpocząć doświadczenie.

Wiadomo, że sole rozpuszczają się szybciej w cieplej wodzie niż w zimnej. Tak np. w 100 g wody można rozpuścić 12,16 g soli glauberskiej przy 0°C ; 23,04 g przy 10°C ; 36 g soli przy 15°C ; 58,35 g przy 20°C ; 98,5 g przy 25°C itd.

Jeżeli więc roztwór 100 g soli w 100 g wody ostudzimy ze 100 do 20°C , w roztworze powinno zostać 58,35 g rozpuszczonej soli, pozostałe zaś 41,65 g powinno się wydzielić, to znaczy skryształizować.

Proces krystalizacyjny jednak nie nastąpi, gdy w roztworze nie ma żadnego ośrodka krystalizacji. Roztwór jest wtedy przesycony.

Jeżeli jednak do takiego roztworu wrzucimy choćby jeden kryształek soli glauberskiej, to wytworzymy w nim ośrodek krystalizacji i natychmiast rozpocznie się wydzielanie soli z przesyconego roztworu.

Niezwykły obraz nagłego narastania kryształków na naszych oczach, potwierdza rolę kryształków zarodkowych, tworzących ośrodki krystalizacyjne w roztworach przesyconych.

DOŚWIADCZENIE 67

Szybka krystalizacja nieco inaczej

Teraz kolej na podobne doświadczenie, ale nieco inne.

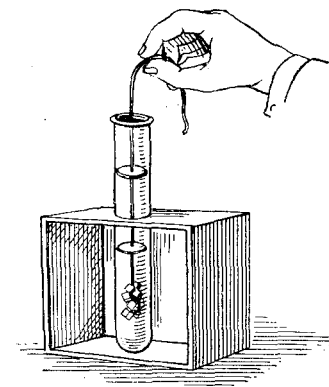
Przygotujemy w jednym naczyniu nasycony roztwór tiosiarczanu sodowego, a w drugim roztwór octanu ołowiawego. Następnie do przygotowanej probówki wlejemy naprzód tiosiarczan sodowy (nieco mniej niż połowę probówki). Potem bardzo uważnie dodamy tyle samo octanu ołowiawego, ale tak, aby nie wymieszać tych dwu cieczy. Octan ołowawy powinien się znajdować nad tiosiarczanem sodowym. Uda nam się to osiągnąć,

jeżeli octan będziemy wlewać ostrożnie po wewnętrznej ściance probówki.

Oprócz tego będziemy mieli pod ręką kryształek tiosiarczanu sodowego zawieszony na nitce.

Teraz możemy się pokusić o wywołanie dość niezwykłego zjawiska.

Spuścimy do probówki kryształek tiosiarczanu sodowego wiszący na nitce. Przejdzie on powoli przez roztwór octanu ołowiawego nie wywołując w nim żadnych zmian. Skoro jednak



Rys. 50. Krystalizacja w mgnięciu oka

przekroczy linię rozdzielającą dwa roztwory i znajdzie się w roztworze tiosiarczanu sodowego, wywoła natychmiastową jego krystalizację.

Jeżeli pragniemy wywołać krystalizację octanu ołowiawego, użyjemy do tego celu kryształka tej soli zawieszzonego na nitce.

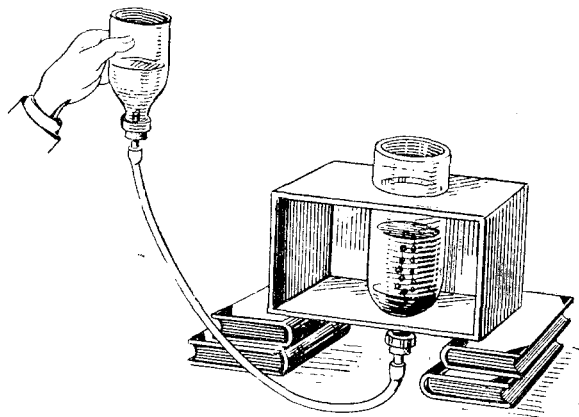
DOŚWIADCZENIE 68

Niezwykły taniec kryształów

Doświadczenie to będzie od nas wymagać trochę więcej przygotowań, ale sądzę, że jest dostatecznie ciekawe, aby wynagrodzić nasze wysiłki. Mam wrażenie, że zgodzicie się ze mną po zakończeniu doświadczenia.

Weźmiemy butelkę bez dna. Szyjkę jej zakorkujemy korkiem, przez który przeciągniemy wąską szklaną rurkę, tzw. włoskowatą, podobną do rurek używanych w termometrach rtęciowych.

Na koniec szklanej rurki wystającej z butelki naciągniemy wąż gumowy, a do drugiego jego końca włożymy szklany



Rys. 51. Kryształy będą krążyć w dolnej butelce

lejek. Otrzymamy w ten sposób naczynie połączone: z jednej strony gumowego węża będzie lejek, z drugiej — butelka bez dna z szyjką skierowaną ku ziemi.

Jeżeli nie macie szklanego lejka, można go zastąpić butelką bez dna tylko z szerszą rurką szklaną przeprowadzoną przez korek.

Lejek osadzimy na odpowiednim statywie na wysokości około 1 m nad stołem, butelkę zaś z rurką włoskowatą włożymy do innego statywu umieszczonego kilkanaście centymetrów nad stołem, przy którym pracujemy.

Przypuszczam, że zмайsterkowaliście sobie kilka statywów do pracowni. Jeżeli nie, obejdzie się bez nich. Butelkę czymś podeprzecie tak, aby stała pewnie, szyjką do dołu, a lejek będziecie trzymać w ręku na odpowiedniej wysokości.

Teraz możemy się zabrać do właściwej pracy.

Do butelki wlejecie przez jej odkryte dno trochę gliceryny (warstwę grubości około 3 cm). Następnie uważnie dolejecie roztworu jodku potasowego.

Do lejka zaś wlejecie roztwór azotanu ołowiawego.

Azotan ołowiawy przejdzie przez wąż gumowy i rurkę włoskowatą, przeniknie przez warstwę gliceryny i zetknie się z jodkiem potasowym. W wyniku reakcji powstanie jodek ołowiawy w postaci żółtych, iglastych kryształków.

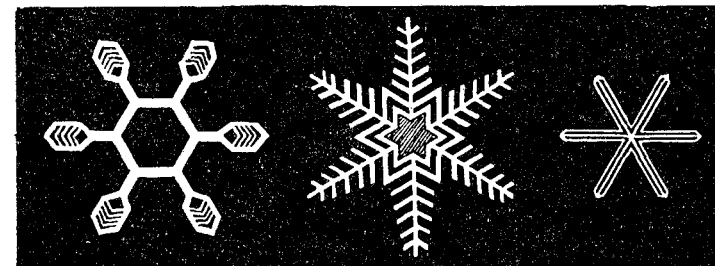
Kryształki te będą się unosić do powierzchni styku jodku potasowego z powietrzem, a następnie opadać zataczając bardzo ładne krzywe linie.

DOŚWIADCZENIE 69

Lodowe kwiaty

Nie potrzebuję Wam oczywiście mówić, że lodowe kwiaty, które nas witają w zimowe poranki z szyb okiennych, nie są niczym innym, jak tylko cudownie ułożonymi kryształkami lodu.

Ileż razy pragnęliśmy, patrząc jak się ta przezroczysta mozaika topi pod działaniem promieni słonecznych, choć na chwile



Rys. 52. Kryształy płatków śniegu

przedłużyć jej istnienie, utrwalić na szybach, choćby narysować.

Czy chcielibyście spróbować zrobić to teraz?

Weźcie kawałek szkła i oblejcie go wodą, w której rozpuściłicie trochę minii w proszku. W zimowy, mroźny dzień wynieście go na dwór lub na balkon waszego mieszkania.

Cienka warstwa wody zamarznie i kryształki lodu utworzą mozaikę, tak jak na szybach. Ale nie same. Pociągną za sobą cząstki minii i ułożą się wraz z nimi w mozaice.

Kiedy lód ze szkła stopnieje i woda wyparuje, cząstki minii pozostaną na swym miejscu, mozaika nie zniknie.

Ważną rzeczą jest teraz utrwalenie uzyskanego na szkłe obrazu. Można w tym celu użyć bezbarwnego lakieru lub też opryskać szklaną płytkę gumą arabską i zostawić by wyschła.

Jeżeli zaś tę szklaną płytkę położycie na papier fotograficzny i naświetlicie, uzyskacie bardzo ładną fotografię mozaiki z lodu. Otrzymacie na fotografii białą mozaikę na czarnym tle, co jeszcze bardziej spotęguje jej podobieństwo do kryształków lodu.

DOŚWIADCZENIE 70

Krystaliczne gałązki na szkłe – bez mrozu

W gorące letnie popołudnie czy w zimowy wieczór możecie przyrzec swoim kolegom, że bez mrozu pokryjecie szkło sztucznymi gałązkami podobnymi do lodowych mozaik na szybach.

Rozpuśćcie w wodzie trochę kleju i dodajcie siarczanu cynkowego aż do nasycenia roztworu.

Nasmarujcie tym roztworem szklaną płytkę.

W miarę jak woda będzie parować roztwór przekształci się w przesycony i kryształy siarczanu cynkowego zaczną osiadać na powierzchni szkła. Po wyparowaniu wody klej zwiąże je z miejscem krystalizacji.

Przyjemną mozaikę na szkłe tworzy też siarczan magnezowy.

Weźcie jedną czwartą szklanki wody, wlejcie do garnka lub starej puszkę po konserwie i zagotujcie ją. Następnie wsypcie tyle siarczanu magnezowego, żebyście uzyskali roztwór nasycony. Wystarczą trzy, cztery łyżeczki od kawy tego proszku.

Zdejmijcie puszkę z ognia i dodajcie dwie, trzy krople kleju stolarskiego. Kiedy klej się rozpuści pociągnijcie płytkę szklaną tym roztworem. Możecie to uczynić nawet kawałkiem waty.

Niedługo potem zaczną się ukazywać białe, iglaste kryształy siarczanu magnezowego, które będą się rozrastać we wszystkich kierunkach tworząc przeróżne wzory.

Dekoracje dla naszego teatru

Czy potrzebne wam są dekoracje dla waszego teatru lalek zdobiące kryształową salę, w której najmniejszy szczególnie powinien być z kryształu?

Po to jest nasza pracownia chemiczna, aby rozwiązać to wcale zresztą nietrudne dla nas zadanie.

Przygotujcie roztwór ałunu, precedźcie go i gotujcie na ogniu, dopóki połowa wody nie wyparuje.

Przechylcie naczynie ze stężonym roztworem i zanurcie w nim przedmiot, który chcecie oblec w kryształowe szaty. Jeżeli przedmiot ten nie jest dostatecznie chropowaty, owińcie go wełnianą przędzą, na której łatwo tworzą się kryształy.

Abymy nasza sala mieniła się wszystkimi kolorami jak w bajkach, przedmioty pokryjemy kryształami o różnej barwie.

Roztwór ałunu zabarwimy podczas gotowania szafranem, jeżeli chcemy mieć żółte kryształy; chińskim tuszem — dla uzyskania czarnych pereł; aby otrzymać kryształy niebieskie użyjemy indyga rozpuszczonego w kwasie siarkowym.

DOŚWIADCZENIE 72

Widok z Wieliczki

Obejrzymy Wieliczkę — zaproponujcie kolegom.

— Doskonale — odpowiedzą prawdopodobnie — ale kto płaci za przejazd?

W tym właśnie cała sztuka. Nie ruszając się z pokoju będziemy obserwować i podziwiać piękno pieczar i labiryntów solnych Wieliczki.

Znajdźcie w domu jakieś prostokątne drewniane lub metalowe pudełko. W jego dwu ściankach najbardziej od siebie oddalonych wywierćcie dwa okrągłe otwory. W pozostałych bokach możecie wyciąć większe czworokątne otwory, które zakleicie

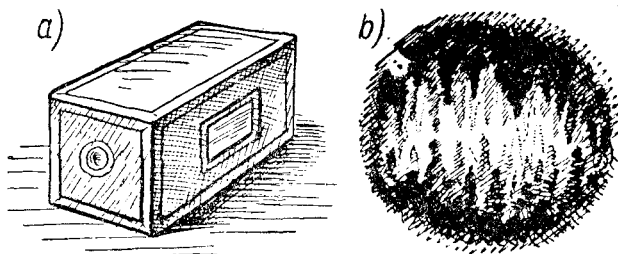
szklanymi płytkami, o ile oczywiście macie dobry klej. Szkło powinno tak przylegać do boków pudełka, aby w miejscu styku nie przeciekała później ciecz. Jeżeli nie będziecie w stanie solidnie przykleić szkła, możecie nie wycinać tych bocznych otworów.

Wnętrze pudełka wyłożycie drobno pociętymi flanelowymi szmatkami.

Zatkajcie jeden z okrągłych otworów pudełka korkiem, przez drugi wlejcie gorący roztwór ałunu. Roztwór powinien zawierać 12 g ałunu na 100 g wody. Otwór ten również zakorkujecie i położycie pudełko na szerszym boku.

Nie ruszajcie ani nie dotykajcie pudełka przez 24 godz. W tym czasie roztwór ałunu ostygnie, a kawałki flaneli pokryją się ślicznymi, małymi kryształkami.

Wtedy odkorkujecie pudełko i wylejecie wodę. Przed jednym okrągłym otworem zamocujecie soczewkę, przed drugim — różnokolorowe szkiełka lub kawałki celulozoidu w zależności od



Rys. 53. „Podziemna pieczara” w pudełku: a) wygląd zewnętrzny, b) widok wnętrza

tego, jakie efekty kolorystyczne chcecie uzyskać. Bardzo dobrze będzie, jeżeli uda się wam znaleźć soczewkę, której ogniskowa w przybliżeniu odpowiada długości pudełka.

Kiedy wszystko będzie gotowe, możecie poprosić kolegów na wycieczkę nie ruszając się z pokoju.

Przymknijcie jedno oko, drugim zaś patrzcie przez soczewkę do wnętrza pudełka. Z przeciwnej strony za otworem ustawcie jakieś źródło światła. Zobaczycie w pudełku niezwykły obraz podziemnej pieczary z niezliczonymi stalaktytami i stalagmitami.

Skąły pod śniegiem

— A teraz scena z wapiennych skalistych obszarów wysokich Tatr — zapowiada reżyser naszego filmu. Szybko dekoracje!

Nasza pracownia chemiczna ma za zadanie przygotować je.

Do roztworu azotanu cynkowego wrzucimy więc kilka kawałków szczawianu amonowego.

Wkrótce otrzymamy nierozpuszczalny osad szczawianu cynkowego, który będzie bardzo przypominać wapienne góry przyproszone śniegiem.

Wykonaliśmy swoją część pracy w pracowni. Dekoracje w szklance są gotowe. Ale jak wyreżyserować scenę? Tym niech się już martwi reżyser.

DOŚWIADCZENIE 74

Drzewo w szklance

Nieraz słyszeliśmy, że chemia oddaje wielkie usługi rolnictwu, ogrodnictwu, leśnictwu, ale żeby przy pomocy kilku chemikaliów w ciągu niewielu minut wyhodować drzewo w szklance? ... Nie uwierzemy w to za żadne skarby, dopóki nam nie pokażecie.

— Zgoda — odpowiecie. Wskażecie na szklankę stojącą na stole i zapytacie. Co w niej jest?

Weźmiecie trochę papieru lakmusowego i zanurzycie jego koniec w roztworze.

— Kwas — padnie odpowiedź, gdy papier poczerwienieje. Ale co to za kwas? — zapytają.

— Rozcieńczony kwas azotowy — odpowiecie. A co leży na dnie szklanki?

— Chyba wióry żelazne.

— Tak jest — zgodzicie się i dodacie do kwasu trochę węgla potasowego.

Roztwór znacznie głośno bulgotać i na naszych oczach drobne kryształki zaczną się układać w kształt drzewa z rozłożystymi konarami.

DOSWIADCZENIE 75

Srebrne drzewo

Jeżeli stać nas będzie na przeprowadzenie nieco droższego doświadczenia, będziemy się rozkoszować widokiem srebrnego drzewa w szklance, jak gdyby żywcem przesadzonego ze srebrnych ogrodów z krainy czarów.

Weźmiemy 6 części nasyconego roztworu azotanu srebrnego lub inaczej lapisu i zmieszamy z 4 częściami nasyconego roztworu azotanu rtęciowego. Masę tę rozcieńczymy dodając 30 części wody destylowanej.

W innym naczyniu przygotujemy amalgamat z 5 części rtęci i 1 części srebra. Amalgamat wlejemy na dno głębokiej, podłużnej szklanki, w której znajduje się uprzednio przygotowana substancja.

Po kilku godzinach powstaną srebrzyste kryształy, które ułożą się w kształcie drzewa.

Podobny efekt można uzyskać również w inny sposób. Jeżeli do szklanki z rozcieńczonym roztworem cytrynianu srebra wlejemy kroplę rtęci, uzyskamy osad amalgamatu srebra przypominający rozgałęzione drzewo.

DOSWIADCZENIE 76

Srebrne i złote mchy

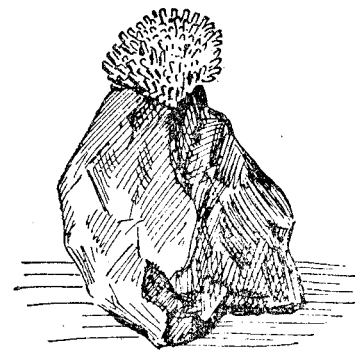
Wśród roślin, które sztucznie wyhodowaliśmy w naszej pracowni, nasi goście zauważą niezwykle okazałe drzewo złotego lub srebrnego mchu.

Wyjaśnimy, jak nam się to udało.

Do jednego słoika włożyliśmy kawałek galeny, czyli rudy ołowiu (siarczek ołowiu).

W drugim słoiku umieściliśmy kawałek pirytu, tj. rudy żelaza (dwusiarczku żelaza).

Do słoika z galeną wleliśmy roztwór wodny azotanu srebrnego, do słoika z pirytem zaś — roztwór nadchloranu złota.



Rys. 54. „Srebrne mchy”

Po ośmiu dniach na galenie osiadły srebrne kryształki, a na pirycie — złote. Są one podobne do bajkowego mchu.

DOSWIADCZENIE 77

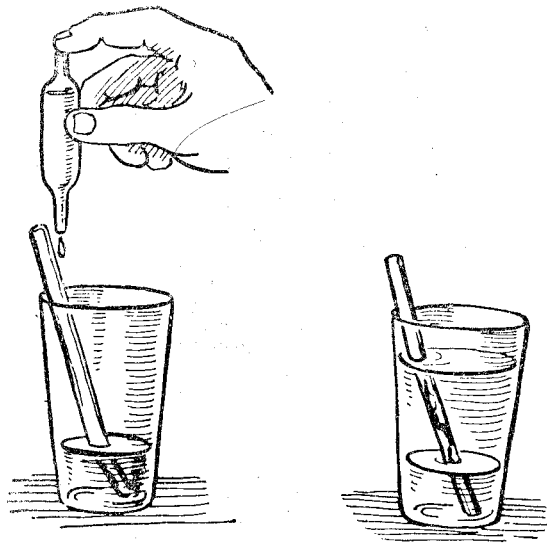
Pnąca chemiczna

Spróbujemy za chwilę wyczarować „roślinę chemiczną”, która będzie owijać się wokół małego pręcika, naśladując delikatne latorośle pnące się w naszych ogrodach wzdłuż drabinek.

Wlejemy do głębokiej szklanki albo probówki stężony roztwór chlorku cyny w kwasie solnym. Następnie włożymy do środka pręcik z cyny, po którym będziemy dolewać wodę do szklanki. Możemy w tym celu użyć pipetki. Chodzi o to, aby cienka strużka wody spływała wzdłuż pręcika. Ważne jest również, aby woda zatrzymała się na powierzchni roztworu, nie powodując mieszania się cieczy w szklance.

Wkrótce na pręciku cyny zabłysną kryształki przybierające kształty jakiejś pnącej się roślinki.

Podobne doświadczenia można przeprowadzić z niektórymi innymi związkami metali. Jeżeli zamiast chlorku cyny użyjemy chlorku kadmowego, otrzymamy bardzo ciekawą piramidę kry-



Rys. 55. Powstawanie „pnączy chemicznych”

ształów. Na wierzchołku piramidy kryształki będą tworzyć delikatne promyczki, nad którymi będzie się unosić gąbczasta warstwa kadmu.

DOŚWIADCZENIE 78

Jeszcze jeden zakątek srebrnego ogrodu

Przyklejcie do płyty szklanej kilka cynkowych lub miedzianych wiórów.

Oblejcie ten kawałek szkła rozcieńczonym roztworem azotanu srebrowego. Kiedy po kilku godzinach wpadniecie do pracowni, zobaczycie, że wokół miedzianych lub cynkowych wiórów „wyrosły” jasne, srebrne krzewy.

6

W szyku

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

Na czym polega istota krystalizacji? Skąd się biorą prawidłowe, geometryczne kształty kryształów?

Odpowiedzi szukać należy oczywiście w jakimś uporządkowaniu i ładzie ich najdrobniejszych cegiełek — cząsteczek.

Cząsteczki gazu mogą swobodnie „latać” w przestrzeni, mogą się zderzać, zawracać. Cząsteczki wody mogą sobie „biegać” dość nieskrępowanie w pewnej ograniczonej przestrzeni, choć nie tak swawolnie i swobodnie, jak gazy. Zupełnie inaczej ma się sprawa z cząsteczkami ciał stałych. Muszą one pilnować swego miejsca „drepcząc” po nim najwyżej.

W niektórych ciałach stałych cząsteczki nagromadziły się bezładnie, jakby stado owiec. Są to tzw. ciała bezpostaciowe, które nie krystalizują i występują w przeróżnych kształtach, bez żadnego wewnętrznego porządku.

W innych natomiast ciałach cząsteczki znajdują się jakby w szyku bojowym. Każda cząsteczka zachowuje zawsze tę samą pozycję w stosunku do sąsiedniej. Atomy, z których składają się te cząsteczki, znajdują się we wzajemnie określonym położeniu.

Zbadajmy np. kryształ soli kuchennej. Cząsteczka tego związku zawiera po jednym atomie sodu i chloru. Cząsteczki w kry-

sztale soli są tak uporządkowane, że zawsze między dwoma atomami sodu znajduje się atom chloru, i na odwrót. A więc: sól, chlor, sól, chlor itd. we wszystkich kierunkach kryształu, to znaczy w jego trzech wymiarach.

Chociaż atomy i cząsteczki znajdują się w szeregu, nie wyobrażajcie sobie, że stoją na „bacność”. Raczej na „spocznij”. Wszystkie one, zachowując swoje miejsce w stosunku do innych, drgają jednak i trochę się poruszają.

— Ale przecież — przerwiecie — w czasie naszych niektórych doświadczeń widzieliśmy, jak kryształy podczas ich ogrzewania rozpadają się, tracą swoje pierwotne kształty.

Tak jest. Jeżeli temperatura wzrasta „dreptanie” atomów staje się coraz silniejsze, aż wreszcie zakłóca wewnętrzny ład kryształu. Tak jak podczas przygotowań do jakiejś parady: długo stoicie spokojnie w szeregach, na „spocznij”. Im jednak słońce wyżej podnosi się na horyzoncie, im bardziej przypieka, tym bardziej przesuwacie się w jedną lub drugą stronę, szukając schronienia w cieniu, aż wreszcie szyki się rozpadną.

Należy przy tym pamiętać, że niektóre kryształy zawierają nie tylko cząsteczki „swojego” związku chemicznego. Każda z cząsteczek związku znajdująca się w takim kryształcie może przechwycić np. kilka cząsteczek wody. Widzieliśmy to wyraźnie w naszym doświadczeniu 58. Cząsteczka siarczanu miedziowego wiąże w kryształcie 5 cząsteczek wody. Kryształ uzyskuje niebieską barwę, a wzór siarczanu miedziowego brzmi wtedy: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Czytamy go zaś, pięciowodny siarczan miedziowy.

Na podstawie kształtu kryształów można rozpoznać wiele związków chemicznych.

Ciała stałe występują o wiele częściej w formie krystalicznej niż to się wydaje na pierwszy rzut oka. Niektóre ciała krystalizują w postaci tak drobnych kryształów, że nie można ich rozróżnić bez mikroskopu. Przykładami takiej krystalizacji mogą być metale.

Kryształy naturalne, które spotykamy w przyrodzie, powstały w odległych okresach geologicznych, kiedy stygła rozżarzona skorupa naszej planety.

Morskie dno w szklance wody

Czy chcielibyście na oczach waszych kolegów za pomocą chemikaliów wyrzeźbić w szklance dno morskie z jego niezwykłą roślinnością?

Prawdopodobnie tak, bo inaczej nie spotykalibyśmy się przy naszej wspólnej pracy.

Zresztą w naszym studio filmowym również będzie potrzebny obraz dna morskiego, jak tylko zaczniemy kręcić pierwszy film z życia poławiaczy pereł.

Wlejcie do szklanki gorący roztwór azotanu ołowiawego i wrzućcie do niego twardy, nie kruszący się kawałek sialmiaku.

Wkrótce zauważycie, jak z kawałka sialmiaku unoszą się pęcherzyki zostawiające za sobą białawe smugi. Będą to cząsteczki chlorku ołowiawego powstające w wyniku reakcji azotanu ołowiawego z sialmiakiem. Smugi te będą się zwiększać i w ciągu 15 min mogą osiągnąć czasami długość 8 cm.

Roztoczy się przed nami dziwny widok, przypominający nam roślinność morską. Te niezwykle „rośliny morskie” będą tak twarde, że pozostaną nieuszkodzone, kiedy uważnie wylejecie ciecz ze szklanki.

Jeżeli chcecie, aby iluzja dna morskiego była pełniejsza, możecie wrzucić do szklanki kilka kamyczków.

Roztwór dobierzcie tak, aby na 150 cm³ wody wypadło około 45—60 g azotanu ołowiawego. Kawałek sialmiaku powinien być wielkości 1 cm³. Bardzo korzystnie podziela na przebieg reakcji dodanie jeszcze 5—6 kropel kwasu azotowego.

DOSWIADCZENIE 80

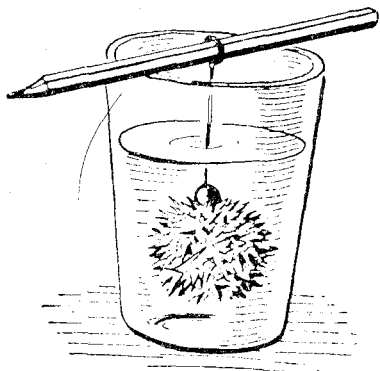
Jeż morski

Czy ukłuł was kiedyś podczas kąpieli morski jeż? Wiecie na pewno jak wygląda, jeżeli zapoznaliście się z jego kolcami.

Gdybyście chcieli się wykąpać w tej szklance wody — ostrzeżcie kolegów, wskazując na szklankę — nadepniecie na jeża.

W szklance wody wykapać się nie możemy — odpowiedzą oni — ale nie będzie źle, jeżeli nam i bez tego pokażecie w niej jeża.

— W porządku — odpowiecie kolegom i w poprzek szklanki pełnej roztworu chłorku cynowego położycie ołówek z powieszoną na nim małą płytką cynku.



Rys. 56. „Jeż morski” w szklance wody

Cynk spowoduje wydzielenie cyny w postaci błyszczących igiełek przylegających do powierzchni płytki.

W ciągu godziny reakcja się zakończy. Zobaczycie kuliste ciało z tysiącami kolców, bardzo podobne do morskiego jeża, tylko bez charakterystycznej ciemnej barwy.

DOSWIADCZENIE 81

Miniaturowe lasy

Czy chcielibyście podziwiać lasek na dnie szklanki lub szklanego słoika?

Do szklanki z rozcieńczonym roztworem krzemianu potasowego wrzucicie więc kryształ siarczanu miedziowego, a po kilku godzinach zobaczycie w niej prawdziwy ciemnozielony las.

Jeżeli, zamiast siarczanu miedziowego, wrzucicie do szklanki kryształ siarczanu żelazawego ukaże się las o brunatnym zabarwieniu.

Widok będzie najbardziej zbliżony do prawdziwego lasu, jeśli obie powyższe substancje wymieszacie i włożycie razem do szklanki. Kryształowe zarośla będą wyrastać w brunatnych i zielonych tonacjach.

Jeżeli dodacie jeszcze trochę siarczanu kobaltowego, z zielonymi i ciemnymi konarami będą się przeplatać w naszym niezwykłym lesie gałęzie o pięknej, różowej barwie.

Spójrzcie uważnie na wasze „zarośla”. Wszystkie łodygi nachylone są w przybliżeniu pod tym samym kątem.

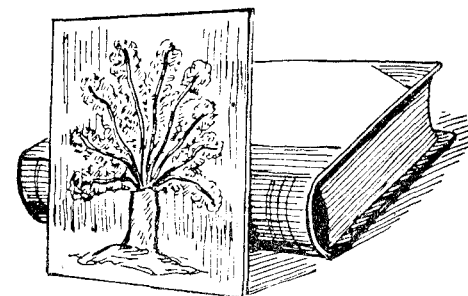
Powtórzcie to doświadczenie, ale z bardziej stężonym roztworem. Zauważycie, że kąt nachylenia „łodyg” zwiększył się. Im bogatszy jest roztwór w nasze siarczany, tym gałęzie rosną bardziej prostopadle w stosunku do dna szklanki.

DOSWIADCZENIE 82

Drzewo ze srebrną koroną

Nasz „ogród chemiczny” wzbogacimy jeszcze jednym okazem.

Na kawałku kartonu narysujecie pień, który wyrasta z ziemi. Wytniecie rysunek, tzn. pień z ziemią i przykleicie go do



Rys. 57. Srebrne drzewo

szklanej płytki. Z cienkiego miedzianego drutu zrobicie gałęzie wyrastające z tego pnia. Przykleicie je również za pomocą gumowego papieru do płytki. Postarajcie się dobrze oczyścić drut i zwróćcie uwagę, aby szczelnie przyległ do płytki w miejscu, gdzie znajduje się narysowany pień.

Położcie płytkę, oblejcie ją rozcieńczonym roztworem azotanu srebrowego, a następnie zasłońcie od światła i zostawcie ją tak nie ruszając.

Następnego dnia zobaczcie co zaszło. Drzewo na płytce okryło się srebrnym liściem, nawet gałęzie się srebrzą. Liście te będą rosnać dotąd, dopóki roztwór zupełnie nie wyschnie.

DOSWIADCZENIE 83

Kwiaty chemiczne – w doniczce

— Co to za roślina? — zapytacie waszych kolegów botaników, wskazując doniczkę z niecodzienną rośliną.

Będą ją oglądać ze wszystkich stron, pokiwają głowami i w końcu stwierdzą, że takiej rośliny jeszcze nie widzieli i że nie mają jej w swoich zielnikach ani w zbiorach pracowni botanicznej. Zakwestionują nawet jej prawdziwość i powiedzą, że to jakaś wasza „chemiczna sztuczka”.

— Oczywiście jest to roślina z rodziny „chemikaliów” — oświadczycie, udając większych znawców botaniki niż koledzy botanicy. Znakomicie rozwija się we wszystkich młodzieżowych pracowniach chemicznych na całym świecie.

Następnie przeczytacie im z waszego dzienniczka przebieg doświadczenia:

„Zwilżaliśmy węglan potasowy kwasem siarkowym, aż stał się mokry. Poczekaliśmy, aby kwas wyparował. Otrzymaliśmy białą masę. Substancję tę włożyliśmy do doniczki i zaleliśmy szklanką zimnej wody. Wynieśliśmy potem doniczkę na powietrze”.

To wszystko. Po kilku dniach wyrosła ta „chemiczna sztuczka”, jak ochrztili roślinę nasi botanicy.

DOSWIADCZENIE 84

Prąd elektryczny i kryształy

Nasz zbiór kryształów nie byłby kompletny, gdybyśmy go nie uzupełnili kryształami metalu. Uzyskamy je za pomocą prądu elektrycznego.

Rozpuścimy w wodzie trochę soli kuchennej. W roztworze zanurzymy szklaną rurkę, ale tak, aby w nim wisiała. Przed tym jednak jej dolny koniec zatkamy tamponem z waty. Potem wlejemy do rurki roztwór siarczanu miedziowego. Aby utrzymać w rurce stałe stężenie roztworu siarczanu miedziowego, włożymy do jej wnętrza wąską, stożkowato zakończoną rureczkę wypełnioną kryształkami siarczanu. W trakcie reakcji, w miarę zubożenia, roztwór zasilany będzie ze stożkowatej rureczki nowymi kryształkami. W ten sposób utrzyma się jednakowe stężenie roztworu w większej rurce.

Następnie włożymy do większej rurki żelazną blaszkę o wymiarach 1 cm szerokości i 3 cm długości. Podobną, ale cynkową blaszkę włożymy do roztworu soli kuchennej. Obie płytki połączymy drutem.

Po kilku godzinach na żelaznej blaszce zaczną się wydzielać kryształy miedzi. Po tygodniu narosną one i utworzą jednolitą błyszczącą masę miedzi.

W podobny sposób można otrzymać magnez, żelazo, srebro, glin, bizmut, antymon, w ogóle wszystkie metale nie wyłączone nawet tych, które łatwo się utleniają.

DOSWIADCZENIE 85

Jesienny pejzaż

Wyczarujemy jeszcze jeden widok, który służyć nam może jako tło do zdjęć w naszym studio filmowym.

Do roztworu azotanu ołowiawego wrzucimy kawałek dwuchromianu amonowego. Wkrótce utworzą się kryształowe igiełki nierozpuszczalnego chromianu ołowiawego.

W szklance zobaczycie jesienny pejzaż charakteryzujący się złocistymi i brązowymi barwami zeschniętych liści, niedoścignych w swoim pięknie. Pochodzą one od żółtego zabarwienia chromu.

Jeżeli robilibyśmy zdjęcia do filmu kolorowego, nie do pomyslenia byłyby on bez widoku jesiennego pejzażu.

Tajemnicze róże

— Kto mi zamienił róże? — zapyta twoja siostra, gdy wracając wieczorem do domu zamiast niezwykłych żółtych róż, otrzymanych od ciebie, zobaczy zwykłe czerwone.

— Nikt — zapewnisz ją — absolutnie nikt —. Są to te same róże, które dziś rano były żółte.

Oczywiście zdradzisz jej całą tajemnicę.

Jeżeli na kawałku blachy lub rozbitego talerza zapali się kawałek siarki, nakryje jakąś pokrywą, a pod pokrywą wsadzi czerwoną różę — stanie się ona żółta. Nakrywamy oczywiście po to, aby nie zanieczyszczać powietrza nieprzyjemnym zapachem spalonej siarki. Jeżeli tę różę włożymy następnie do wazonika z wodą, po 5—6 godz znowu przybiera ona swoją pierwotną czerwoną barwę. Gdy jednak spieszycie się, nie musicie czekać tak długo. Zabarwioną na żółto różę zamoczyć po prostu w łagodnym roztworze kwasu siarkowego i bardzo szybko uzyska ona swój pierwotny czerwony kolor.

Niedoścignieni ogrodnicy

Pewien holenderski hodowca kwiatów, który, jeśli wierzyć *Aleksandrowi Dumasowi* i jego powieści, pierwszy wyhodował czarny tulipan, na pewno pękłby z zazdrości, gdyby zobaczył jak niezwykłymi kwiatami ozdobiona jest nasza pracownia.

W szklanych słoiczkach i szklankach posadziliśmy kwiaty, których nikt nie znajdzie w żadnych ogrodach.

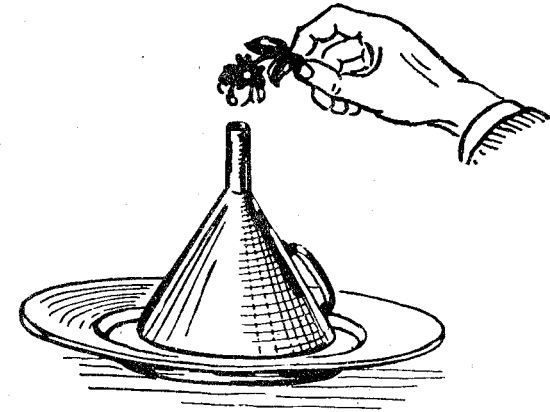
Są to jednak zwykłe kwiaty rosnące w każdym ogrodzie, tyle że przeszły przez ręce chemików.

Narwaliśmy w ogrodzie różnych kwiatów. Jeden po drugim moczyliśmy je w bardzo rozcieńczonym kwasie azotowym. Trzymając kwiatek za łodygę szybko zanurzaliśmy go w roztworze kwasu.

Po wyciągnięciu czekaliśmy aż roztwór ścieknie z kwiatów, a następnie płukaliśmy je w czystej wodzie przesuując łagodnie w szklance to w jedną, to w drugą stronę, aby jak najdokładniej spłukać resztę kwasu pozostałą na kwiatach.

Po płukaniu ozdabialiśmy nimi nasze wazoniki i zbijaliśmy z tropu zdumionych amatorów i znawców kwiecia.

Zbijaliśmy ich z tropu, bo kwiaty zmieniły kolory. Białe kwiaty stały się w naszej pracowni żółte, jak skórka cytryny, czerwone zaś uzyskały kolor pomarańczowo-żółty, a fioletowe dla



Rys. 58. Kwiat zmienia kolor w oparach amoniaku

odmiany — różowy; kwiaty przed chwilą niebieskie teraz dumnie chwaliły się swoją czerwienią, żółte natomiast mieniły się zielonymi lub żywymi, żółtymi odcieniami.

Możecie sobie wyobrazić, jak zdumieni byłiby wasi przyjaciele przyglądając się różowym fiołkom, purpurowym kwiatkom delikatnej niezapominajki lub zielonym płatkom nagietka, umieszczonych w waszych wazonikach lub w szklankach.

Jeżeli zamiast kwasu azotowego zastosujecie roztwór węgla-nu potasowego, czerwone kwiaty zakwitną fioletowo; niebieskie — jasnożółto, pomarańczowo lub zielono; żółte kwiaty staną się bardziej żółte, przechodząc czasami w pomarańczowe odcienie.

Jeśli wlejemy na talerz trochę amoniaku i przykryjemy talerz papierowym, stożkowatym lejkiem z wyciętym otworem na wierzchołku, przez otwór ten będą się unosić opary amoniaku.

Kwiaty, których kolor chcemy zmienić, potrzymamy nad tym otworem. W oparach amoniaku purpurowe, niebieskie i fioletowe kwiaty staną się zielone, podczas gdy białe żółkną.

Oczywiście szczególnie ciekawie będą wyglądały kwiaty wielobarwne, bo każdy kolor inaczej się zmieni. Tak na przykład biało-czerwone kwiaty ulanki będą w naszym wazoniku żółto-niebiesko-zielone.

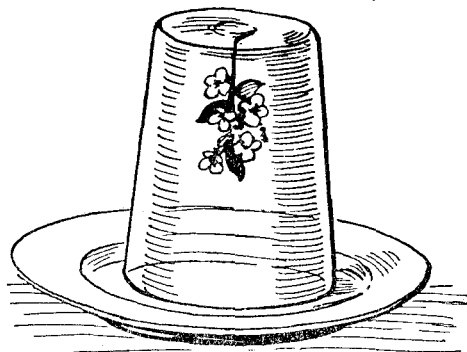
— Skąd macie tak piękne kwiaty? — spytają zaciekawieni goście już w drzwiach waszego pokoju.

DOSWIADCZENIE 88

Pierusza nagroda na wystawie kwiatów

Szczytem waszych kwaciarskich umiejętności będzie posiadanie przepięknych aksamitnych kwiatów pelargonii o cudownym niebieskim kolorze w czerwone i żółte cętki.

Gdyby tylko kwiaty te pochodziły z ogrodu zamiast z naszej pracowni, to pierwsza nagroda w kieszeni zapewniona.



Rys. 59. Wyróćcie szklanke z kwiatem na talerzu z amoniakiem

Poproście kogoś z dorosłych, żeby strząsnął ciepły popiół z papierosa na czerwoną koronę kwiatu pelargonii, a wystąpią na płatkach kwiatów niebieskie cętki. To już wystarczy, by kwiaty wyglądały dość niezwykle.

Przykleimy teraz woskiem łądęgę pelargonii do dna szklanek, tak aby kwiat wisiął, gdy szklanke wywrócimy.

Do talerza wlejemy trochę amoniaku i postawimy w nim szklanke dnem do góry. Pod wpływem oparów amoniaku kwiat przybierze kolor niebieski, a niebieskie cętki wywołane popiołem z papierosa pożółkną.

W ten sam sposób, używając popiołu z papierosa, można wywołać niebieskie, zielone lub żółte cętki na wielu innych kwiatkach. Na kwiatkach malwy cętki będą niebieskie lub zielone, na hortensjach — zielone, na białych różach — żółte. Różnobarwne korony będą miały wielobarwne cętki.

DOSWIADCZENIE 89

Kwiat – higrometr

Higrometr służy do mierzenia ilości pary wodnej w powietrzu. W naszej pracowni użyjemy do tego celu sztucznego papierowego kwiatu.

Namoczmy dwa, trzy takie sztuczne kwiaty w stężonym roztworze chlorku kobaltowego i włożymy je do wazonika.

Będą to dziwne kwiaty. Jeżeli pogoda będzie bardzo wilgotna, będą one białe. Gdy wilgoci w powietrzu będzie mniej — poróżowieją. Kiedy wilgoć w powietrzu będzie znikoma, kwiaty przybiorą kolor fioletowy. Podczas suchej pogody — staną się niebieskie.

Ten bukiet kwiatów zmieniający barwę jak kameleon długo zachowa swoje własności i zdolność wskazywania wilgotności powietrza, uprzedzając nas w ten sposób pośrednio o pogodzie.

Kiedy odkryto właściwość chlorku kobaltowego i innych soli metali polegającą na zmianie koloru w zależności od wilgotności powietrza, sole te stały się bardzo modne. Używano ich do ozdabiania wyrobów szklanych, barwiono tymi solami parasole, tkaniny, bawiąc oczy zmianami barw tych przedmiotów przy zmianie wilgotności powietrza.

Rzeczywiście, ciekawie było obserwować, jak ubiory ówczesnych kobiet zmieniały kolor, jak wyłaniały się nowe obrazy na szklanych szybach, jak kwiaty w wazonach zmieniały swoje barwy.

Jaka będzie pogoda?

Czy chcielibyście przepowiadać naukowo pogodę?

Któż by nie chciał? Codziennie czytamy w gazetach prognozę pogody, słuchamy zapowiedzi radiowych o „wyżach i niżach”, a często sami zerkamy na barometr, jeśli go mamy.

Jeżeli zaś nie mamy, to zrobimy go w naszej pracowni. Będzie to niecodzienny barometr. Nazwiemy go barometrem chemicznym, ponieważ reakcje chemiczne zachodzące w nim będą wskazywać pogodę i uprzedzać nas, jakich zmian w atmosferze możemy się spodziewać.

Rozpuśćcie w jednej buteleczce w niewielkiej ilości wódki kamforę. Wystarczy, jeżeli weźmiecie pół grama kamfory. Najszybciej ją rozpuśćcie, jeśli włożycie buteleczkę do kubka z gorącą wodą. W drugiej flaszeczce rozpuśćcie, też w wódce, taką samą ilość saletry, a w trzeciej pół grama salmiaku.

Potem wszystkie roztwory wlejcie do podłużnej wąskiej butelki z bezbarwnego przezroczystego szkła, wymieszajcie dobrze, zakorkujcie dobrze butelkę i zalakujcie korek żółtym woskiem.

Będzie to nasz barometr chemiczny. Jak widzicie nie wymaga on wiele trudu ani też dużych wydatków.

Barometr powiesimy na jakimś haku, aby swobodnie wisiał w powietrzu. Zwróćcie uwagę, aby wisiał od północnej strony domu, żeby promienie słoneczne nie padały nań wprost.

A teraz zdradzę wam tajemnicę jak przewidywać pogodę korzystając z jego wskazań:

Jeżeli mieszanina jest przezroczysta — pogoda będzie ładna.

Jeżeli zawartość butelki jest mętna — spodziewajcie się deszczu.

Jeżeli w butelce zjawiają się małe chmurki unoszące się w cieczy — szykuje się burza.

Jeżeli chmurki są większe i nagromadzone — wystąpią prawdopodobnie opady deszczu i śniegu.

Jeżeli ciecz jest delikatnie zamglona — pogoda będzie zmienna i wilgotna.

Jeżeli to zamglenie ma skłonność do unoszenia się w górne obszary butelki — wystąpią wiatry w górnych warstwach atmosfery.

Gdybyście mieli trudności z zapamiętaniem powyższych wskazań, zróbcie tabelkę, w której z jednej strony będą oznaczone zmiany cieczy, a z drugiej — przewidywana pogoda, i przybijcie ją w pobliżu barometru.

Żółty higrometr

Jest to roztwór chlorku miedzi w wodzie, do której dodaliśmy trochę żelatyny w proporcjach: 100 g wody, 10 g żelatyny i 1 g chlorku. Roztworem tym zwilżymy kawałek papieru, szkła lub w ostateczności jakąś białą szmatkę.

Żelatyna zetnie się i spowoduje stwardnienie roztworu na przedmiocie, na którym się znajduje.

Gdy powietrze jest wilgotne warstwa soli miedzi znajdująca się na kawałku papieru lub szkła będzie bezbarwna; podczas suchej pogody stanie się żółta.

Nasz higrometr nie ma wprawdzie żadnej skali, więc nie możemy określić stopnia wilgotności, ale dla nas wystarczy, że jest on bardzo czuły na wilgoć.

Ponieważ higrometr ten staje się żółty przy suchym powietrzu, możemy nazwać go „żółtym higrometrem”, gdyż istnieje również „niebieski higrometr”, o którym będzie mowa poniżej.

Niebieski higrometr

Aby otrzymać niebieski higrometr wystarczy zamienić chlorek miedzi na chlorek kobaltu; postępować zaś będziemy zupełnie tak samo, jak w poprzednim doświadczeniu.

Przedmiot powleczoney tym roztworem w wilgotnym powietrzu będzie bezbarwny, w suchym stanie się niebieski.

Żółte + niebieskie = zielone

Zasady mieszania barw są wam na pewno znane, jeżeli zajmowaliście się kiedyś malowaniem. Kolor zielony uzyskiwaliście zawsze bez trudu mieszając niebieski i żółty.

Sprawdźmy teraz tę zasadę uzyskując z żółtego i niebieskiego higrometru — zielony.

Roztwór będzie zawierał składniki w nieco innych proporcjach niż te, które uzyskalibyśmy, gdybyśmy po prostu zmieszali roztwory dwóch poprzednich higrometrów.

Weźmiemy 200 g wody, 20 g żelatyny, 75 g tlenku niklu, 25 g chlorku miedzi i 1 g chlorku kobaltu.

Gdy roztworem tym powleczeni kawałek szkła, będzie on bezbarwny podczas pogody wilgotnej, zielony zaś w suchym powietrzu.

Za pomocą tak przygotowanych trzech płytek szklanych, którymi wzbogaciłiśmy nasze zbiory zawsze będziemy mogli określić, czy w jakimś pomieszczeniu powietrze jest suche, czy wilgotne.

W kuchni powietrze jest zazwyczaj wilgotne, bo potrawy parują podczas gotowania. Jeżeli nasze płytki umieścimy w kuchni — będą one bezbarwne.

Często się jednak zdarza w zimie, że nagrzane powietrze w pokoju jest suche. Suche powietrze zaś jest szkodliwe, gdyż wzmaga pocenie się i wysychanie śluzówki. Jeżeli nasze płytki po przeniesieniu ich do pokoju staną się jedna żółta, druga niebieska, trzecia zaś zielona, powietrze należy wzbogacić w parę wodną. Trzeba wtedy nalać wody do kamionki wiszącej na kaloryferach lub postawić garnek z wodą na piecu.

Niech ktoś z domowników spróbuje teraz zakwestionować przydatność naszej pracowni chemicznej!

7

Sprzeczności chemiczne**ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU**

Czyż w chemii występują jakieś sprzeczności — zdziwicie się — o co jest spór między różnymi substancjami?

W chemii jest tak jak wszędzie.

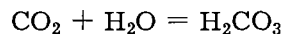
Po jednej stronie są związki, które nazywają się kwasami, po drugiej stronie związki noszące miano zasad. Spoglądają one na siebie „spode łba”. Kiedy się spotkają od razu przystępują do boju. Zwycięzcą jest silniejszy związek.

Tuż przed rozpoczęciem bitwy wyślemy naszych „zwiadowców”, aby nam przekazali dane o tych dwóch obozach.

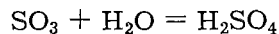
Zwiadowcy ci noszą miano wskaźników. Za ich pomocą łatwo się określa, czy jakaś substancja jest kwasem czy zasadą, ponieważ różnie zmieniają one kolor w zależności od tego, czy są poddane działaniu kwasu czy też zasady. Najbardziej rozpowszechnionym wskaźnikiem jest papierek lakmusowy. Niebieski lub fioletowy lakmus zanurzony w kwasie staje się czerwony, podczas gdy czerwony lakmus w zetknięciu z zasadą przybiera kolor niebieski.

Prócz tej właściwości, zabarwiania niebieskiego lakmusu na czerwono, kwasy wyróżniają się szeregiem innych wspólnych

cech. Przede wszystkim są kwaśne — stąd też ich nazwa. Kwasy powstają na ogół przez połączenie tlenków niemetali z wodą. Na przykład dwutlenek węgla i woda tworzą kwas węglowy:



Trójtlenek siarki i woda dają kwas siarkowy



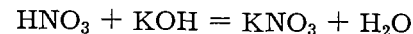
Kiedyś uważano, że tlen jest tym pierwiastkiem, który decyduje o wspólnych właściwościach wszystkich kwasów. Później jednak stwierdzono, że tym wspólnym pierwiastkiem jest wodór, ponieważ wykryto kwasy nie zawierające tlenu, jak np. kwas solny HCl. Jeżeli do kwasu wprowadzić metal, to z kwasu wydziela się wodór, a jego miejsce zajmuje metal. Jest to znamienne cecha wszystkich kwasów.

Przejdźmy teraz do przeciwnego obozu. Zasady barwią czerwony lakmus na niebiesko; mają gorzki, ługowaty smak, wygryzają skórę, przy dotyku są śliskie. Zasady zwane też wodorotlenkami są związkami metali z jedną lub więcej grupami zawierającymi po jednym atomie wodoru i tlenu każda. Jest to tzw. grupa wodorotlenowa — OH. Na przykład ług sodowy lub inaczej wodorotlenek sodu ma wzór — NaOH, wodorotlenek potasu — KOH, itd. Grupa OH jest charakterystycznym składnikiem wszystkich zasad.

Poznaliśmy armie, zobaczmy teraz, co się dzieje podczas boju. Jeżeli do kwasu będziemy dodawać zasadę, obserwując papierek lakmusowy zanurzony w kwasie, zauważymy jak lakmus powoli traci swój czerwony kolor; będzie go tracił aż do chwili, gdy zasada zrównoważy kwas. Dopóki ciecz będzie kwaśna, lakmus będzie miał kolor czerwony. Gdy przeważy zasada, lakmus zacznie się zmieniać na niebieski. Jeżeli wymiesza się kwas i zasadę w odpowiednich proporcjach, ciecz nie będzie kwaśna ani ługowata. Kwas i zasada będą wtedy zubożnione, czyli zneutralizowane.

Sprawdźmy, co wtedy zostaje na poboju. Jeżeli weźmiemy kwas azotowy i będziemy dolewać do niego powoli wodorotlenek potasu, to kiedy lakmus straci swój kolor, uzyskamy wodę o słonym smaku. Gdy woda wyparuje, na dnie naczynia

zostaną kryształki saletry, która nie jest niczym innym jak tylko solą potasową kwasu azotowego lub inaczej azotanem potasowym



Wynikiem zubożenia każdego kwasu zasadą jest sól i woda.

Przed opuszczeniem pola bitwy spójrzmy jeszcze na uzbrojenie tych dwu armii. Uczni stwierdzili, że w kwasach atomy wodoru mają dodatni ładunek elektryczny, a grupa OH w zasadach — ujemny. Te ładunki elektryczne decydują właśnie o zachowaniu się kwasów i zasad. Teraz staje się jasne, dlaczego tak szybko łączą się wodór i grupa wodorotlenowa tworząc wodę, oraz dlaczego metal — składnik zasady i reszta kwasowa reagują tworząc sól.

— Chwileczkę! — zawołacie. To bardzo istotna rzecz. Zmienia ona nasze wyobrażenia o kwasach i zasadach. I raczej należy mówić o „miłości” niż o „nienawiści” między nimi.

Może macie i rację. W każdym bądź razie uzupełnijmy tymi rozważaniami naszą wiedzę o kwasach i zasadach, mając na uwadze to, że będziemy nimi pracować w naszym laboratorium.

Przezroczysta – mętna – przezroczysta

— Czy ciecz przezroczysta może zmać inną ciecz też przezroczystą? — zapytacie swoich kolegów ustawiając równocześnie na stole chemikalia i przybory potrzebne do przeprowadzenia doświadczenia.

— Chyba nie — odpowiedzą ci, którzy nie zajmują się chemią. Dlaczego jedna czysta ciecz miałaby zmać inną taką samą? Przecież musiałaby zawierać coś mętnego, ażeby zanieczyścić drugą, przezroczystą ciecz.

— Bardzo możliwe — odpowiedzą wam ci spośród kolegów, którzy interesują się chemią — ponieważ po zmieszaniu dwóch cieczy może nastąpić reakcja chemiczna i powstać nowy, trzeci związek chemiczny posiadający odmienne właściwości chemiczne i fizyczne.

Będą oni mieli oczywiście rację. Udowodnimy to.

Do ćwierci szklanki wody wsypcie łyżeczkę siarczanu magnezowego i wymieszajcie patyczkiem z drewna lub szklaną rureczką. Ciecz będzie zupełnie przezroczysta.

Dolejcie wtedy trochę amoniaku, który też jest przezroczystą cieczą i znów wymieszajcie. Ciecz nagle się zmać, a po kilku minutach zobaczycie, jak na dnie szklanki osiadzie jakaś biała substancja. Jest to wodorotlenek magnezowy. Jeżeli zanurzycie w szklance kawałek czerwonego papierku lakmusowego, stanie się on niebieski.

Teraz będziemy tak postępować, aby ten związek znikł. Ponieważ stwierdziliśmy, że jest to zasada, nie będzie nam trudno to zrobić. Dodamy do niej jakiegoś kwasu, ażeby ją zobojętnić.

W tym celu będziemy wlewać do szklanki ocet i powoli mieszać, aż biały osad wodorotlenku magnezu zostanie całkowicie zobojętniony. Nastąpi to wtedy, gdy ciecz stanie się znów przezroczysta, tak jak na początku doświadczenia.

Podobne zabiegi, które stosowaliśmy w naszym doświadczeniu przeprowadza się na skalę przemysłową przy otrzymywaniu magnezu z wody morskiej. Woda morska zawiera rozpuszczony magnez. Magnez ów uzyskuje się w ten sposób, że najpierw związek magnezu przekształca się w wodzie na wodorotlenek magne-

zowy i wyodrębnia się go z wody. Następnie z wodorotlenku wydziela się magnez na drodze chemicznej w postaci białego metalu.

Magnez jest metalem bardzo lekkim; lżejszy jest nawet od glinu. Metal ten ma duże i różnorodne zastosowanie w przemyśle. Od niedawna coraz częściej używa się go przy produkcji samolotów.

Niebezpieczne + niebezpieczne = bezpieczne

W życiu zazwyczaj bywa inaczej. Jeżeli zagrażać nam będą naraz dwa niebezpieczeństwa sytuacja nasza na pewno będzie trudniejsza, niż gdybyśmy mieli do czynienia tylko z jednym. W chemii natomiast zdarza się na odwrót. Kiedy wymiesza się dwie substancje szkodliwe dla organizmu, może powstać trzecia, która nie tylko nie jest szkodliwa, lecz nawet jest niezbędna dla organizmu.

— Zobaczmy — powiecie, być może uśmiechając się przy tym z lekkim niedowierzaniem.

Odmierzcie w menzurce 5 cm³ kwasu solnego. Wlejcie go do szklanki i rozcieńczcie 50 cm³ wody. Dodajcie kilka kropel czerwonej lakmusowej tynktury. Roztwór zrobi się czerwony.

Wlejcie potem do tego niewielką ilość ługu sodowego, ciągle przy tym mieszając ciecz w szklance, dopóki czerwony kolor nie zniknie i nie zacznie stawać się lekko niebieski.

Wiecie o tym, że zarówno kwas solny jak i ług sodowy są niebezpieczne dla organizmu. Tymczasem delikatnie niebieskawa ciecz w szklance będzie zupełnie nieszkodliwa. Będzie to — nic innego — tylko słona woda.

Przewrotne skłonności wywaru z kapusty

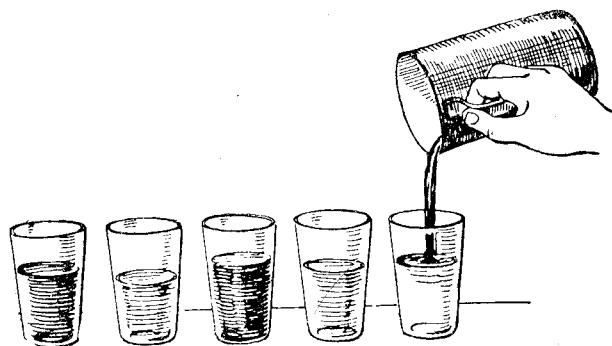
— Z kapusty?

Tak, kapusta ma tym razem do spełnienia bardzo ciekawą rolę w naszej pracowni.

Potniemy na drobne kawałki kilka świeżych liści czerwonej kapusty. Tak pociętą kapustę włożymy do szklanego naczynia, zalejemy wrzątkiem i zostawimy na kilka godzin. Potem wodę odcedzimy. Będzie to przezroczysta niebieskawa ciecz. Przelejemy ją do butelki i dodamy trochę alkoholu, aby móc ją przez dłuższy czas przechowywać. W ten sposób wzbogacimy naszą pracownię o jeszcze jeden odczynnik wyjątkowo wrażliwy na barwy.

Przeprowadzimy z tym płynem bardzo ciekawe i malownicze doświadczenie.

Ustawicie na stole pięć szklanek, jedną obok drugiej. Weźmiecie butelkę z przechowywaną wodą i nalejecie z niej po kolei do wszystkich szklanek.



Rys. 60. W każdej szklance kolor płynu będzie inny

W pierwszej szklance płyn będzie purpurowy, w drugiej — zielony, w trzeciej — czerwony, w czwartej — niebieski, w piątej zaś bezbarwny.

Odgadliście oczywiście, że w każdej szklance znajduje się trochę jakiejś substancji, której z pewnej odległości nie widać. Odnosi się więc wrażenie, że szklanki są puste przed nalaniem płynu.

Do pierwszej szklanki wlejecie na dno trochę rozpuszczonego ałunu, do drugiej nieco amoniaku, do trzeciej — kilka kropeł wody sodowej, czwartą zostawcie pustą, a do piątej szklanki wlejecie kilka kropeł kwasu siarkawego. Kwas ten otrzymacie, gdy dwutlenek siarki rozpuści się w wodzie.

Zresztą, nie jest wcale istotne, czy w szklankach będzie coś widać czy nie. Doświadczenie to, jak i wszystkie inne, ma swój własny urok bez okrywania go tajemnicą.

DOŚWIADCZENIE 97

Kapusta — wskaźnik

W poprzednim doświadczeniu poznaliśmy niezwykłą właściwość wody z kapusty, która zmienia swoją barwę pod wpływem różnych chemikaliów.

Przygotujemy dla naszej pracowni jeszcze jeden wskaźnik z wywaru kapusty.

Wlecie szklankę wody do płytkiego rondelka i dodajcie pół szklanki posiekanej czerwonej kapusty. Postawcie rondelk na ogniu, niech się wszystko zagotuje, a potem przez 15 min gotuje na małym ogniu.

Wlecie wywar z kapusty do szklanki i odstawcie, żeby ostygnął. Jest to nasz nowy wskaźnik czerwony jak wino.

Kiedy płyn ostygnie, zróbcie próbę.

Wlecie go do probówki, dodajcie trochę sodы oczyszczonej i wymieszajcie. Czerwona barwa kapusty ustąpi miejsca ciemnozielonej.

Teraz ostrożnie wlewajcie do probówki ocet. Płyn będzie powoli zmieniał kolor, aż znów stanie się czerwony.

Wskaźnik jest więc dobry.

DOŚWIADCZENIE 98

Czy ten ocet jest dobry?

— Sprawdź w twojej pracowni, co się dzieje z tym octem? — może pewnego dnia poprosi cię matka, gdy już nabierze zaufania do naszego chemicznego laboratorium.

— Obawiam się, że jest za bardzo rozwodniony.

Rzucimy się od razu do sprawdzania, aby nie zawieść jej zaufania.

Chcąc przeprowadzić próbę jakości octu, musimy przede wszystkim mieć w pracowni tzw. molowy roztwór ługu sodowego.

— Co to jest „molowy roztwór” ługu? — zapytacie mnie prawdopodobnie.

Otóż mówimy, że roztwór ługu sodowego jest molarny, jeżeli jeden litr roztworu zawiera jeden mol wodorotlenku sodowego. I ogólnie: stężenie jakiegoś kwasu lub zasady w roztworze jest molowe, jeżeli jeden litr danego roztworu zawiera jeden mol rozpuszczonej substancji.

Mol? Cóż to jest mol? Jaka to miara?

Jeden mol dowolnej substancji waży tyle gramów, ile wynosi ciężar cząsteczkowy tej substancji. Na przykład, jedna cząsteczka wodorotlenku sodu składa się: z atomu sodu, atomu tlenu i atomu wodoru. Ciężar cząsteczkowy wodorotlenku sodu uzyskuje się dodając ciężary atomowe wszystkich pierwiastków — jego składników. Ciężar atomowy sodu wynosi 23, tlenu 16 i wodoru 1, co razem daje 40. Wobec tego, jeden mol wodorotlenku sodu waży 40 g.

Jeżeli tych 40 g czystego wodorotlenku sodu rozpuścimy w 900 cm³ wody destylowanej, otrzymamy dokładnie jeden litr roztworu molowego ługu sodowego.

Jeden mol kwasu octowego waży 60 g. Stąd wniosek, że w jednym litrze roztworu molowego kwasu octowego mamy 60 g czystego kwasu octowego. Po zapisaniu tego wszystkiego do naszego dziennika możemy się zająć doświadczeniem. Liczby te będą nam potrzebne pod koniec doświadczenia.

Wlejemy do kubka porcelanowego dokładnie 10 cm³ badanego octu. Dodamy kilka kropel czerwonej tynktury lakmusowej.

Potem z menzurki będziemy powoli wlewać do octu molowy roztwór ługu sodowego, mieszając przy tym ciągle roztwór szklanym pręcikiem. Gdy płyn w szklance zacznie się zabarwiać na niebiesko, przestaniemy wlewać ług i zobaczymy na skali menzurki, ile ługu sodowego przeleliśmy z menzurki do naczynia z octem.

— Okaze się, że 7,6 cm³.

Obliczymy teraz, ile czystego wodorotlenku sodowego zawarte jest w tej objętości. Wartość tę uzyskamy, jeżeli 7,6 pomnożymy przez 0,04. Jak wiemy, w litrze roztworu molowego

znajduje się 40 g wodorotlenku sodowego. Stąd w jednym centymetrze sześciennym, tj. tysięcznej części litra, znajduje się tysięczna część 40 g wodorotlenku sodu, czyli 0,04 g. Po przemnożeniu więc dowiemy się, że w 7,6 cm³ ługu sodowego jest zawarte 0,304 g czystego wodorotlenku sodowego.

Teraz zwróćmy uwagę na fakt, że jedna cząsteczka wodorotlenku sodowego zobojętnia jedną cząsteczkę czystego kwasu octowego. Ponieważ ciężary cząsteczkowe wodorotlenku i kwasu są różne, to w naszym przypadku 40 g czystego wodorotlenku sodu zobojętni 60 g czystego kwasu octowego.

Teraz już łatwo określimy, jaką ilość kwasu octowego x zobojętniło 0,304 g wodorotlenku sodowego. Wyniknie to z proporcji $40 : 60 = 0,304 : x$. Po prostych obliczeniach uzyskamy $x = 0,456$ g kwasu octowego. Oznacza to, że w occie, który matka dała nam do sprawdzenia znajduje się 4,56% kwasu octowego. Jest to ilość zupełnie wystarczająca, gdyż zwykle za najmniejszą dopuszczalną wartość uznaje się 3,5%.

Mam nadzieję, że nie weźmiecie mi za złe, jeżeli was trochę zmęczyłem tymi obliczeniami, a mama na pewno byłaby niezadowolona, gdybyśmy nie byli w stanie zbadać octu w naszej pracowni.

DOSWIADCZENIE 99

Niewidoczny list

Jeżeli pewnego dnia koleżdy z sąsiedniej pracowni chemicznej przyślą nam list w postaci czystego białego arkusza papieru, w celu wykazania swoich umiejętności chemicznych, wcale się nie zmieszamy. Czytaliśmy także *Sherlocka Holmesa* i wiemy, jak słynny detektyw odczytywał takie tajne listy.

Będziemy trzymać ten czysty arkusz papieru nad płomieniem świecy, w odległości 2—4 cm, przesuwając nim powoli w różnych kierunkach, ażeby się w jakimś miejscu nie przegrzał.

Wkrótce na białym arkuszu zaczną się wyłaniać ciemnobrązowe litery ich listu.

Raz go widać... raz nie...

Odpowiemy im w ten sam sposób, dając do zrozumienia, że znamy tajemnicę ich niewidzialnego atramentu.

Weźmiemy ocet oraz czystą stalówkę i napiszemy odpowiedź na arkuszu nieco mocniejszego papieru do pisania. Postaramy się, aby linie były grube. Ułatwi to później czytanie.

Kiedy list wyschnie, nie będzie na nim nawet śladu liter.

Ale jednak coś zostało. W tych miejscach, gdzie stalówka pozostawiła ocet, nastąpiła pewna reakcja chemiczna w papierze. Mianowicie, te części papieru stały się pod względem swego



Rys. 61. Ukryty napis wyłoni się nad płomieniem świecy

składu chemicznego podobne do związku, z którego wyrabia się celofan albo film do aparatów fotograficznych.

A co się dzieje, gdy taki arkusz poddamy działaniu ciepła nad płomieniem świecy?

Części papieru, które pociągnęliśmy octem, pisząc stalówką, ze względu na swój zmieniony skład chemiczny mają niższą temperaturę utleniania się niż reszta papieru. Oznacza to, że związek chemiczny powstały wskutek działania octu na papier wcześniej łączy się z tlenem i spala niż pozostały papier.

Opiszemy to doświadczenie w naszym dzienniczku laboratoryjnym — ale nie tajnym atramentem. W naszej pracy naukowej nie ma tajemnic — nasz dziennik jest otwartą książką dla każdego, kto chce go czytać.

Zrobimy teraz atrament, który będzie na przemian zjawiać się i znikać na papierze.

Wrzucimy do szklanki wody trochę siarczanu miedziowego lub cynkowego i poczekamy aż się rozpuści. Roztworem tym napiszemy kilka wierszy na papierze. Pismo będzie zupełnie niewidoczne.

Cała sztuka polega teraz na tym, aby wywołać litery i odczytać napisaną treść.

Przed rozpoczęciem doświadczenia przygotowujemy jednak wszystko, co będzie nam w tym celu potrzebne.

Będziemy mieli pod ręką wodę, w której przedtem długo gotowaliśmy szyszkę z sosny lub świerku.

W wywarze tym namoczmy trochę bawełny i pociągniemy nim papier, na którym pisaliśmy niewidocznym atramentem. Na arkuszu zjawia się litery.

Ale może ktoś będzie chciał po przeczytaniu listu uczynić jego treść znów niewidoczną i w tym stanie złożyć go w archiwum.

Namoczcie trochę bawełny w rozcieńczonym kwasie siarkowym i powoli pociągnijcie nim po wierszach listu. Rękopis znów zniknie.

Zapomnieliście jednak o jakiejś istotnej rzeczy z treści listu, np. czy kolega zaprasza was do kina w piątek, czy w sobotę?

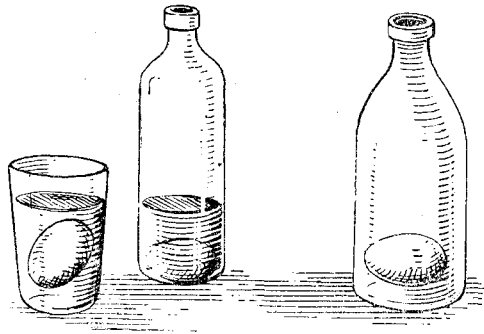
Nic straconego. W mig wywołamy znów treść listu na papierze. Raz jeszcze zamoczmy trochę bawełny, ale tym razem w roztworze węglanu potasowego lub inaczej potażu, i pociągniemy teraz tym roztworem papier. Bładożółte litery wyłonią się z arkusza.

Raz widać, a raz nie — jak pewnego szarlatana, który wystąpił z podobną sztuczką przed publicznością. „Teraz mnie widzicie” — oświadczył, stojąc przed publicznością i schował się za kurtynę. A teraz mnie nie widzicie — i już nigdy mnie nie zobaczycie” — krzyknął do zdumionej publiczności i uciekł z pełnym workiem pieniędzy.

Jajko w butelce

Kiedy zobaczycie prawdziwe kurze jajko na dnie butelki, której szyjka jest dużo węższa od niego, ogromnie zdziwieni spytacie: w jaki sposób całe, nie rozbite jajko dostało się do butelki?

Przy odrobinie cierpliwości i wiedzy chemicznej wy też możecie wykonać to zadanie. Zanurzcicie jajko w mocnym occie i zostawicie je tam przez jeden lub najwyżej dwa dni. Tyle czasu



Rys. 62. Jajko w butelce

starczy, aby skorupka zmiękła. Kwas octowy bowiem działa na węglan wapniowy, z którego zbudowana jest skorupa jajka i powoduje jej mięknięcie.

Naciskając ostrożnie palcami wepchniecie jajko do szyjki. Butelkę przy tym połóżcie, aby jajko nie upadło na dno, gdy przejdzie przez szyjkę butelki. Powoli podnosicie butelkę aż jajko stoczy się na dno.

Pozostanie wam jeszcze teraz dokonać ponownego utwardzenia skorupy. W tym celu wlejecie do butelki bardzo rozcieńczony roztwór sody w wodzie. Roztwór będziecie często zmieniać, dopóki skorupka nie stwardnieje.

Rzeźba na skorupce jajka

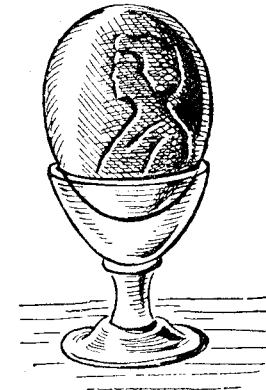
— Czyż to możliwe na tak delikatnej skorupce? — zapytacie. Czym można rzeźbić na tak cienkiej skorupie nie łamiąc jej?

Oczywiście nie użyjemy ani dłuta, ani młotka. Kwas załatwi tę sprawę za nas.

Na skorupce jajka narysujemy roztopionym łojem obraz, jaki pragniemy uzyskać. Potem zanurzymy jajko w occie lub w bardzo rozcieńczonym roztworze kwasu siarkowego. Pozostawimy je tam przez 3 godz.

Kwas będzie wygryzał miejsca skorupki, które nie są pokryte i chronione łojem.

Kiedy wyciągniecie jajko z kwasu i umyjecie, otrzymacie rzeźbę, która odpowiada waszemu rysunkowi. Miejsca, które były



Rys. 63. Rzeźba na jajku

pokryte łojem będą wypukłe, a miejsca poddane działaniu kwasu będą wgłębione.

Możecie też odwrócić kolejność postępowania. Wpierw powleciecie jajko lakierem ochronnym, a potem jakimś ostrym przedmiotem, np. igłą narysujecie na tej warstwie obrazek.

Żeby sobie ułatwić rysowanie, możecie igłą włożyć do oprawki.

Warstwę ochronną możecie przygotować mieszając dwie części żółtego wosku, dwie części smoły i jedną część asfaltu.

Rzeźby, które uzyskacie na skorupkach jajka będą bardzo ciekawe, zachowajcie więc je w zbiorze waszych trofeów chemicznych.

Szkoda tylko zostawiać zawartość jajka w skorupie. Wyszchnie i zmarnuje się. O wiele rozsądniej będzie, jeżeli je przedtem zjecie.

Spodziewam się, że nie usłyszę od was pytania:

— Ale jak zjemy jajko nie uszkadzając skorupy? Sądzę, że potraficie to zrobić?

Przedziurawicie jajko igłą na dwóch przeciwległych końcach. Przyciśnięcie jajko do ust, w miejscu gdzie znajduje się jeden z otworów i silnie pociągniecie powietrze. Pod ciśnieniem powietrza białko i żółtko jajka przejdzie przez otwór do ust, w których powietrze jest rozrzedzone i ciśnienie mniejsze.

Zanim jednak taką podziurawioną pustą skorupkę włożycie do kwasu, zatkajcie oba otworki woskiem, gdyż inaczej kwas przedostanie się do wewnątrz i nadgryzie ją tam.

DOŚWIADCZENIE 103

Czy umiecie pisać na metalu?

Tatusz chciałby podarować przyjacielowi na imieniny papierośnicę z dedykacją; mama pragnie zanieść przyjaciółce figurkę z brązu; starsza siostra marzy o monogramie na swojej pudernicze.

Ale grawer twierdzi, że nie zdąży na czas, że i tak jest przeładowany robotą i zwleka z przyjęciem zamówienia.

— Od czegoż jest nasza pracownia — zawołacie i przyjmiecie całą robotę bez żadnego ociągania się.

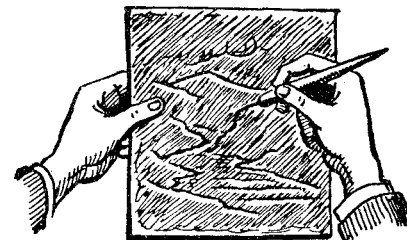
Przed wszystkim przedmiot, na którym będziecie chcieli napisać dedykację lub monogram powleciecie pszczelim woskiem lub lakierem bitumicznym. Następnie ostrym narzędziem wyryjecie żadaną dedykację tak, aby zupełnie usunąć wosk lub lakier z wyrytych rowków.

Posmarujecie wtedy rowki substancją, która nadżera metal. Po pewnym czasie, umyjecie przedmiot i ujrzycie na nim wygrawerowany napis lub rysunek.

Niektórych substancji możecie nawet użyć jako „atramentu”. Wtedy zbędne jest pokrywanie przedmiotu woskiem. Piszeć po prostu tą substancją.

Związków chemicznych nadżerających metale jest bardzo wiele.

Roztwór dwuchromianu potasowego w 8 cm³ wody z dodatkiem 2 cm³ kwasu siarkowego nadżera miedź, mosiądz i stal.



Rys. 64. Pisanie na metalu

Na mosiądz działa też mieszanina kwasu azotowego i octowego w stosunku: 3 części czystego kwasu azotowego i 2 części kwasu octowego zmieszane z 9 częściami wody. Przedmiot grawerowany należy wtedy pokryć lakierem bitumicznym.

Mieszanina 10 g żelazichlorku i 2 g stężonego kwasu solnego rozpuszczona w 100 cm³ wody nadżera żelazo, stal, ołów, miedź, cynk i ich stopy.

Roztwór jednej części stężonego kwasu solnego w 100 częściach alkoholu nadżera stopy glinu.

DOŚWIADCZENIE 104

Robimy monogramy

— Prosimy bardzo. Wykonujemy szybko i solidnie monogramy, a także różne żądane wzory na tkaninach.

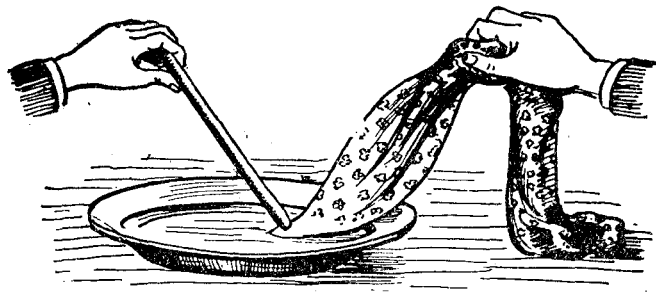
Jak widzicie, nasza pracownia może również prowadzić interesy.

Zamoczymy w naczyniu z kwasem azotowym lub siarkowym jakiś szpiczasty przedmiot, np. zaostrzony patyk i narysujemy

nim na tkaninie żądany wzór. Może to być monogram w rogu chustki lub jakiś inny wzór.

Rysunek ten nie będzie widoczny.

Ale gdy tkaninę zamoczymy w roztworze podchlorynu potasowego, w miejscach uprzednio nasiąkniętych kwasem zacznie



Rys. 65. Rozciągnijcie tkaninę przytrzymując ją szklaną pałeczką

się intensywnie wydzielać chlor. Wybieli on tkaninę wzdłuż narysowanych linii. W ten sposób uwidoczni się nasz rysunek.

Szybko wyciągniemy tkaninę z tego roztworu i dobrze wypłuczemy w wannie z czystą wodą.

Na tym zakończymy nasz proces „drukowania” na tkaninie.

W gruncie rzeczy nasze postępowanie jest odwrotne do drukowania. Podczas drukowania barwę nakłada się na tkaninę, my zaś pozbawiamy tkaninę jej koloru.

Kiedy zamoczymy tkaninę w roztworze podchlorynu, zwróćcie uwagę, aby część z napisem była naciągnięta i wyprostowana. Jeżeli tkanina będzie zmięta, chlor nie będzie działać równomiernie i rysunek wyjdzie niewyraźny. Tkaninę naciągnijcie szklanym pręcikiem.

DOŚWIADCZENIE 105

Jedna probówka w ogniu, w drugiej zmiany

Do probówki z trudno topiącego się szkła włóżcie 1 g tlenku miedzi i 0,1 g pyłu węgla drzewnego.

Zatkajcie probówkę gumowym korkiem, przez który przeciągnięta jest szklana rurka dwukrotnie wygięta pod kątem pro-

stym. Swobodny koniec rurki włóżcie do drugiej probówki napełnionej wodą wapienną. Koniec rurki nie musi być zanurzony w wodzie.

Zacznijcie wtedy podgrzewać pierwszą probówkę. Zauważycie, jak woda wapienna w drugiej probówce poczynając od górnej części coraz bardziej mętnieje.

— Wielka mi mądrość! — powiedzą wam koledzy. Przecież nie może być inaczej, jeśli probówki połączone są rurką.

— Pewno, że nie może — ale dlaczego?

Woda wapienna zmętniała w obecności dwutlenku węgla, z którym połączyła się w nierozpuszczalny węglan wapniowy. Dwutlenek węgla, ponieważ jest cięższy od powietrza, wpada do wody wapiennej i łączy się z nią; znajduje się on w rurce w wyniku reakcji zachodzących w pierwszej probówce. Tam podczas ogrzewania tlenek miedzi rozkłada się na tlen i miedź. Tlen wiąże się dalej z węglem tworząc dwutlenek węgla.

— Jednak — zauważą trafnie wasi koledzy — nazwa doświadczenia jest błędna. Należałoby powiedzieć: Jedną probówkę ogrzewamy, a w dwóch zachodzą zmiany.

DOŚWIADCZENIE 106

W jaki sposób dym dostał się do szklanki?

Może któregoś wieczoru twój wuj, stryj lub inny starszy znajomy zechce wziąć udział w tym doświadczeniu.

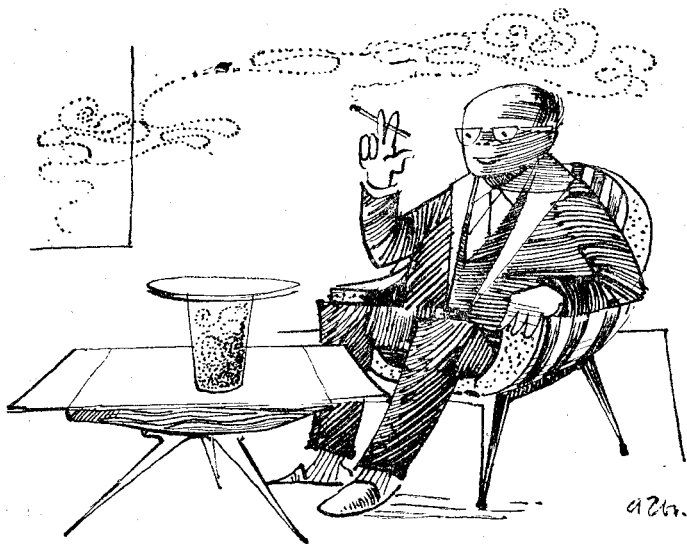
— Niech wuj usiądzie w kącie pokoju — zaproponujesz — i zapali papierosa. Stojąc w przeciwległym kącie pokoju złapię dym z tego papierosa do szklanki przykrytej spodkiem.

— A no, zobaczymy tę twoją sztuczkę — odpowie wuj i uśmiechając się z niedowierzaniem zapali papierosa.

Postawisz szklankę na stole w drugim końcu pokoju, której zewnętrzną stronę zwilżysz przedtem kilkoma kroplami kwasu solnego. Szklankę przykryjesz potem spodkiem, którego dno zwilżysz amoniakiem. Ponieważ wszystkie te czynności dobrze już opanowałeś, obecni nic nie zauważą.

Kwas solny paruje ze ścianek szklanki. Opary jego mieszają się z oparami amoniaku w spodku. W wyniku tego powstaje salmiak, który z pewnej odległości wygląda jak dym z papierosa.

Tymczasem wuj pali, dym wokół niego powoli się rozchodzi, a z twarzy znika mu uśmiech w miarę tego, jak dym w tajemniczy sposób „włazi” do szklanki.



Rys. 66. W szklance zjawi się biały „dym”

— Pięknie — powie w końcu, gasząc niedopałek papierosa — ale sprawdzimy, co jest w szklance.

Gdyby miał pod ręką mikroskop zobaczyłby śnieżnobiałe kryształki chlorku amonowego lub inaczej salmiaku.

DOŚWIADCZENIE 107

Uda się to i bez papierosa

Nie jestem palaczem. Wy na pewno też nie.

Zażartujemy sobie z palących i pokażemy im, że i bez papierosa możemy dmuchać dymem nie gorzej niż oni.

Na stole stoją dwie odkryte buteleczki o takiej samej wysokości. W jednej znajduje się kwas solny, a w drugiej amoniak. Ich niewidoczne opary unoszą się w powietrzu.

Pochylimy się przy butelce z kwasem solnym i zaczniemy dmuchać ponad nią w kierunku drugiej butelki tak, aby jej opary mieszały się z oparami amoniaku.

Wynik już przewidujecie. Zmieszane opary wytworzą chlorek amonowy, który w postaci białawego dymu będzie się unosić nad buteleczką z amoniakiem i rozchodzić na około unoszony prądem powietrza.



Rys. 67. Wymuchiwanie dymu bez papierosa

„Zwycięstwo trzeciej dziesiątej”

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

Fizyk angielski *Reyleigh* (czyt. rejlej) stwierdził w 1894 r. że gęstość azotu otrzymanego z powietrza wynosi $1,2572 \text{ g/cm}^3$, podczas gdy gęstość azotu uzyskanego ze związków azotowych wynosi $1,2505 \text{ g/cm}^3$.

Różnica ta nie dawała spokoju innemu uczoneму angielskiemu *Ramsayowi* (czyt. ramzejowi). Uważał on, że różnica ta występuje wskutek obecności w powietrzu innego nieznanego do tej pory gazu cięższego od azotu. W tym samym roku udało się mu wyodrębnić ten gaz z powietrza.

Tak więc wykryto argon. Jego wykrycie przeszło do historii chemii pod nazwą „zwycięstwo trzeciej dziesiątej”.

Dzisiejsza chemia i fizyka w swoich badaniach i pomiarach nie zadowolają się nawet dwudziestą dziesiątą. Na drodze badań i mierzenia coraz mniejszych wielkości sięgają one do cząsteczek, atomów, a nawet jeszcze mniejszych cząstek. Dokładność tych pomiarów potwierdza się codziennie, choć otrzymane wyniki są korygowane czasami nowymi pomiarami.

Laboratoria chemiczne i fizyczne zaopatrzone są dzisiaj w wyjątkowo czułe aparaty pomiarowe. Jeden z nich tzw. licznik Geigera (czyt. gajgera) może stwierdzić promieniowanie jednego

jedynego atomu. Waga jest udoskonalona do tego stopnia, że niektóre jej typy mogą ważyć niewidoczne cząstki o ciężarze jednej miliardowej części grama. Wynaleziono sposób by zmierzyć długość wynoszącą jedną dziesięciomilionową część centymetra. Zegar atomowy, który pracuje na zasadzie drgań atomów w cząsteczkach amoniaku mierzy jedną stumilionową część sekundy. Uczni jednak bynajmniej się tym nie zadowolają. Pod koniec 1951 r. skonstruowano zegar elektronowy mierzący jedną piątą miliardowej części sekundy. Mikroskop też ogromnie udoskonalono. Podczas gdy zwykły mikroskop powiększa do 1500 razy, mikroskop elektronowy może powiększyć 100 000 razy. Najnowsze mikroskopy protonowe dają powiększenie do 1 000 000 razy.

Jasne jest, że ukazanie się takich „cudów” umożliwia postęp nauki i techniki, lecz ten postęp opierał się na pracy i twórczości wielu uczonych, którzy mieli skromne środki i narzędzia, ale genialne pomysły. Przyrządy i narzędzia wielkich wynalazców były w przeszłości o wiele prostsze i mniej doskonałe od przyrządów, którymi dziś posługują się uczniowie w swych pracowniach.

Bez względu na środki, które były do dyspozycji, mierzenie zawsze odgrywało wybitną rolę w rozwoju nauk, specjalnie zaś w rozwoju chemii. Zaczęła ona bardzo szybko rozwijać się dopiero wtedy, gdy rozpoczęto pomiary wielkości wszystkich zmian zachodzących w reakcji, np. zmianę ciężaru, objętości, temperatury. Precyzyjny pomiar ciężarów substancji biorących udział w przemianach chemicznych doprowadził do odkrycia prawa o zachowaniu masy i niezniszczalności materii. Pomiary stosunków wagowych i objętościowych podczas łączenia się pierwiastków były fundamentem teorii o atomistycznej budowie materii. Mierzenie ciężarów atomowych uwarunkowało odkrycie układu okresowego pierwiastków, co otworzyło na oścież bramę wspinałemu postępowi chemii w naszym wieku.

— „Wszystko jest określone pomiarem i liczbą” — powiedział kiedyś w XVIII w. angielski chemik *Cavendish* (czyt. kawendysz); „a waga jest przyrządem pewnym, który nie zawiedzie chemików” — dodał ze swej strony *Lavoisier* (czyt. lawuazje).

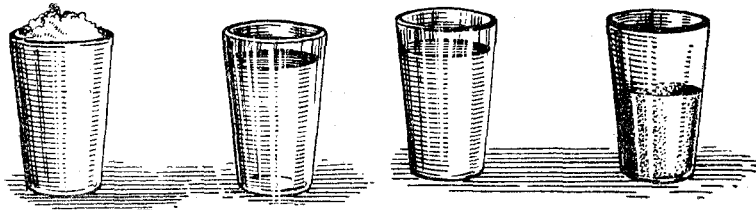
$$1 + 1 = 1$$

— Czyżbyście chcieli jedynek z matematyki? — zapytacie. Rzeczywiście, za tak ułożone równanie zasłużylibyście na pałę z matematyki, ale z fizyki lub chemii...?

Napełnijcie jedną szklankę bawełną, a drugą wodą. Przelejecie uważnie wodę z tej szklanki do szklanki z bawełną. Bawełna „wypije” wodę, szklanka będzie pełna, ale i wody, i bawełny.

Doświadczenie to możecie nieco zmienić.

Napełnijcie jedną szklankę wodą, do drugiej zaś wsypcie do połowy cukru-pudru lub kryształ. Przelejecie, jak poprzednio



Rys. 68. Zawartość dwóch szklanek zmieści się w jednej

wodę do szklanki z cukrem. Woda pomieści się w szklance z cukrem, która będzie tym razem pełna. Równanie nasze przybierze postać

$$1 + 0,5 = 1$$

Doświadczenia te są proste, ale skłaniają do rozmyślań.

Bawełna i cukier chociaż porowate mają własną objętość. Woda wypełnia całą szklankę. Według praw fizycznych dwa ciała nie mogą równocześnie zajmować tego samego miejsca w przestrzeni.

Jak więc woda i cukier pomieściły się w szklance? Jak się to mogło stać?

Jest sprawą oczywistą, że pomiędzy cząsteczkami wody musi być wolna przestrzeń, w której pomieściły się cząsteczki cukru.

Te nietrudne doświadczenia wskazują nam na właściwości budowy ciał, odkrywają istniejące tam jak gdyby puste miejsca,

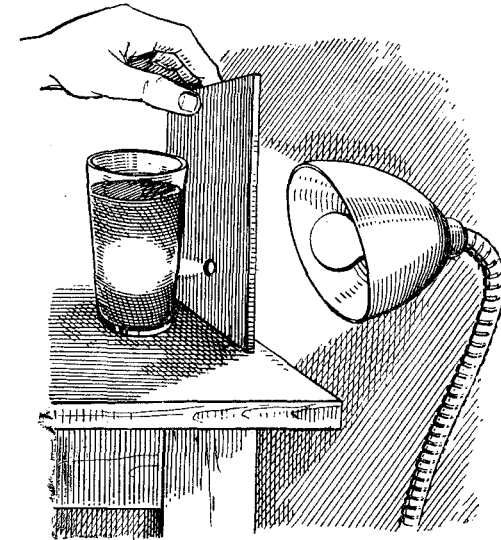
niewidoczne dziury i szpary między cząsteczkami ciał, nawet tych, które nazywamy stałymi.

Ponieważ doświadczenie jest zakończone, wypijcie wodę z cukrem, to was pokrzepi.

Roztwór czy nie?

W pracowni codziennie mamy do czynienia z roztworami różnych substancji w różnych płynach.

Jak już wiecie, niektóre ciała rozpuszczają się w określonych cieczach, co oznacza, że rozkładają się one na cząsteczki, które rozchodzą się i rozmieszczają wśród cząsteczek cieczy.



Rys. 69. Roztwór czy koloid?

Istnieją jednak substancje, które nie rozpuszczają się w cieczy, to jest nie rozkładają się na cząsteczki, lecz na drobne części przedstawiające sobą wielkie skupiska cząsteczek.

Ciała te nazwano koloidami. Koloidy mają bardzo ważne znaczenie w nauce i w przemyśle, szczególnie przy wytwarzaniu kle-

jów, barwników, cementu, gumy i wielu innych pożytecznych produktów. Krew płynąca w organizmie też jest koloidem.

Spróbujmy zrobić taki koloid w wodzie.

Wsypcie łyżeczkę skrobi ziemniaczanej do pół szklanki wody. Podgrzewajcie tę mieszaninę w rondelku lub w puszcze słabym płomieniem, ciągle przy tym mieszając zawartość rondelka. Uzyskacie znany wam już krochmal w postaci żelatynowatej papki.

Jeżeli kilka kropel tego krochmalu kapniecie do szklanki z czystą wodą, odniesiecie wrażenie, jakby krople rozpuszczały się w wodzie. Jednak nie będzie to roztwór. Udowodnimy to.

W kawałku kartonu przekłujcie mały otwór. Ustawcie ten karton między lampą a szklanką z wodą, w której znajduje się skrobia. Skierujcie wiązkę promieni świetlnych przechodzących przez otwór w kartonie tak, aby padła na szklankę. Wyraźnie zobaczycie promień biegnący przez płyn, gdyż drobne części skrobi będą rozpraszać światło. Jeżeli tak samo postąpiacie ze szklanką wody, w której rozpuszczono trochę cukru, promień świetlny nie będzie widoczny przy przechodzeniu. Tym razem światło przechodzić będzie przez właściwy roztwór.

DOŚWIADCZENIE 110

Wyrok wagi

Pokażecie kolegom różne substancje na stole i zapytacie:

— Co to są za ciała? Związki czy pierwiastki?

Będą je długo obmacywać, oglądać i zgadywać: jedno przypomina sodę, drugie to żelazne wióry, trzecie wygląda na gips...

Związek, pierwiastek, związek, pierwiastek... Będzie to jednak tylko zgadywanie, tym bardziej że brak będzie jedno-myślności w sądach obecnych.

— Niech waga zawyrokuje — proponujecie.

— A co to ma wspólnego z ciężarem? — zdziwi się być może jakiś kolega, który nieczęsto zagłada do waszej pracowni. Różne pierwiastki i różne związki mogą przecież jednakowo ważyć.

Szybko jednak przekona się on, że zmierzenie ciężaru bardzo nam tu pomoże.

Jeżeli substancję dokładnie zważymy przed i po ogrzaniu, zobaczymy, że jej waga zmieni się.

Związki na ogół będą lżejsze, pierwiastki — cięższe.

Podgrzejcie np. kryształ sody. Po podgrzaniu będzie lżejszy.

Uczyńcie to samo z dokładnie zważoną ilością wiórów żelaznych. Będą cięższe.

Doświadczenie to oczywiście nie zawsze się sprawdza. Niektóre, trudno utleniające się pierwiastki, nie przybiorą na wadze, po ogrzaniu ich; niektóre nawet stracą na wadze, np. siarka, z której po ogrzaniu ulotni się poważna ilość dwutlenku siarki. Gdybyśmy jednak mogli złapać ten gaz i zważyć razem z pozostałą siarką, przekonalibyśmy się, że ciężar siarki powiększył się.

DOŚWIADCZENIE 111

Zwolnijcie reakcję chemiczną

Czy oglądaliście kiedyś w kinie film, w którym obrazy zmieniają się powoli. Ruchy, które przyzwyczailiście się oglądać normalnie jako szybkie, rozciągają się i rozwlekają na ekranie ku wielkiemu zdumieniu tych widzów, którzy pierwszy raz to oglądają. Jakiś koń na wyscigach, bardzo powoli bierze przeszkody, prawie unosi się w powietrzu; albo słynny pływak skacze z trampoliny i spada, spada... tak powoli jakby nie działało prawo przyciągania.

Orientujecie się na pewno, jak osiąga się takie efekty. Taśmę w projektorze filmowym przekreca się wolniej niż podczas nakręcania tych scen.

My też przeprowadzimy coś podobnego w naszej pracowni: zwolnimy reakcję chemiczną, która normalnie przebiega szybko.

Wlejemy do próbówki stopioną żelatynę. Następnie dodamy do niej roztworu azotanu srebrowego. Wszystko dobrze wymieszamy szklanym pręcikiem i włożymy próbówkę do statywu, czekając aż żelatyna stwardnieje.

Wtedy wlejemy do próbówki roztwór soli kuchennej. Nie wolno tylko mieszać.

Po pewnym czasie zobaczymy w naszej próbówce szeroką pręgę białego chlorku srebrowego, podczas gdy znajdujący się

pod nim azotan srebrowy będzie ciemniał. Strona próbówki zwrócona do światła będzie ciemniejsza od drugiej strony, na którą pada mniej światła.

Spróbujcie wywołać tę samą reakcję bez żelatyny, a zobaczycie, jaka będzie różnica w czasie trwania reakcji.

Tego rodzaju zwalnianie reakcji chemicznych można również przeprowadzać z innymi substancjami.

Wzbogacie więc wasz dziennik laboratoryjny nowymi ciekawymi spostrzeżeniami.

DOSWIADCZENIE 112

Czy można wyprostować sprężynę zegarową?

Jeżeli macie jakąś sprężynę ze starego zegara, poproście kolegów, żeby ją wyprostowali.

Będziecie obserwowali ich bezskuteczne wysiłki. Będą ją rozciągać, rozciągać, ale nadaremnie. Gdy ją tylko wypuszczą z rąk, znów się zwinie przybierając poprzedni kształt.

Kiedy się już porządnie namęczą, pokażecie im, co wy potraficie.

Rozciągniecie mianowicie sprężynę obiema rękami i potrzy macie ją około 5 min w płomieniu palnika Bunsena. Potrzymajcie ją jeszcze potem jakąś minutę w ciepłym powietrzu nad płomieniem, aby powoli ostygła. Gdy stalowa sprężyna ostygnie, łatwo będzie się giąć we wszystkie strony, straci bowiem swoją sprężystość.

Z drugą sprężyną spróbujcie postąpić nieco inaczej.

Podgrzejcie ją do czerwoności w płomieniu palnika i potem szybko zanurcie w kubku z zimną wodą. Jest to tzw. hartowanie lub „utwardzanie” stali. Po tym zabiegu stalowa sprężyna stanie się twarda i krucha; będzie się łatwo łamać i rysować szkło, jeżeli pociągniecie nią po jakimś kawałku szkła.

Weźcie teraz kawałek tej utwardzonej stali i ogrzejcie ją w płomieniu aż stanie się niebieska. Gdy ostygnie (ale bez chłodzenia w wodzie) zauważycie, że znów daje się giąć i nie rysuje tak dobrze szkła jak poprzednio.

Ten proces nazwano „odpuszczaniem” stali. Polega on na usuwaniu zbyt dużej kruchości i twardości stali.

Bardzo ważną rzeczą jest uzyskanie stali o odpowiednich właściwościach ze względu na bardzo duże i różnorodne jej zastosowanie.

Przy utwardzaniu stali temperatura płomienia musi sięgać 800°C. Proces odpuszczania przebiega w temperaturze o wiele niższej 220—320°C.

Podczas odpuszczania stal zmienia kolor w zależności od temperatury. W temperaturze 228°C stal jest żółta jak słoma. Z tej stali wyrabia się brzytwy do golenia. W temperaturze 232°C stal ma kolor brunatno-żółtawy. Wyrabia się z niej scyzoryki. Gdy płomień osiągnie 265°C stal staje się purpurowa. Używana jest ona do wyrobu noży. Po osiągnięciu temperatury 288°C stal staje się jasnoniebieska. Nadaje się wówczas do wyrobu sprężyn zegarowych. W temperaturze 316°C stal jest ciemnoniebieska. Wyrabiane są z niej piły ręczne.

DOSWIADCZENIE 113

Mierzenie wodoru

— Zmierzcie otrzymany wodór.

— Ciężar czy objętość?

— Objętość.

— To wcale nietrudne — powiecie. Trudną rzeczą byłoby zmierzyć jego ciężar nie posiadając precyzyjnej wagi, z objętością zaś poradzimy sobie.

Waż gumowy, którym odprowadzamy wodór z butelki włożymy do menzurki napełnionej wodą. Oczywiście wodór powstaje w butelce w wyniku reakcji chemicznej. Na skali odczytamy, ile nabrało się go w menzurce.

Żeby jednak zmierzyć cały wodór niczego po drodze nie gubiąc, należy przedsięwziąć pewne środki ostrożności.

Zatopimy jeden koniec szklanej rurki, nadając mu postać małej kulki (za pomocą dmuchania), zostawiając z boku mały otwór. Kulka musi być takiej wielkości, aby przeszła przez

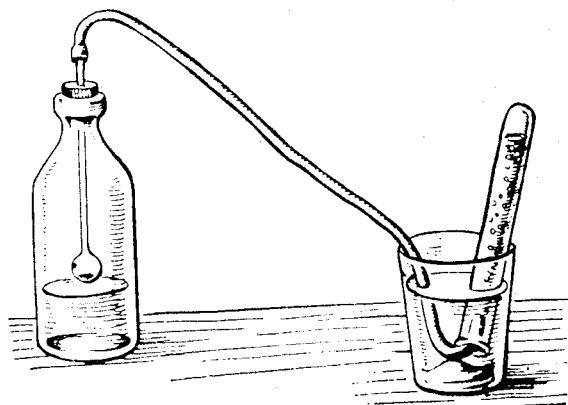
szyjkę butelki. Rurkę szklaną przeprowadzimy przez gumowy korek.

Do butelki wlejemy kwas solny i rozcieńczymy go taką samą ilością wody. Przedtem dokładnie zmierzmy ilość kwasu wla- nego do butelki.

Do kulki w szklanej rurce wsypimy 0,2 g sproszkowanego magnezu. Oczywiście magnez musi być jak najdokładniej zwa- żony.

Do butelki włożymy rurkę i zatkamy ją gumowym korkiem.

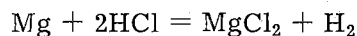
Od wystającego z korka końca rurki poprowadzimy wąż gumowy do menzurki, którą poprzednio napełniliśmy wodą. Men-



Rys. 70. Uzyskiwanie wodoru

zurkę wywrócimy i zanurzymy w większym naczyniu zawierają- cym też wodę.

Po tych przygotowaniach możemy zacząć pomiar. Będziemy potrząsać nieco butelką, tak żeby proszek magnezowy spadał po- woli do kwasu przez otwór w szklanej kulce. Wtedy z kwasu zacznie się wydzielać wodór, gdyż magnez będzie się łączył z chlorem według równania



Kiedy cały magnez wytrząśniemy z kulki i poziom wody w menzurce przestanie opadać, poczekamy chwilę, aby gaz ostygł.

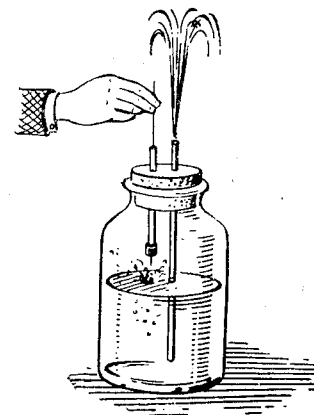
W czasie stygnięcia poziom wody w menzurce trochę się pod- niesie. Wtedy możemy odczytać na skali menzurki, ile wodoru wydzieliło się z kwasu pod wpływem 0,2 g magnezu.

DOŚWIADCZENIE 114

Wodotrysk chemiczny

Weźcie słoik z grubego szkła, z szerokim otworem. Wlejcie do niego roztworu sody oczyszczonej, do około trzech czwartych jego objętości.

Zakryjcie go potem korkiem z masy korkowej, przez który przechodzą dwie rurki. Jedna rurka dłuższa powinna sięgać pra-



Rys. 71. Wodotrysk chemiczny

wie do dna słoika, druga zaś krótsza — nie będzie dochodzić do roztworu. Do niej właśnie nalejemy kwasu winnego zakleiwszy uprzednio jej dno papierem pergaminowym.

Kiedy już dobrze wsadzicie korek, przedziurawcie drutem pergamin w krótszej rurce.

Kwas solny będzie przeciekać do roztworu sody powodując nagłe wydzielanie się dwutlenku węgla.

Gaz ten zwiększy ciśnienie w słoiku. Pod wpływem zwiększonego ciśnienia z rurki zanurzonej w roztworze wytryśnie na zewnątrz płyn.

Jeżeli zastosujecie szerszą rurkę, możecie w ten sposób zmierzyć ciśnienie gazu w butelce, biorąc pod uwagę wysokość słupka roztworu w rurce.

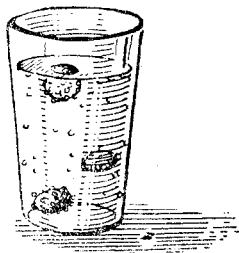
DOSWIADCZENIE 115

Pontony z sody

Kiedy już mamy pod ręką sodę oczyszczoną, przeprowadźmy jeszcze jedno doświadczenie z dwutlenkiem węgla.

Wlejcie łyżkę octu do szklanki wody i dodajcie łyżkę sody oczyszczonej. Wrzućcie następnie do szklanki dwie, trzy kulki naftaliny.

W szklance będzie się wydzielał dwutlenek węgla, który w postaci pęcherzyków będzie się wznosił ku powierzchni roz-



Rys. 72. Pęcherzyki dwutlenku węgla w roli „pontonów”

tworu. Wkrótce jednak zauważycie, jak pęcherzyki zbierają się wokół kulek naftaliny.

Po pewnym czasie kulki zaczną wędrować w kierunku powierzchni roztworu wraz z pęcherzykami gazu, które będąc lżejsze od roztworu unoszą je ku górze. Pęcherzyki zachowują się jak pontony lub pasy ratunkowe, które widzicie czasami na statkach.

Kiedy kulki wynurzą się, pęcherzyki pękną i gaz opuści wodę, kulki utoną, ale po chwili nowe pęcherzyki znów uniosą je na powierzchnię.

Cały proces trwa dotąd, aż zużyją się chemikalia. Doświadczenie udaje się, ponieważ ciężar właściwy naftaliny jest niewiele większy od ciężaru właściwego wody.

DOSWIADCZENIE 116

1/600 000 grama

— Jak to jest możliwe! — wykrzyknęliście prawdopodobnie, zdumieni, gdy po raz pierwszy przeczytaliście, że uczeni są w stanie stwierdzić obecność 1 milionowej części grama lub nawet mniej, obcej domieszki w jakiejś substancji.

A jednak jest to możliwe. Co więcej, uda się to stwierdzić również w naszej pracowni chemicznej. Wykryjemy obecność jednej sześćsettyśięcnej części żelaza.

Weźmy jeden gram twardego, suchego o żółtawym kolorze chlorku żelazowego. Zwróćcie uwagę, aby pomiar był jak najdokładniejszy.

Rozpuśćcie go w jednym litrze wody destylowanej. Mieszajcie roztwór przez dłuższy czas, dopóki cały nie przybierze równomiernego, bladożółtawego koloru.

Wtedy posłużymy się wkraplaczem najlepiej ze szklanym kranem. Jeżeli nie posiadacie wkraplacza, śmiało możecie go zrobić sami. Weźmiecie szklaną rureczkę z wyciągniętym zaostrzonym wierzchołkiem i dokładnie oznaczycie jej objętość, sprawdzając ją kilkakrotnie za pomocą menzurki.

Nasz wkraplacz dobrze umyjemy i wielokrotnie przepłuczemy roztworem chlorku żelazowego. Potem napełnimy go nim i zostawimy, aby roztwór spływał kroplami na zewnątrz.

Licząc kropelki sprawdzając na skali obniżanie się poziomu roztworu we wkraplaczu do chwili, aż ubędzie go o 1 cm³. Otwór wkraplacza będzie odpowiedni, jeżeli naliczyliście dwadzieścia kropelek.

Po tym sprawdzeniu nalejemy do menzurki 10 cm³ roztworu chlorku żelazowego i rozcieńczymy go 90 cm³ wody destylowa-

nej. Uzyskamy w ten sposób płyn, który będzie zawierał w 1 cm³ wody 1/10 000 część grama chlorku żelazowego. Będzie to zupełnie bezbarwna ciecz.

Kapniemy tylko jedną kroplę tego roztworu do dobrze wmytego porcelanowego kubka. W kropelce tej będzie 1/200 000 część grama chlorku żelazowego. Jest to dwusetna część miligrama lub inaczej 5 gamm. Gamma — to nazwa tysięcznej części miligrama, czyli milionowej części grama.

Ponieważ w chlorku żelazowym znajduje się około 35% żelaza (co można obliczyć na podstawie wzoru chemicznego i ciężarów atomowych żelaza i chloru), więc w naszej kropelce w kubku znajduje się około 1/600 000 grama żelaza.

Najważniejszą rzeczą jest teraz udowodnić obecność żelaza w tej kropli.

— Drobiazg — powiedzą z przekąsem niektórzy wątpiący.

Naprawdę drobiazg. Do kubka kapniemy jedną kroplę 20% roztworu rodanku potasowego lub ewentualnie rodanku amonowego. Wskutek reakcji uzyskamy rodanek żelaza, którego mocny roztwór jest czerwony jak krew. W kubku zaś będzie on bladeczerwonawy. Dotychczas mieliśmy tam bezbarwny roztwór. Właśnie ta blada czerwień będzie dowodem obecności żelaza.

DOSWIADCZENIE 117

Czy ośmielicie się mierzyć cząsteczki?

Na pewno zdobylibyście się na taki wyczyn, choć czynność to bardzo złożona i trudna.

— Ale nie mamy przecież żadnych przyrządów koniecznych do precyzyjnych pomiarów — powiecie mi.

Proponuję jednak zrobić próbę pomiaru za pomocą tych środków, które posiadamy w naszej pracowni. Jeżeli podczas tego doświadczenia osiągniemy najskromniejszy nawet sukces i jeżeli choć trochę zbliżymy się do wyników, jakie osiągnęła nauka, będzie nam o wiele łatwiej zrozumieć uczonych, którzy zmierzili, ile cząsteczek znajduje się w kropli wody lub w litrze powietrza. Będziemy wtedy skłonni uwierzyć w dokładność ich

pomiarów, które nas często zdumiewają, a tym bardziej tych, którzy nie interesują się problemami chemii.

Do pomiaru będzie nam potrzebna menzurka, wkraplacz i płytke naczynie szklane w kształcie czworokąta. Może to być np. kuwetka do wywoływania zdjęć fotograficznych.

Kuwetkę starannie wmyjemy i usuniemy najmniejsze ślady tłuszczu, które mogłyby się znajdować na jej ściankach. Nawet znikoma ilość tłuszczu, zostająca po dotyku palca, musi być usunięta.

Wlejemy do połowy kuwetki świeżej wody z kranu.

Potem nożem, z którego też usunęliśmy dokładnie tłuszcz, nastrugamy do wody trochę kamfory.

Zobaczycie, jak ziarnka kamfory podskakują w wodzie na wszystkie strony. Kamfora paruje już w temperaturze pokojowej. W czasie parowania występują naprężenia w różnych płaszczyznach jej kryształków. To właśnie powoduje „podskakiwanie” ziarenek w wodzie. Wskutek parowania ziarnka będą maleć, aż wreszcie znikną.

Jeżeli na powierzchnię wody, po której „tańczą” ziarnka kamfory, kapniecie kilka kropel benzyny, nic się nie zmieni. Ziarnka będą dalej podskakiwać. Jeżeli jednak wpuścimy do wody kroplę oleju lub zanurzymy w kuwecie palec, którym poprzednio dotknęliśmy jakiegoś tłustego przedmiotu, ziarnka nagle się uspokoją — zupełnie jak uczniowie, gdy profesor wchodzi do klasy.

W ten sposób stwierdziliśmy następujące fakty: ziarnka kamfory poruszają się na powierzchni wody; na ich ruch nie działa benzyna, ale obecność nawet bardzo małej ilości tłuszczu unieruchamia je.

Jaka jest najmniejsza ilość tłuszczu, która podziała hamująco na ruch ziarenek kamfory?

— To zależy od wielkości naczynia z wodą, tj. od powierzchni wody — odpowiecie mi.

Tak jest. Im mniejsza jest powierzchnia wody, tym mniej trzeba włożyć tłuszczu, aby zahamować ruch ziarenek kamfory. Ale jaka jest najmniejsza ilość tłuszczu, która wstrzyma ruch ziarenek na jakiegokolwiek powierzchni?

— Jak to, na jakiegokolwiek powierzchni? — zdziwicie się. Macie rację. Moje pytanie nie było zbyt jasne. Odpowiem wobec tego sam. Mam nadzieję, że wówczas stanie się dla was jasne zarówno pytanie jak i odpowiedź.

Tłuszcz zatrzyma ruch ziarenek, jeżeli będzie go wystarczająco dużo, aby utworzyć błonę przykrywającą całą powierzchnię wody w naczyniu. Błonka ta może być tak cienka i delikatna, że aby ją utworzyć starczy jedna warstwa cząsteczek. Wszystkie cząsteczki tłuszczu stoją wtedy jedna obok drugiej, a nie jedna nad drugą.

Jeżeli ilość tłuszczu jaką wpuścimy do wody będzie niedostateczna do utworzenia takiej warstwy cząsteczek na powierzchni wody, ziarenka kamfory nie uspokoją się.

Teraz możemy się zabrać do dzieła.

Skoro przygotowujemy już kufeczek z wodą, rozpuścimy w menzurce 5 cm³ oliwy w 100 cm³ czystej benzyny. Aby tego dokonać, będziemy musieli dość długo potrząsać menzurką.

Część tego płynu wlejemy do kroplomierza, z którego też usunęliśmy ślady tłuszczu. Kilkakrotnie sprawdzimy, ile kropeł tego płynu wycieknie z objętości 1 cm³, gdy odkręcimy kran kroplomierza.

Jeżeli roztwór jest tak przyrządzony, że z 1 cm³ wypłynie 50 kropeł, wtedy jedna kropla posiada objętość 1/50 cm³.

Sprawdzimy w niewielkim odtłuszczonym naczyniu z wodą, jak kropla tego roztworu podziela na kamforę. Przekonamy się, że ją natychmiast „uspokoi”.

Weźmiemy 1 cm³ naszego 5% roztworu oliwy w benzynie i rozcieńczymy go jeszcze dodając 10 cm³ czystej benzyny.

Wypuścimy teraz jedną kroplę tego roztworu na powierzchnię wody w kufeczku, w której podskakują ziarenka kamfory. Jeżeli jest to naczynie o rozmiarach 30 × 20 cm, kamfora uspokoi się, ale będzie widoczne, że ta ilość oliwy jest ledwie dostateczna. Mamy jakby stan graniczny; gdyby oliwy było choć troszkę mniej, nie powstrzymałaby ona ruchu kamfory.

Oznacza to, że kropelka rozciągnęła się w tak cienką warstwę na powierzchni wody w naszym naczyniu, że mamy po prostu błonę stworzoną z jednej warstwy cząsteczek uszeregowanych jedna obok drugiej.

Teraz pozostaje nam obliczyć grubość tej warstwy. Uzyskamy w ten sposób wielkość średnicy cząsteczki.

Ile było oliwy w kropelce?

Jedna kropla posiada objętość równą 1/50 cm³. Zawiera ona 5% oliwy, reszta zaś jest benzyna. Oznacza to, że w kropeli mamy dwadzieścia razy mniej oliwy czyli $1/50 \times 1/20$, co wynosi 1/1000 część cm³.

Jeżeli weźmie się pod uwagę, że roztwór jeszcze raz rozcieńczony był benzyną, to się okaże, że oliwy w rzeczywistości było $1/1000 \times 1/10 = 1/10\ 000$ cm³.

Ta ilość oliwy rozpostarła się na powierzchni $30 \times 20 = 600$ cm². Jeżeli teraz objętość, którą zajmuje oliwa (1/10 000 cm³) podzielimy przez powierzchnię (600 cm²), to uzyskamy grubość warstwy oliwy na powierzchni wody w kufeczku. Wyniesie to 1/600 000 część mm, czyli 0,000 001 7 mm lub 1,7 mμ.

Jest to średnica cząsteczki oliwy — oczywiście w przybliżeniu. Mając na uwadze środki, jak i metodę pomiaru — błąd nie jest duży.

Wbrew sile przyciągania

ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU

Wiecie już z fizyki, że wszystkie ciała w stanie stałym, ciekłym lub gazowym, jeżeli znajdują się w środowisku o większym ciężarze właściwym niż same posiadają, dążą do wypłynięcia na powierzchnię, unoszą się do góry. Tak więc drewno, lżejsze od wody, wypłynie na jej powierzchnię; pęcherzyki powietrza, które wypuścimy do wody pospieszą ku górze; gazy lżejsze od powietrza, jak np. wodór, będą się unosić w górę, a cięższe, jak np. dwutlenek węgla, będą opadać ku ziemi. Balon napełniony wodorem lub helem będzie bujać wysoko w powietrzu. Ale czy wiecie o tym, że w pewnych warunkach gazy, cieczy, a nawet ciała stałe będą się unosić ku górze również w środowisku o mniejszym ciężarze właściwym?

— Ależ to byłoby wbrew prawom przyciągania — zaprotestujecie.

Tak, ale oprócz przyciągania istnieją i inne siły działające na ciała, znajdujące się poza nimi lub w nich samych.

Jak już wiecie, cząsteczki ciał znajdują się w ciągłym ruchu; cząsteczki gazów najszybciej się poruszają i najdalej rozchodzą; za nimi idą cząsteczki cieczy, a na końcu cząsteczki ciał stałych. Te ostatnie poruszają się w bardzo ograniczonej przestrzeni

i w tym samym miejscu w stosunku do innych cząsteczek tego samego ciała.

To poruszanie się cząsteczek powoduje mieszanie się gazów i cieczy o różnych ciężarach właściwych bez wpływu jakiegokolwiek obcego czynnika. Zjawisko to otrzymało nazwę dyfuzji.

Dyfuzję stwierdzono również w przypadku ciał stałych. Uczni angielscy przyspawali kawałek ołowiu do kawałka złota i dali na przechowanie do banku na okres 4 lat.

Gdy później zbadali ołów, znaleźli w nim złoto znajdujące się w odległości 7 mm od powierzchni styku ołowiu ze złotem.

Jeżeli dwa gazy lub dwie cieczy oddzielicie jakąś przegrodą, która w ogóle nic nie przepuszcza, to mieszanie oczywiście nie nastąpi. Jeżeli jednak przedzielicie je porowatą przegrodą, stwierdzicie dyfuzję w obu kierunkach.

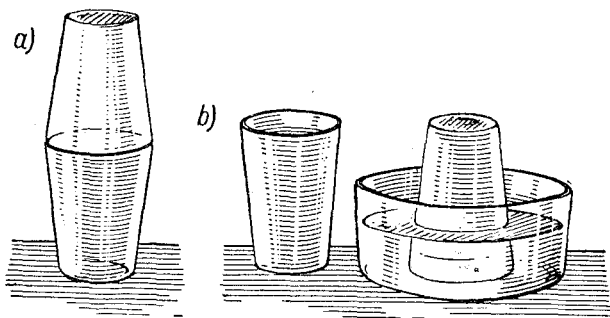
Istnieją też przegrody półprzepuszczalne przepuszczające ciecz tylko w jednym kierunku. Jeżeli pęcherz świński napełnicie roztworem cukru i włożycie do naczynia z czystą wodą, to woda zacznie przedostawać się do pęcherza, podczas gdy roztwór cukru nie będzie go opuszczać. Wskutek przypiływu wody pęcherz będzie pęcznieć coraz bardziej. Tego rodzaju dyfuzja przez błony półprzepuszczalne, zwane osmotycznymi, nazywa się osmozą.

Dyfuzja i osmoza odgrywają bardzo ważną rolę w procesach występujących w żywych organizmach.

Cieęższe wznosi się, lżejsze opada

Do jednej szklanki wpuściecie dwutlenek węgla, który jest cięższy od powietrza. Szklankę tę nakryjecie drugą, w której oczywiście będzie się znajdować powietrze.

Pozostawicie tak szklanki przez pewien czas, a potem górną szklankę odwróconą zdejmiecie i zanurzycie w naczyniu z wodą wapienną. Woda zmać się, co będzie dowodem obecności dwu-



Rys. 73. Dyfuzja gazów: a) mieszanie pod szklankami, b) stwierdzenie obecności dwutlenku węgla w górnej szklance

tlenku węgla. Moglibyśmy się spodziewać, że dwutlenek węgla będąc gazem cięższym od powietrza zostanie na dnie pierwszej szklanki. W grę weszła tu jednak dyfuzja.

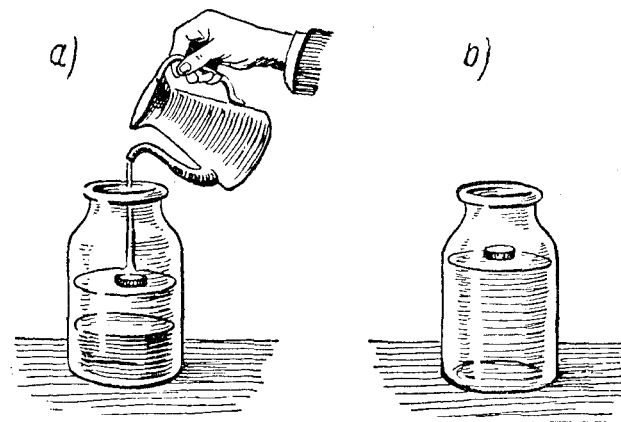
To samo z wodą

Wlećcie do połowy szklanki lub słoika roztwór siarczanu miedziowego w wodzie. Jest to roztwór na pewno cięższy od czystej wody.

Do roztworu wrzucicie płytkę z korka, a następnie powoli wlewacie na nią czystą wodę. Płytkę ma uniemożliwić mieszanie się tych dwóch cieczy podczas dolewania wody.

Nad roztworem siarczanu znajdzie się warstwa czystej wody.

Po dwóch, trzech dniach zauważycie, że granica oddzielająca te dwa roztwory stała się mętna, a po kilku tygodniach okaże się, że cała zawartość słoika posiada równomierne niebieskawe zabarwienie. Cząsteczki siarczanu miedziowego rozejdą się i równomiernie rozłożą się w górnej warstwie czystej na początku wody.



Rys. 74. Dyfuzja: a) roztwór siarczanu miedziowego na początku doświadczenia, b) ten sam roztwór po kilku dniach

Talenty ukryte w kroplach

Możemy urządzić wystawę obrazów, które nam namalują krople różnych substancji w naszej pracowni chemicznej.

Jeżeli macie zrozumienie dla sztuki malarzy abstrakcyjnych — szybko do dzieła. Przekształcimy naszą pracownię w atelier malarskie. Jako płótno posłużą nam kawałek łatwo nasiąkającego papieru lub bibuły. Kolory wybierzecie sami.

Aby przypadkowo czegoś nie uszkodzić, położycie papier na talerz porcelanowy.

Kapnijcie na papier jedną kroplę roztworu chlorku żelazowego, a obok niej w odległości nie większej niż 1 cm kroplę że-

lazocyjanku potasowego. Obie krople wsiąkną w papier, plamki będą się zwiększać i rozszerzać na papierze. Na linii styku dwóch plamek utworzy się pasek błękitu pruskiego.

Pozostawiam wam do wyboru inne możliwości twórcze w tej dziedzinie w naszym „atelier”.

Co się na przykład stanie, jeżeli nałożycie jedną kroplę na drugą? Wypróbujcie różne możliwości z farbami anilinowymi rozpuszczonymi w wodzie. Sprawdźcie kombinacje siniego kamienia i żelazocyjanku potasowego, azotanu ołowiawego i dwuchromianu potasowego, azotanu ołowiawego i siarczku sodowego, jodyny i kleju krochmalowego, sody i siniego kamienia itd.

Zmieszajcie więcej chemikaliów. Otrzymacie całą galerię obrazów i nie pozostanie wam nic innego do określania jak tylko, do jakiego kierunku należą wasze niezrozumiałe malarskie dzieła.

Zwróćcie tylko uwagę na to, że roztwory rozprzestrzeniały się przechodząc przez bardzo delikatne pory w papierze.

DOŚWIADCZENIE 121

Jajko gęsie – od kury

— Jaki ptak zniósł to jajko? — zapytacie waszych kolegów i pokażecie im jajko dwukrotnie większe od kurzego.

— Gęś, indyczka — odpowiedzą wam.

— Nie — zaprzeczycie. — Jest to kurze jajko, tylko chore na puchlinę wodną.

— Chore jajko? Bajeczki dla małych dzieci — zachną się koledzy i pospieszą do dzienniczka laboratoryjnego, aby się dowiedzieć, co też wyprawialiście z tym jajkiem.

Wy zaś, dzień wcześniej, włożyliście jajko do rozcieńczonego kwasu solnego, w którym rozpuściła się jego skorupka. Następnie przenieśliście jajko do naczynia z czystą wodą.

Ponieważ jajko jest jeszcze chronione cienką osmotyczną błoną, cząsteczki białka, które ono zawiera, nie mogły się przedostać do wody. Cząsteczki wody natomiast przechodziły przez błonkę do jajka. Jest to typowy przykład zjawiska osmozy uwa-

runkowanej tym razem istnieniem białka w jajku. Udało nam się wywołać ją, gdyż rozpuściliśmy uprzednio twardą skorupkę.

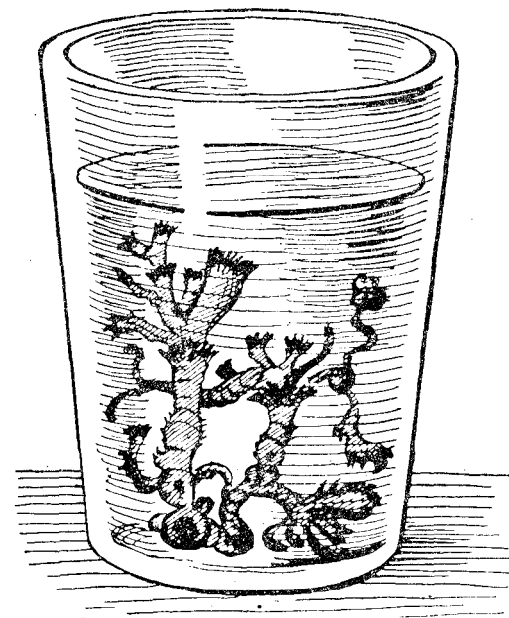
Jajko leżąc przez cały dzień w wodzie dwukrotnie zwiększyło swoją objętość wchłaniając wodę. Dzięki temu mogliście zadziwić kolegów jego niezwykłą wielkością, a przy okazji wygłosić im mały odczyt o osmozie.

DOŚWIADCZENIE 122

Korale...?

Nie. Nie korale, lecz dziwne zwierzątka i „rośliny”, które „wychodujemy” na drodze chemicznej w naszej pracowni.

Tym razem nie będą to skupiska kryształów. Ich pochodzenie będzie inne. Przeprowadźmy zresztą doświadczenie i zobaczymy, co się stanie.



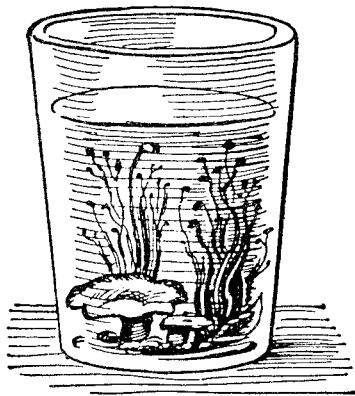
Rys. 75. „Korale chemiczne”

Wlejcie do słoika bardzo rozcieńczony roztwór siarczanu miedziowego. Następnie kapnijcie tam kroplę syropu z cukru. Kropla ta zawierać będzie znikomą ilość żelazocyjanku potasowego.

Zobaczcie co się dzieje w słoiku. Kropla pokrywa się brązową błoną, zaczyna rosnać i pęcznieć; wyrastają z niej pędy i gałązki o najniezwyklejszych kształtach wyglądem swym przypominające wodorosty, grzyby lub niektóre drobne zwierzątka — kolonie koralów, meduzy, glisty.

No dobrze, widzimy co powstało w słoiku — powiedzą wasi koledzy przyglądając się zawartości słoika. — Ale co tam naprawdę zaszło? Co wywołało to zjawisko?

Kiedy kropla syropu z cukru wpadnie do roztworu siarczanu miedziowego, nastąpi reakcja chemiczna pomiędzy siarczanem a żelazocyjankiem potasowym znajdującym się w kropli. W wy-



Rys. 76. „Rośliny chemiczne” w szklance

niku tej reakcji powstaje żelazocyjanek miedzi w postaci cienkiej, półprzepuszczalnej błony osmotycznej.

Przez tę błonę woda przedostaje się do kropli zawierającej dużo cukru. Kropla pęcznieje, rośnie, błona się coraz bardziej rozciąga, aż w jakimś punkcie pęka. W tym miejscu syrop wycieka tworząc jak gdyby pączki. Ale na skutek zetknięcia się z roztworem siarczanu wokół pączka też tworzy się błona osmo-

tyczna z żelazocyjanku miedzi. Cały proces zaczyna się od nowa. Z pączka wyrastają nowe pędy i gałązki, które pęcznieją, pękają itd. W ten sposób powstaje nasz dziwny świat podwodny.

Zjawisko, jak się przekonacie podczas doświadczenia, wygląda bardzo niezwykle, ale jego wyjaśnienie jest bardzo proste.

Rośliny i zwierzątka będą przybierać różne kształty w zależności od roztworów, których użyjecie w doświadczeniu. Jeżeli zastosujecie roztwory chlorków metali alkalicznych, uzyskacie twory w postaci glist. Jeżeli użyjecie salmiaku i roztworu żelazocyjanku potasowego otrzymacie w słoju kolbę kukurydzy. Zielonkawą roślinność wodną wyhodujecie za pomocą siarczanu żelazawego w roztworze krzemianu sodowego lub potasowego. „Trujące grzyby” — żółte z czarnym obrębkiem, uzyskacie za pomocą azotanu magnezowego, chlorku magnezowego lub siarczanu magnezowego.

Możecie również przeprowadzić doświadczenie z tzw. szkłem wodnym, którego używa się do konserwacji jajek. Wlejcie 100—200 cm³ wody destylowanej do 100 cm³ szkła wodnego i dobrze wymieszajcie. Wrzucicie potem do słoika z tą mieszaniną małe kryształki: siarczanu miedziowego, azotanu miedziowego, siarczanu manganowego, siarczanu żelazawego, chlorku żelazowego, azotanu kobaltowego, chlorku kobaltowego, siarczanu glinowego, siarczanu ołowianego i innych związków ciężkich metali.

Słoik ze szkłem wodnym musicie starannie przykryć szklaną płytką, gdyż inaczej szkło wodne stwardnieje i nie będzie go można wylać ze słoika.

Po kilku minutach zaczną rosnać wasz świat „podwodny” i po kilku godzinach będziecie posiadaczami wspaniałych raf koralowych sięgających aż do otworu słoika.

Jeżeli chcecie zbadać wpływ poszczególnych soli chemicznych na kształt roślin i zwierzątek otrzymywanych przez was, możecie rozcieńczone szkło wodne rozlać do kilku probówek i do każdej z nich włożyć kryształki jednego związku.

Nie zapomnijcie tylko przykryć probówek.

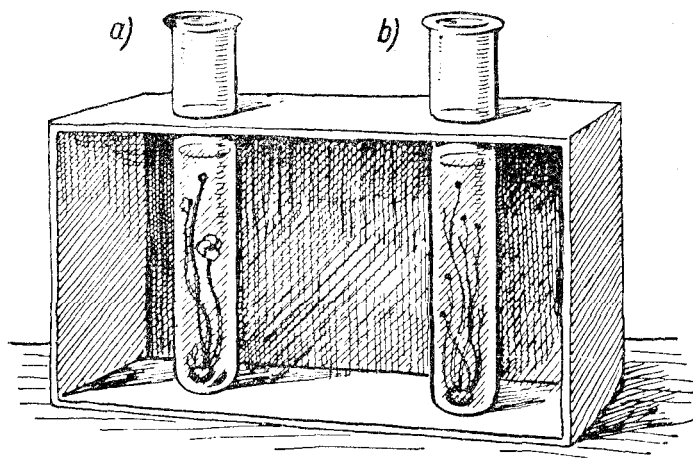
Miedziane i żelazne nasiona

Czy słyszeliście opowiadanie o trzech braciach, którzy siali igły mając nadzieję, że wyrosną widły?

Kiedyś szczerze śmialiśmy się z tego, a dziś mamy właśnie zamiar podobnie postąpić. Posiejemy miedź lub żelazo, aby zakiełkowało...

Zakiełkuje...? A no, zobaczymy.

Przede wszystkim przygotujmy „nasiona”. Wymieszamy w moździerzu 1 g siarczanu miedziowego lub żelazawego z 2—3 g



Rys. 77. „Rośliny” w żelatynie: a) z „nasiona miedzianego”,
b) z „nasiona żelaznego”

cukru. Z mieszaniny tej zrobimy kulki wielkości mniej więcej ziarenka grochu.

Teraz musimy przygotować „grunt” pod siew. W tym celu przyrządzimy gęsty roztwór żelatyny, do którego dodamy 40 g żelazocyjanku potasowego i 20 g soli. Wszystko to wymieszamy w ciepłym roztworze żelatyny.

Możemy przystąpić do dzieła. Weźmiemy kilka probówek o średnicach otworów 2—3 cm i wrzucimy do każdej po kilka

naszych „ziaren”. Przykryjemy je naszym „gruntem” — mieszaniną w żelatynie.

Po 12—15 godz „miedziane ziarna” zaczną kiełkować. W roztworze ukażą się rozrastające się wciąż brązowe niteczki. Będą to niteczki żelazocyjanku miedzi w postaci delikatnych łodyg zakończonych kuleczkami. Nasza „niby roślina” będzie rosła około 8 dni.

Z „żelaznych nasion” wyrosną nitki bardzo przypominające pewne wodorosty rosące w wodach stojących. Okres ich rozwoju też wynosi około 7—8 dni.

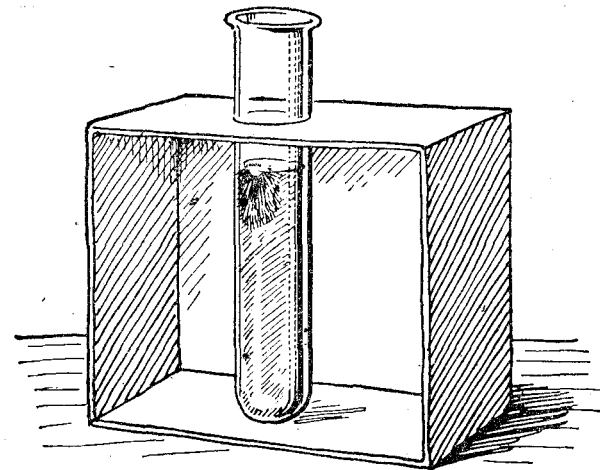
DOŚWIADCZENIE 124

Pleśń bez pleśni

Wprowadzimy do poprzedniego doświadczenia jedną małą zmianę.

Najpierw wlejemy żelatynę do probówki, a potem umieścimy na wierzchu „ziarno”.

W probówce nastąpi ta sama reakcja chemiczna. Siarczan miedziowy i żelazocyjanek potasowy dadzą żelazocyjanek miedzi.



Rys. 78. „Pleśń” z soli miedzi

Związek ten nie wystąpi jednak w postaci łądyg jak poprzednio lecz jako pleśń, która będzie się rozprzestrzeniać wokół ziarna.

DOŚWIADCZENIE 125

Kameleon

Słyszeliście o kameleonie. Jest to jaszczurka posiadająca dziwną zdolność do zmiany barwy własnej skóry w zależności od środowiska i okoliczności, w których się znajduje.

Słyszeliście na pewno, że i niektórych ludzi nazywa się kameleonami. Są to ludzie zmieniający się co chwilę, zależnie od okoliczności i chwilowych interesów.

A czy słyszeliście o płynie, który zmienia się jak kameleon?

Musimy powiększyć nasz zbiór chemikaliów o ten niezwykły płyn. Zanim jednak wstawimy go do szafki w naszej pracowni, przeprowadzimy z nim doświadczenie, w trakcie którego płyn będzie zmieniać swoją barwę, uzyskując i tracąc prawie wszystkie kolory tęczy.

Rozpuścimy w glicerynie węglan potasowy i stopioną siarkę. Uzyskamy w ten sposób jeden z siarczków potasowych o ciemnoczerwonym zabarwieniu.

Jeżeli teraz będziemy stopniowo rozrzedzać ten roztwór dodając glicerynę i ogrzewając go przy tym do 250°C, roztwór będzie zmieniać swoją barwę, przystrajając się w prawie wszystkie kolory tęczy w nieco zmienionej kolejności; najpierw będzie czerwony, chwilę później pomarańczowy, potem żółty, fioletowy, oliwkowy, zielony, wreszcie niebieski i granatowy.

DOŚWIADCZENIE 126

Jeszcze jeden „przewrotny“ płyn

O wiele prościej i taniej uzyskamy inny płyn posiadający cechy kameleona.

Przygotujemy bardzo słaby roztwór tiosiarcznanu sodowego w wodzie destylowanej, będzie to właśnie nasz „roztwór-kameleon”.

Rysując naszą czarodziejską pałeczką esy-floresy w powietrzu, wpuścimy jednocześnie do roztworu kroplę kwasu solnego. Oczywiście przedtem zanurzymy w kwasie solnym wierzchołek pałeczki.

Poproście obecnych, aby uważnie przyglądali się wszystkim zmianom barwy, które nastąpią w szklance.

Przezroczysty płyn nagle zamąci się, w chwilę później stanie się jasnofioletowy, następnie fioletowy, niebieski jak niebo, potem szary, brudnożółty i wreszcie jasnożółty jak siarka.

Cały ten proces nie trwa dłużej niż minutę. Charakterystyczny jest on dla siarki w chwili rozpuszczania się jej w cieczy. Siarka przechodzi wtedy przez cały szereg delikatnych barw, aż uzyska znany żółty kolor.

DOŚWIADCZENIE 127

Czy można przekształcić marmur w sadzę?

Kiedy patrzycie na marmurowe pomniki czy kolumny niektórych gmachów albo na marmurowe okładziny domów, aż trudno uwierzyć, że ten piękny biały kamień może stać się czarną sadzą.

Kiedy jednak przeprowadzicie doświadczenie i przekonacie się, że jest to możliwe — nie będziecie już musieli „wierzyć”. Będziecie wówczas pewni, że może tak być, tak jak jesteście pewni wielu innych zjawisk.

Wymieszajcie 2,5 g bardzo drobnego proszku z marmuru z 2 g sproszkowanego magnezu. Wysypcie tę mieszaninę na gładką płytę kamienną i ukształtujcie ją w postaci małego stożka. Zapalcie ją za pomocą lontu. Odsuńcie się, bo wokoło będą się sypać iskry zapalonego magnezu. Będzie to wyglądało, jakby nagle wybuchł jakiś mały wulkan.

Kiedy ogień zgaśnie i „wulkan” ostygnie, stożek będzie pokryty śnieżnobiałą warstwą tlenku magnezowego.

Usuńcie nożem tę warstwę, a zobaczycie — czarny węgiel.

Jak zrobić lustro?

Może nam ktoś powiedzieć, że prościej jest kupić gotowe lustro w sklepie niż męczyć się i robić je samemu.

Tak rozmawiać wypada tym, których chemia bynajmniej nie pociąga; niech idą do sklepu i kupują, my zaś sami zrobimy dla naszej pracowni ładne lustro.

Przede wszystkim rozpuścimy 2,5 g azotanu srebrowego w 125 g wody destylowanej. Potem będziemy dawać kroplami wodę amoniakalną aż zniknie osad, który zjawiał się w szklance. Przy tym przez cały czas będziemy potrząsać szklanką. Potem precedzimy roztwór i dodamy tyle wody destylowanej, żeby uzyskać 250 cm³ cieczy. Ciecz tę będziemy przechowywać w ciemnej, brunatnej butelce.

Przygotujemy jeszcze jeden płyn. W szklanym naczyniu ogrzejemy 250 cm³ wody destylowanej aż do temperatury wrzenia i rozpuścimy w niej 0,5 g azotanu srebra oraz 0,4 g winianu potasowo-sodowego lub inaczej soli Seignetta (czyt. senieta). Roztwór będziemy mieszać dotąd, aż osad, który wystąpi, stanie się szary. Precedzimy gorący roztwór i wlejemy do butelki również z brunatnego szkła.

Pozostało nam jeszcze wybrać kawałek szkła i dobrze go oczyścić ze wszelkich śladów tłuszczu. W tym celu bardzo się przyda kwas siarkowy, w którym należy zanurzyć szkło. Następnie trzeba je zmyć wodą z kranu, a na koniec spłukać wodą destylowaną. Nie powinniśmy jednak dotykać szkła rękami, lecz trzymać je pincetą lub kleszczami, i to z boku.

Teraz do szerokiego płaskiego naczynia wlejemy jednakową ilość dwóch uprzednio przygotowanych cieczy i włożymy tam nasze szkło. Dobrze jest postawić naczynie nad garnkiem z wodą ogrzaną do 70—80°C, aby przyspieszyć srebrzenie.

Po 15 minutach szkło będzie posrebrzone z obu stron. Wyjmujemy je posługując się kleszczami, dobrze spłuczemy i zostawimy, aby wyschło. Następnie tę stronę, która jest lepiej posrebrzona powlecemy jakimś lakierem, drugą zaś zmyjemy watą zwilżoną w kwasie azctowym.

Przy posługiwaniu się kwasami należy włożyć gumowe rękawiczki.

Mam nadzieję, że będziecie zadowoleni z lustra, podobnie jak i wasza siostra, jeśli zrobicie jej taki podarunek.

Niezwykły rysownik

— Czy potrafisz narysować coś dymem z papierosa? — zagadnicie kogoś ze starszych w domu, który pali, wręczając mu arkusz papieru.

— Ja kto, na papierze? W powietrzu jeszcze jakoś poszłoby, ale tak nie potrafię.



Rys. 79. Dym z papierosa wywoła rysunek na papierze

— Jednak spróbuj, będziecie nalegać i wtykać mu do rąk arkusz papieru.

Rzeczywiście, gdy ów arkusz papieru zbliży do dymu z papierosa, wyłoni się na nim rysunek lub tekst.

Co się tu dzieje?

Na arkuszu papieru, który wkładamy do rąk palaczowi, narysujemy uprzednio jakiś obrazek, używając jako atramentu — azotanu srebrowego. Rysunek ten poddamy działaniu promieni

słonecznych, które rozłożą sole srebra. W wyniku tego powstaną linie fioletowego koloru.

Gdy wywołamy w ten sposób nasz obrazek, zanurzymy go w roztworze chlorku rtęciowego lub inaczej sublimatu i rysunek stanie się niewidoczny.

Uważajcie! — sublimat jest niebezpieczną trucizną!

Na tak przygotowanym papierze dym z papierosa posłusznie kreślić będzie zatajony tam rysunek.

Dym z papierosa mogą zastąpić opary amoniaku, które też wydobędą z ukrycia nasze rysunki, bowiem w dymie z papierosa znajduje się pewna ilość amoniaku działającego na rysunek.

DOSWIADCZENIE 130

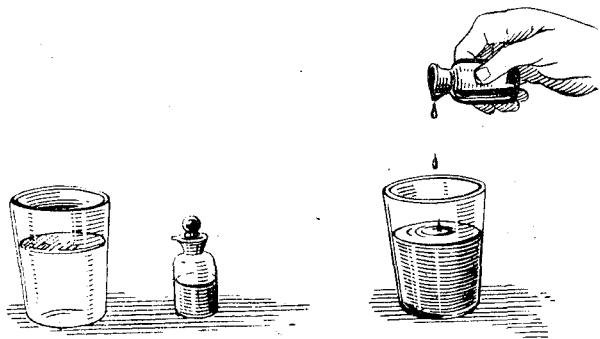
Czerwone + białe = niebieskie

— Czy w malarstwie też mamy do czynienia z równaniami? — zażartujecie na pewno.

Każdy malarz potwierdzi wam, że czerwień i biel dają barwę różową, ale w naszej pracowni dadzą — niebieską.

Weźcie pół szklanki bardzo gorącej wody i wymieszajcie w niej łyżeczkę mąki. Otrzymacie białą papkę. Dodajcie do szklanki dwie, trzy krople jodyny. Papka stanie się nagle niebieska.

Nie ma w tym jednak nic dziwnego. Jodyna nie jest niczym innym jak tylko roztworem czerwonych kryształków jodu w al-



Rys. 80. Stwierdzenie obecności skrobi za pomocą jodyny

koholu. Jod zaś zabarwia skrobię na niebiesko. Chemicy w ten właśnie sposób sprawdzają, czy jakaś substancja zawiera skrobię.

Skrobia jest złożonym połączeniem węgla, tlenu i wodoru; znajduje się ona w roślinach i jest bardzo ważnym składnikiem pokarmów, dostarcza bowiem energii ludzkiemu organizmowi. Skrobia w wyniku procesów zachodzących w organizmie zostaje przekształcona w pewien rodzaj cukru. Cukier ten tkanki ludzkie mogą zużywać bezpośrednio.

Szczególnie dużo skrobii zawiera pszenica i inne zboża, poza tym ryż i ziemniaki. Dlatego też chleb oraz dania z ryżu i ziemniaków są pożywne.

W przemyśle skrobia ma wielorakie zastosowanie. Tak np. w przemyśle włókienniczym używa się jej do bielenia tkanin. Poza tym skrobia nadaje tkaninom gładkość. Używana jest również do wyrobu klejów, a nawet składników niektórych materiałów wybuchowych.

DOSWIADCZENIE 131

Jak uzyskać skrobię?

Jeżeli na ugotowane ziemniaki kapniecie trochę jodyny, przekonacie się, że zawierają one skrobię. Spróbujmy skrobię wydzielić z ziemniaków, aby mieć ją pod ręką w naszej pracowni. Przyda nam się również do innych doświadczeń.

Obierzemy i utrzemy na tarce dwa ziemniaki. Otrzymany w ten sposób przecier zawiniemy w jakiś kawałek płótna lub chustki. Weźmiemy garnek z wodą i zawiniątko w chustce zanurzymy w wodzie. Po chwili wyciągniemy i wyciśniemy zawartość z chustki do garnka. Czynność tę kilkakrotnie powtórzymy. Woda w garnku powoli się zamąci.

Gdy przestaniemy zanurzać chustkę, po kilku minutach woda w garnku wyklaruje się. Na dnie będzie widoczny białawy osad.

Wylejemy z garnka wyklarowaną warstwę wody, resztę zaś pozostawimy w garnku wraz z osadem. Po pewnym czasie woda wyparuje, na dnie zaś pozostanie biały, suchy proszek.

Będzie to właśnie skrobia.

Co robią drożdże w cukrze?

Wsypmy trochę pokruszonych drożdży do świerc szklanki ciepłej wody, zawierającej łyżeczkę cukru. Jak będą zachowywać się drożdże w tym roztworze?

Zobaczmy, co się dzieje w szklance. Po pół godzinie zauważymy w niej gąbczastą substancję, nad którą unosi się pełno pęcherzyków. Pod tą substancją zbierać się będzie przezroczysty płyn. Będzie to alkohol. Pęcherzyki zaś — to dwutlenek węgla.

Pod wpływem drożdży cukier przekształcił się w alkohol. Mamy tu do czynienia ze zjawiskiem fermentacji. Od wieków ludzie wykorzystywali to zjawisko robiąc wino z winogron lub owoców, choć nie wiedzieli i nie znali jego istoty.

Drożdże — to nic innego jak liczna kolonia żywych komórek pewnego grzyba. Wydzielają one substancje, które nazywają się fermentami lub enzymami. Substancje te wywołują fermentację skrobi i cukru w alkohol i dwutlenek węgla. Drogę do zrozumienia istoty fermentacji alkoholowej, a tym samym istoty działania fermentów, odkrył słynny uczony francuski *Pasteur* (czyt. paster).

Cukier i alkohol są związkami węgla, wodoru i tlenu. Częsteczki cukru rozkładają się na mniej złożone cząsteczki alkoholu i dwutlenku węgla. Fermenty działają przy tym jako katalizatory i nie biorą udziału w samej reakcji.

Rola drożdży w chlebie polega na tym, że powodując wydzielanie się pęcherzyków dwutlenku węgla spulchniają ciasto, czynią je lżejsze, miększe i umożliwiają łatwiejszy wypiek.

10

Tajemnicza fabryka — komórka roślinna**ROZMOWA W CHWILACH WYPOCZYNKU**

Co odpowiedzielibyście, gdybym was zapytał: który z procesów chemicznych uważacie za najdonioślejszy w świecie?

Nie wątpię, że wy, chemicy, odpowiecie mi bez wahania: najważniejszym procesem w świecie jest wytwarzanie związków organicznych przez komórki zielonych roślin.

Komórki roślin, zawierające substancję zwaną chlorofilem, czerpią bezpośrednio z powietrza dwutlenek węgla i biorą z niego węgiel oddając tlen z powrotem do atmosfery. W wodę zaś zaopatrują się one z ziemi za pomocą swoich korzeni. Rośliny tworzą związki węgla, tlenu i wodoru, nazwane w chemii węglowodorami. Łączenie tych pierwiastków odbywa się w liściach roślin przy współudziale energii słońca niezbędnej do odbycia się reakcji. Stąd proces ten nosi miano fotosyntezy.

Tym wielkim chemikiem, który dokonuje reakcji w komórkach roślin, który w najważniejszej fabryce chemicznej za pomocą energii słońca wiąże pierwiastki powietrza i ziemi, i to w jakiś dziwny sposób, którego ludzie nie zdołali jeszcze poznać — jest zielona substancja — chlorofil.

Fotosynteza jest jednym z najdonioślejszych procesów w przyrodzie. Jej wynikiem jest istnienie w roślinności substan-

cji, które są źródłem pożywienia wszystkich żywych istot na świecie, na lądzie i w wodzie. Rośliny tworzą celulozę, skrobię, cukier, tłuszcze, białka, witaminy i cały szereg innych związków. Substancje te są pobierane przez żywe istoty wprost przy spożywaniu roślin lub pośrednio przez spożywanie mięsa zwierząt, gdzie znajdują się one w przetworzonej postaci.

W substancjach tych chlorofil zmagazynował energię słońca, która następnie wyzwala się z nich w procesie trawienia i krążenia materii w organizmie. Podczas trawienia i spalania w organizmie następuje proces odwrotny w stosunku do tego, jaki zachodzi w roślinie: związki chemiczne rozkładają się na dwutlenek węgla i wodę, z których powstały; w trakcie tego wyzwala się energia, którą nagromadził w tych substancjach chlorofil.

Wreszcie w tych niedościgłych „zakładach chemicznych” wytwarza się coś, co jako drugorzędne wyrzucane jest w powietrze jako zbędne. To „coś” — to tlen, bez którego nie mogłyby istnieć żywe istoty. Rośliny więc ciągle odświeżają i oczyszczają powietrze pochłaniając dwutlenek węgla i wydzielając tlen. Ich czynności uzupełniają się procesami zachodzącymi w organizmach zwierząt.

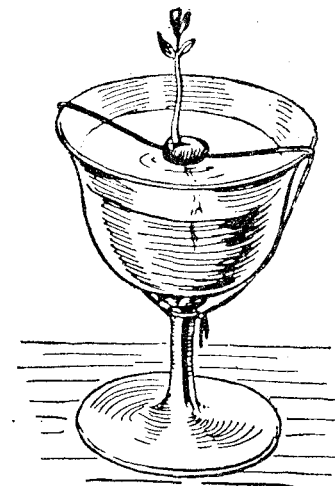
W laboratoriach licznych instytutów naukowych fizycy, chemicy i biologowie badają tajemnicę fotosyntezy. Najnowsze odkrycia o budowie materii i istocie energii oraz najnowsze osiągnięcia w dziedzinie rozszczepiania atomu uzbrajają uczonych w nowe środki badawcze. Wstrzykuje się roślinom radioaktywne substancje i za pomocą licznika Geigera śledzi się ich ruchy w tkankach. Uczni spodziewają się, że wykryją tajemnicę fotosyntezy korzystając z tych i jeszcze doskonalszych metod, które opracują. Będzie to niewątpliwie najdonioślejsze odkrycie w historii. Nawet niebywałe odkrycia w dziedzinie energii atomowej tracą na swoim blasku i wadze w obliczu przyszłych zwycięstw nad tajemnicą fotosyntezy.

Dąb w pokoju

— Och, tego już za wiele — powie ci mama, gdy usłyszysz, że masz zamiar wnieść cały dąb do pokoju.

— Jakiś asparagus lub prymulka mogą jeszcze ująć, ale dąb...

Twój dąb zajmie jednak mniej miejsca niż prymulka; będzie skromnie rósł w kieliszku wody.



Rys. 81. Dąb w kieliszku

Znajdź ładny, zdrowy, dojrzały żołędź. Przeciągnij przez niego nitkę i owiąż go wokół kieliszka tak, aby żołędź zwiisał w środku kieliszka.

Nalej potem tyle wody, aby tylko dotykała żołędzia. Po pewnym czasie w wodzie zobaczymy korzonki żołędzia. Potem otworzy się łupina i ukaże się kiełek. Korzeń będzie się coraz głębiej zanurzał w wodzie, a delikatny pieńek dębu będzie się piał coraz wyżej.

Jak sądzicie, jak długo może żyć wasz mały, delikatny dąb w kieliszku wody, w pokoju? — Kilka miesięcy.

Powiedz tylko kolor...

— Jakiego koloru kwiaty lubisz? — zapytasz koleżankę, której masz zamiar przynieść bukiet kwiatów na imieniny.

Spokojnie poczekaś na jej odpowiedź, bo jaki by ten kolor nie był, będziesz z pewnością w stanie spełnić jej życzenie.

Weźmiesz świeże białe kwiaty, powiedzmy róże lub goździki, i włożysz je do wazonu, w którym woda jest zabarwiona na żądany kolor.

Barwnik powoli zacznie się piąć przez łądę i po kilku godzinach znajdzie się w białych płatkach kwiatów.

Nie można zabarwiać kwiatów zanurzając ich wprost do wody, konieczne jest bowiem, aby woda przedostała się do wnętrza, do komórek kwiatu; następuje to przez wędrówkę zabarwionej wody przez naczynia włoskowate łądy.

Najlepiej nadają się do tego celu barwniki anilinowe. Ważne jest, aby roztwór barwnika w wodzie precedzić. Możecie dodać również trochę alkoholu, co ułatwi rozpuszczenie barwnika.

DOSWIADCZENIE 135

Wiosenne kwiaty w pełni zimy...

Młode, zielone listki, a nawet kwiaty, zrobią na pewno niezwykłe wrażenie na waszych gościach, gdy ujrzą je w waszym wazonie, kiedy śnieżna pokrywa jeszcze mocno trzymać się będzie na polach, ulicach i dachach domów.

— Nie wiedzieliśmy, że macie oranżerię — powiedzą.

— Wcale nie oranżerię, lecz laboratorium chemiczne — poprawicie ich skromnie.

Ułamięcie gałązkę z kwitnącego latem krzewu lub drzewa około 0,5 m długą i przepiłujecie ją na skos cienką piłą. Starannie umyjecie ją pod kranem lub przy studni zmywając z niej śnieg i inne zanieczyszczenia. Woda rozmiękczy przy tym trochę pączki.

Włożycie potem gałązkę do wazonu z wodą, do którego włożycie trochę palonego wapna i pozostawicie ją tam przez 12 godz.

Wazon powinien znajdować się w ogrzonym pomieszczeniu. Gałązkę ustawicie możliwie pionowo. Do wody w wazoniku kapnijcie kilka kropel kwasu siarkowego. Kwas zapobiegnie gniciu. Od czasu do czasu zwilżajcie gałązkę letnią wodą. Wymieniajcie wodę w wazoniku co tydzień. Pamiętajcie, aby woda była letnia, nie zaś wprost z kranu.

Po kilku tygodniach pączki nabrzmieją, gałązka pokryje się liśćmi, a czasami nawet zakwitnie.

Ustawicie wazonik na oknie i będziecie podziwiać malowniczy zakątek pachnącej wiosny, oddzielony szybą od poczerniałych nagich drzew.

DOSWIADCZENIE 136

Ogród bez ziemi

Zasadzimy fasolę, soczewicę i groszek w naszym zimowym ogrodzie, bez ziemi.

— Bez ziemi?

Tak, bez ziemi. Weźmiemy jakąś blaszaną puszkę po konserwie. W kilkunastu miejscach przedziurawimy jej dno gwoździem. Do puszki włożymy mech i posadzimy w nim ziarna fasoli, soczewicy i groszku.

Przed wsadzeniem ziarno będziemy trzymać przez 24 godz w wodzie.

Naszą puszkę z mchem i ziarnkami postawimy na szklanym słoju. Mech będziemy często podlewać wodą. Zbędna woda będzie spływać do słoja przez otwory w puszcze.

Po kilku dniach zobaczymy jak ziarna kielkują, a od spodu wydostają się delikatne, cienkie korzonki przez otwory na dnie puszki i rosną w głąb słoika. Zupełnie podobnie, jak gdyby były zasadzone w ziemi.

Krzak w powietrzu

Stara, zużyta gąbka może również służyć za grunt w naszej małej oranżerii.

Wymyjemy ją dobrze w ciepłej wodzie i włożymy do niej, czyli „zasiejemy” ziarna koniczyny, lnu lub nasiona chwastów, które znajdują się w zbożu.

Jak się domyślacie ziarno musimy uprzednio przygotować do siewu trzymając je przez kilka godzin w wodzie.

Jeżeli gąbkę będziecie codziennie zwilżać, wkrótce zakiełkują w niej nasiona, które tam zasialiście.

Gąbkę możecie na czymś zahaczyć, aby swobodnie wisiała w powietrzu. Po kilku dniach będziecie mogli podziwiać widok niezwykłego, wiszącego krzaka.

DOSWIADCZENIE 138

Cebula na marchwi

— Co to jest? — zdziwicie się. — Czy to jakaś potrawa z naszej pracowni?

Nie, jest to ostatnia nowość z naszego pokojowego ogródka. Kiełkująca główka cebuli na marchwi.

W całej zdrowej marchwi, świeżo wykopanej z ogrodu, wykroimy wgłębienie szersze przy dnie niż przy otworze.

Marchew oczyścimy starannie z korzonków i liści.

Wyberzemy zdrową główkę cebuli, której też odetniemy wszystkie korzonki.

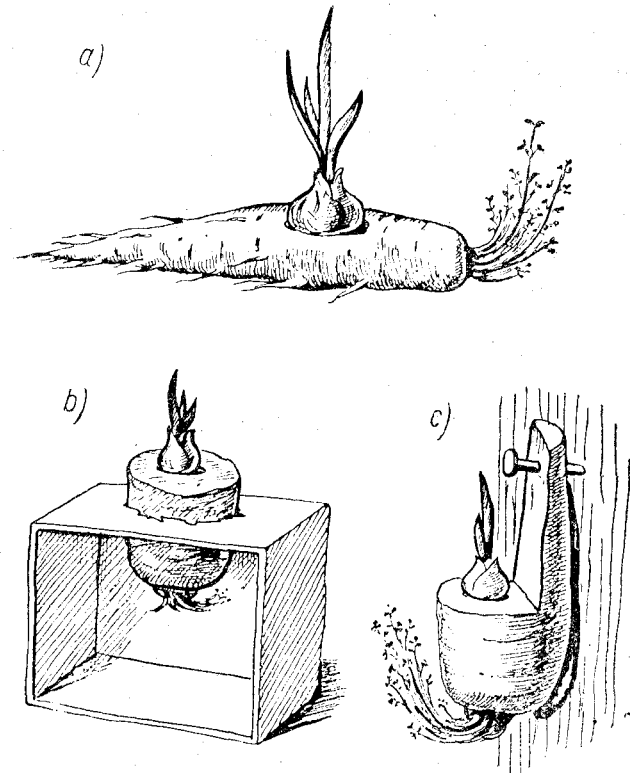
Marchew położymy na talerzu, tak żeby się nie poruszała. Do wgłębienia wlejemy trochę wody i wsadzimy główkę cebuli.

Będziemy pamiętać, aby codziennie wlewać do wgłębienia trochę wody. Należy uważać, aby nie polać przy tym wodą marchwi lub talerza, na którym się ona znajduje, gdyż wówczas marchew zacznie gnić.

Po trzech, czterech dniach u dołu główki cebuli ukążą się drobne, białe korzonki. Będą one rosnać, aż całkiem wypełnią

wolną przestrzeń w marchwi. Wtedy musicie bardzo uważnie dolewać wodę. Cebuli nie należy już przy podlewaniu podnosić. Jeżeli jednak zauważycie, że jakiś korzonek gnije, należy go starannie wyciąć i wyrzucić.

Pewnego dnia zobaczycie, jak z główki cebuli wychodzą kiełki, jak rosnać i rozwijają się.



Rys. 82. Cebula zakiełkuje na marchwi: a) leżąca marchew, b) doniczka, c) wisząca doniczka

Ale nie tylko cebula się rozwija. Marchew też powypuszcza listki, lecz będą one ułożone nie tak jak zwykle w kierunku podłużnej osi marchwi. Skierują się one w stronę, skąd na marchew pada światło.

Można też przeciąć marchew w poprzek i w tej płaszczyźnie zasadzić cebulę. Jeżeli włożymy marchew do stojaczka, będzie ona wyglądać jak doniczka, z której wyrasta cebula.

Możecie też zrobić z marchwi wiszącą doniczkę.

Przetnijcie marchew wzdłuż od wierzchołka do połowy, a następnie w poprzek, tak aby wyciąć około jedną czwartą część marchwi.

W poprzecznym przekroju tego wycięcia zrobicie otwór, w którym zasadzicie cebulę. W górnej części marchew przebijcie gwoździem, na którym później będziecie mogli ją powiesić. Będzie to wisząca doniczka, w której będzie rosła cebula.

Na dole tej doniczki będą wyrastać liście marchwi podążające w kierunku światła.

Doświadczenia te najlepiej przeprowadzać w okresie od października do stycznia. Marchew należy trzymać w ogrzonym pomieszczeniu blisko okna.

DOŚWIADCZENIE 139

Spirala z łodygi ziemniaka

Wybierzcie nieuszkodzony, zdrowy ziemniak podłużnego kształtu i wykrajcie w nim duży otwór. Ziemniak powinien być podłużny, aby dobrze leżał na talerzu, gdyż inaczej wyleje się woda, gdy nalejecie ją do otworu.

Ziemniak trzymajcie w ciepłym pomieszczeniu w pewnej odległości od okna, tak aby światło padało nań tylko z jednej strony.

Do dziurki w ziemniaku wlewajcie codziennie trochę wody. Róbcie to ostrożnie, aby nie nalać na talerz.

Wkrótce z ziemniaka wyrosną korzonki, a potem kielki, które będą się rozrastać, w postaci długich, białych łodyżek.

Łodygi będą się zwracać do światła, to znaczy do okna. Jeżeli po pewnym czasie zmienimy położenie ziemniaka, tak aby łodygi były zwrócone ku ciemnej stronie pokoju, zmienią one powoli położenie i mocno wygięte zwrócą się do okna. Jeżeli co

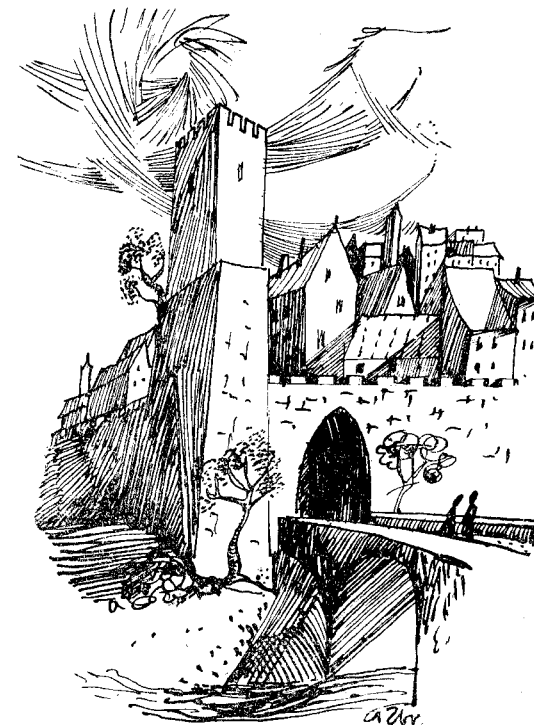
tydzień będziemy zmieniać położenie ziemniaka, łodyga będzie się coraz bardziej zakręcać, tworząc ładną spiralę. Może ona osiągnąć nawet długość 40 cm i puścić zielone listki.

DOŚWIADCZENIE 140

Drzewo na wieży

Jeszcze jako dzieci — ja i moi koledzy — często przyglądaliśmy się ze zdumieniem drzewu wyrastającemu wprost z murów wieżyczki jakiejś starej twierdzy czy zamku.

Nasiona zaniósł tam wiatr, ale jak to drzewo może rosnąć, na samym kamieniu? — pytaliśmy się i pewnego dnia postanowiliśmy zbadać to zjawisko w naszej pracowni.



Rys. 83. Drzewo na wieży

Spróbujcie i wy.

Weźcie jakiś gliniany garnek bez glazury. Włóżcie do garnka nasionko i zanurcie garnek do wody lub polewajcie go wodą od czasu do czasu po zewnętrznych ściankach.

Ponieważ spieczona glina jest porowata, wchłaniać będzie wodę zaopatrując w ten sposób ziarnko w niezbędną wilgoć. Ziarnko przyrośnie do garnka, wpuści korzonki w jego porowate ścianki i zakiełkuje.

Niezwykły widok drzewa wyrastającego wprost z murów starej twierdzy, który tak zdumiewająco działa na obserwatora, można, jak widzicie, wyjaśnić działaniem określonych prawidłowości w przyrodzie.

DOSWIADCZENIE 141

Dziwne zakłady w ruchu

— Zobaczmy, jak oddycha roślina — zaproponuję wam pewnego, słonecznego dnia.

— Dobrze — zgodzicie się, jak sądzę, udając się wraz ze mną do ogrodu.

Napełnimy probówkę wodą, aż do wierzchu, przykryjemy ją od góry palcem i odwróciwszy zanurzymy w rondlu z wodą. Wtedy możemy usunąć palec z otworu probówki. Woda pozostanie w probówce, bo zewnętrzne ciśnienie powietrza na powierzchni wody w rondlu nie pozwoli na jej ujście.

Wyberzemy w ogrodzie jakąś roślinę, najlepiej jakieś pnącze, powój lub winorośl i wierzchołek jej gałązki wsadzimy od dołu przez wodę do probówki.

Gdy to zrobimy wystawimy gałązkę na słońce.

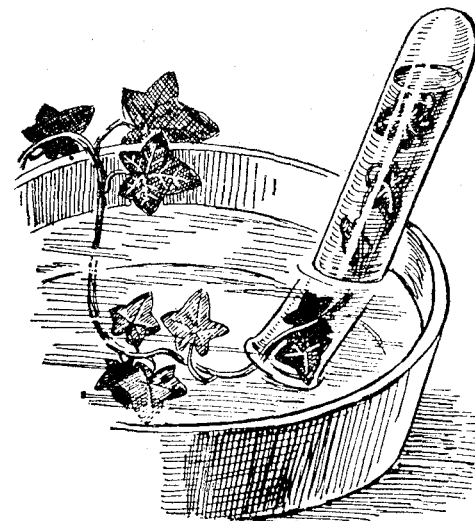
Po kilku godzinach zajrzemy, aby sprawdzić, co zaszło nowego. Zobaczmy, że woda w probówce obniżyła się. Jej wierzchołek wydaje się pusty. Powietrze nie mogło przedostać się przez wodę do probówki, ale oczywiste jest, że w probówce nie może być pustej przestrzeni, bo ciśnienie powietrza z zewnątrz

nie pozwoliłoby na obniżenie poziomu wody w probówce. Poziom wody mógł się obniżyć tylko pod ciśnieniem jakiegoś gazu znajdującego się w probówce.

Oznacza to, że roślina oddycha i wydziela do probówki jakiś gaz. Gaz ten — to tlen.

Jak to sprawdzimy?

Wyciągniemy ostrożnie gałązkę z probówki trzymając ją ciągle pod wodą. Zatkamy potem probówkę korkiem gumowym



Rys. 84. Oddychanie rośliny

z rurką. Jeżeli rurka ma kran — tym lepiej, o ile nie ma, to przykryjemy otwór rurki palcem.

Wtedy dopiero możemy wyciągnąć probówkę z wody i znów ją ustawić w normalnym położeniu — dnem do dołu. Tlen będąc lżejszy od wody przejdzie przez nią i wejdzie do rurki.

Jeżeli do otworu rurki zbliżymy tłącą się zapałkę i odsuniemy szybko palec, zapałka nagle rozbłyśnie i spali się; tlen z probówki wywoła i wzmoże jej szybsze spalanie się.

Zdjęcie na liściu

Wywołacie niemałe zdumienie waszych kolegów, jeżeli pokażecie im wasze zdjęcie zrobione na liściu z drzewa.

Na ich nieme pytanie odpowiecie z lekką wyższością: Zasadziłem negatyw, teraz właśnie wyrastają mi i rozwijają się pozytywy.

Potem, oczywiście już poważnie, wyjaśnijcie im, na czym polega cała rzecz.

Wybierzcie przede wszystkim ładny, czysty, jasny negatyw z filmu fotograficznego. Przedmioty, które są na nim utrwalone, nie powinny być zbyt małe, bo tracą swoją ostrość i na pozytywie będą rozmazane.

Potem wyszukajcie w ogrodzie liść, na którym będziecie chcieli wywołać pozytyw zdjęcia. Wyszukajcie liść zdrowy, nieuszkodzony i możliwie gładki. Powinien on mieć małą ilość żyłek tak, aby jego powierzchnia nie była pomarszczona. Liść ten powinien rosnąć w takim miejscu, aby przez cały dzień był naświetlany przez słońce.

Najlepiej nadaje się do tego doświadczenia liść nasturcji, ale może być użyty do tego celu również każdy inny.

Negatyw połóżcie na liściu. Oczywiście przyłóżcie do liścia stronę negatywu nie powleczonej emulsją. Inaczej wilgoć z liścia mogłaby uszkodzić emulsję.

Pod liść podłóżcie kawałek grubego, mocnego kartonu.

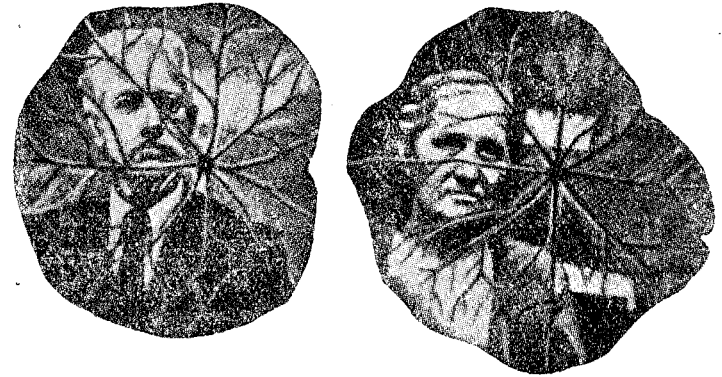
Przymocujecie negatyw znajdujący się na liściu do kartonu, aby się nie ruszał. Można to zrobić spinaczami biurowymi lub nawet szczypcami do suszenia bielizny. Zwróćcie jednak uwagę, aby zanadto liścia nie ścisnąć, gdyż nie mógłby on wówczas oddychać.

Dla tego samego powodu, aby liść mógł normalnie oddychać, przekłujcie karton w kilkunastu miejscach, zanim położycie nań liść.

Sądzę, że zbyteczna będzie z mojej strony uwaga, iż liść powinien pozostać na gałązce, że nie należy go zrywać.

Gdy zakończycie wszystkie czynności związane z „montażem” negatywu, podstawcie pod liść oparcie, aby ciężar negatywu, kartonu i spinacza nie ciągnął liścia w dół i przypadkiem go nie zerwał. Zwróćcie negatyw w kierunku promieni słonecznych. W ciągu dnia sprawdzajcie i poprawiajcie jego położenie, aby był jak najdłużej naświetlany przez słońce.

Pod wieczór, gdy słońce będzie zachodzić, zdejmijcie negatyw i odetnijcie liść. Zanurczcie go zaraz w gorącej wodzie i trzymajcie w niej przez minutę. Potem zamoczcie go w ciepłym



Rys. 85. Zdjęcie na liściu

alkoholu żeby rozpuścił się chlorofil. Liść stanie się prawie zupełnie biały.

Teraz możemy przystąpić do wywołania pozytywu. Zanurzymy liść w jodynie i natychmiast ukaże się na nim obraz. Liść nasz wypłuczemy i wysuszymy, jak każde inne zdjęcie.

Czemu zawdzięczamy tak ciekawe zdjęcie?

Jak już wiecie, liść jest cudowną fabryką, która czerpie energię z promieni słońca, a surowce z ziemi i powietrza.

Z wody, którą bierze z ziemi oraz kwasu węglowego pobieranego z powietrza, roślina pod wpływem energii wytwarza w komórkach liścia skrobię.

W nocy roślina nie wytwarza skrobi, bowiem do otrzymania tej substancji konieczna jest energia promieni słonecznych.

Jednak i w nocy roślina nie śpi i nie odpoczywa. Jej „nocna zmiana” wykonuje swoje czynności. Skrobia nagromadzona

w ciągu dnia w liściu zostaje częściowo rozprowadzona po tkankach rośliny, częściowo zaś złożona w specjalnych składach. W ten sposób, co noc wypróżnia się komórki liści i nad ranem czyni się je zdolnymi do podjęcia produkcji nowej porcji skrobi w ciągu dnia.

Łatwo to sprawdzimy i udowodnimy w naszej pracowni.

Jak już wiecie jodyna zabarwia skrobię na niebiesko. Jeżeli pod wieczór zerwiecie liść z gałęzi i zanurzycie go w jodynie, pokryje się on niebieską barwą, zawiera więc skrobię. Jeżeli tę samą czynność powtórzycie z liściem, który zerwiecie rano, liść nie zmieni koloru. Dlaczego? Po prostu nie zawiera on wtedy skrobi.

Rozpatrzmy teraz, co się dzieje z liściem, gdy położymy nań negatyw. Oczywiście wiecie, że na negatywie ciemne są te miejsca, które są w rzeczywistości jasne, i na odwrót — jasne są te miejsca, które były ciemne lub znajdowały się w cieniu. Jasne miejsca negatywu przepuszczają promienie słońca. Pod ich wpływem wytwarza się w liściu skrobia. Natomiast pod ciemnymi miejscami negatywu liść nie wytwarza skrobi. Jednym słowem tam, gdzie będzie więcej światła, będzie więcej skrobi.

Gdy po rozpuszczeniu chlorofilu zanurzymy liść w jodynie, te jego części, gdzie nagromadziła się skrobia, staną się ciemne, te zaś gdzie jej nie było pozostaną jasne.

W tym tkwi tajemnica naszego pozytywu.

NASZA MAŁA PRACOWNIA

1. Urządzamy pracownię

Już na pierwszych stronicach tej książki uprzedziliśmy, że nie jest nam potrzebna żadna specjalna pracownia, że nasza pracownia jest tam, gdzie przeprowadzamy doświadczenie.

Jeżeli jednak ktoś z was ma jakieś wolne pomieszczenie w domu, w piwnicy, na dachu, w szopie lub gdzie indziej, byłoby rzeczą przyjemną urządzić tam pracownię i móc się tam zajmować chemią wspólnie z kolegami.

Z mebli potrzebne wam będą w pracowni: 1) stół — mogą go zastąpić dwie, trzy deski oparte na dwóch dość dużych skrzynkach, 2) krzesła — zamiast nich możecie użyć nieduże skrzynki lub słupki drewniane, 3) szafka albo jedna lub dwie skrzynki na chemikalia i przyrządy. W szafce lub skrzynce zrobicie trzy przegrody. W pierwszej będą aparaty, w drugiej chemikalia, w trzeciej różne potrzebne narzędzia. Szafka lub skrzynki muszą mieć obowiązkowo zamek z kluczem.

Wyposażenie w przyrządy waszej pracowni chemicznej możecie ograniczyć do palnika spirytusowego, wagi, menzurki do pomiaru objętości cieczy i ewentualnie termometru.

Chemikalia będziecie przechowywać w szklanych butelkach szczelnie zakorkowanych, w miarę możliwości szklanymi korkami. Butelki powinny mieć szerokie dna, aby się nie wywracały.

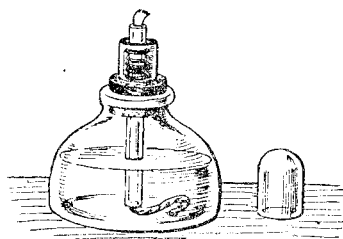
Przegrodę z chemikaliami podzielicie na pięć części i oddzielnie trzymajcie w nich: 1) kwasy, 2) zasady, 3) substancje niebezpieczne dla zdrowia, 4) substancje nieszkodliwe, 5) substancje łatwopalne. Przegrodkę z tymi ostatnimi — jeżeli to możliwe — obłóżcie blachą.

Wśród narzędzi i naczyń powinniście mieć następujące: 1) probówki, 2) różne szklane i porcelanowe naczynia — butelki, szklanki, kubki, 3) rurki szklane, 4) wąż gumowy, 5) trójnóg z trójkątem, na którym postawicie naczynie, gdy będziecie ogrzewać jego zawartość nad płomieniem, 6) stojak do probówek, 7) uchwyt do probówek, 8) lejek, 9) ściskacze do węża gumowego, 10) pipetkę, 11) szklaną pałeczkę, 12) korki z gumy i masy korkowej.

2. Jak wykonamy najniezbędniejsze przyrządy?

Prawie całe wyposażenie naszej pracowni możemy zrobić sami.

1. Palnik spirytusowy. Weźmiemy niską butelkę z szerokim dnem. Przez korek przeprowadzimy rurkę, która, gdy



Rys. 86. Spirytusowy palnik

włożymy korek do butelki, będzie z jednej strony sięgać prawie do jej dna, a z drugiej strony będzie wystawać około 4 cm. Na tej wystającej części nawiniemy kilkanaście zwojów drutu i nasadzimy na nie drugą rurkę szklaną około 3 cm długą. Tą rurką

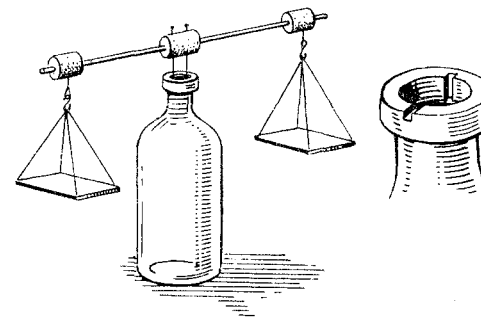
będziemy regulować natężenie płomienia, opuszczając ją lub podciągając do góry.

Oczywiście, do butelki nalejemy spirytusu denaturowanego i przez dłuższą rurkę przeciągniemy knot. Po użyciu należy palnik nakryć przykrywką.

2. Waga. Przy użyciu bardzo skromnych środków skonstruujemy precyzyjną i czułą wagę.

Na szyjce butelki spiłujecie pilnikiem z jednej strony poziome wgłębienie, z drugiej zaś coś w rodzaju pionowego rowka.

Dźwignię wagi zrobicie z drutu do robótek. W tym celu nałożcie na drut trzy nieduże równe korki. Jeden z korków ustawicie w środku, dwa pozostałe na końcach drutu. W środkowy



Rys. 87. Waga

korek wbijcie dwie szpilki, i jedną z nich oprzyjcie o wgłębienie na szyjce butelki, a drugą wprowadźcie w nadpiłowany rowek.

Do korków na końcach drutu wbijcie dwie grubsze igły z uszkami skierowanymi ku dołowi. Przez uszka przeciągnijcie haczyki ze sztywnego druciku. Na haczykach zawieście na jedwabnej nitce szalki z kartonu.

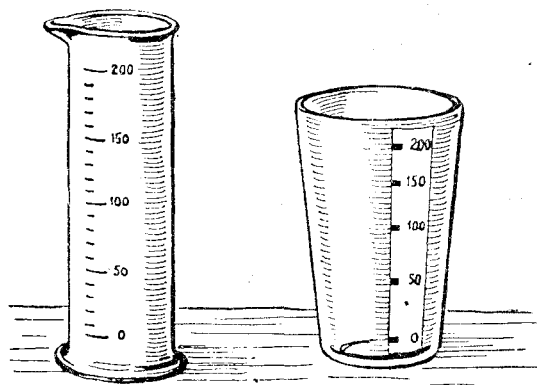
Wagę zrównoważcie przesuwając korki na końcach dźwigni.

3. Menzurki. Nalewacie do probówki lub buteleczki wodę z właściwej menzurki. Na szkle oznaczcie kreską poziom każdego cm^3 wody, który dolejecie. W ten sposób zrobicie menzurkę.

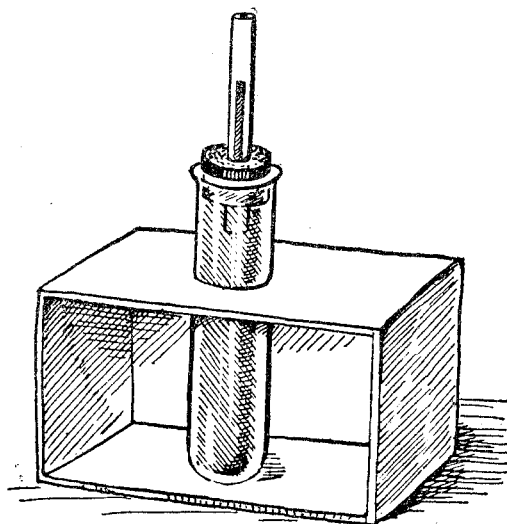
4. Termoskop. Jeżeli nie posiadamy termometru, będziemy posługiwać się termoskopem, który sami wykonamy.

Probówkę zakryjcie dobrze korkiem. Przez korek przeprowadźcie szklaną rurkę o średnicy 3 mm. Przedtem napełnijcie ją jednak wodą zabarwioną na niebiesko farbą anilinową. Woda powinna do połowy zapełniać rurkę wystającą z korka.

Podczas zmian temperatury poziom wody w rurce będzie rósł albo opadał.



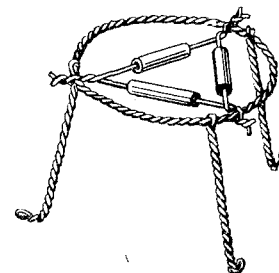
Rys. 88. Menzurki



Rys. 89. Termoskop

5. Trójnóg z trójkątem. Trójnóg zrobicie z grubego, mocnego drutu splecionego kilkakrotnie, aby był jak najmocniejszy.

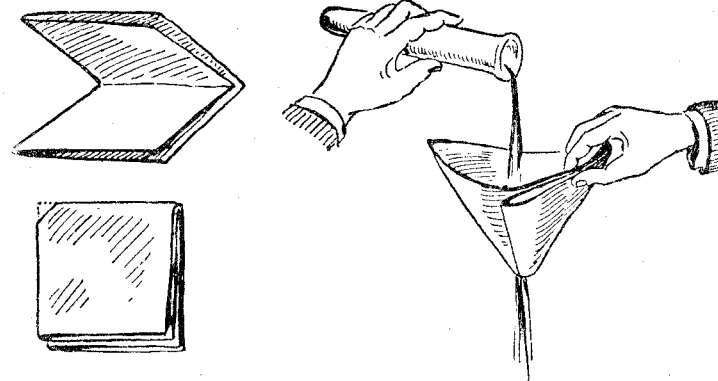
Trójkąt wykonacie z drutu jednożyłowego. Na każdy z boków trójkąta naciągniecie rurki z wypalanej gliny, druty zaś skróćcie w wierzchołkach trójkąta i przymocujecie je do trójnogu.



Rys. 90. Trójnóg z trójkątem



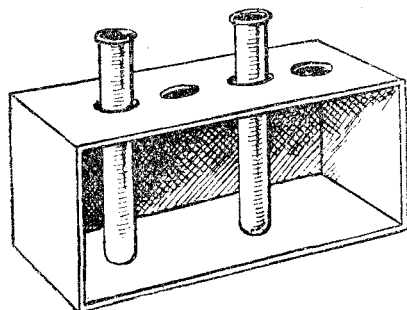
Rys. 91. Uchwyt do probówek



Rys. 92. Papierowy lejek

6. Uchwyt do probówek. Nawiniecie wokół probówki kilka zwojów drutu zostawiając jeden koniec drutu dłuższy. Na ten koniec nasadźcie korek, który będzie spełniał funkcję rączki.

7. Lejek papierowy. Złóżcie arkusz papieru na czworo. Odetnijcie wierzchołek, rozłóżcie i macie lejek.



Rys. 93. Stojak dla probówek

8. Stojak do probówek. W mocnym pudełku kartonowym powycinacie w jednej ze ścianek okrągłe otwory. Przez otwory powinny przejść probówki. Pudełko powinno być o połowę niższe od probówek.

Jest to najniezbędniejsze wyposażenie. Pozostałe rzeczy możecie też wykonać w podobny sposób.

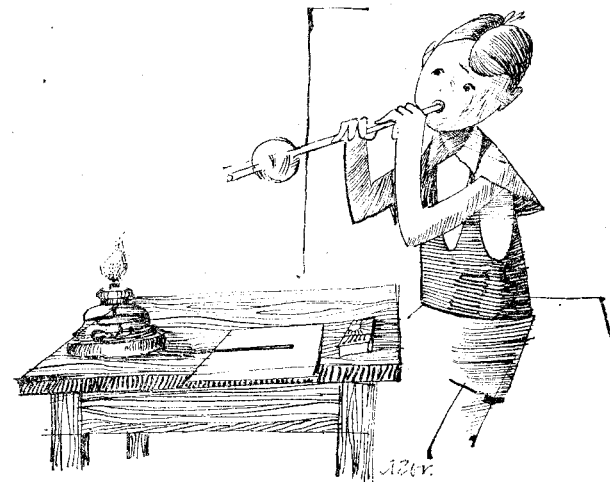
3. Jak obrabiać szkło?

Prawdopodobnie trudno będzie wam kupić szklane naczynia odpowiedniej wielkości i kształtu dla potrzeb pracowni. Ale łatwo damy sobie z tym radę. Najważniejszą rzeczą jest zakupienie w sklepie z naczyniami i wyrobami szklanymi rurek różnych długości i przekrojów.

1. Zginanie rurki szklanej. Podgrzejcie nad płomieniem palnika spirytusowego miejsce, w którym chcecie zgiąć rurkę. Powoli obracajcie rurkę nad płomieniem. Gdy szkło zmięknie, zegnijcie rurkę według życzenia.

2. Wydmuchiwanie szkła. Zatkajcie jeden koniec rurki. Rozgrzejcie nad płomieniem aż do zmięknienia szkła to jej

miejsce, które pragniecie poszerzyć. Dmuchaćcie przez otwarty koniec rurki, dopóki nie wytworzy się na niej poszerzenie kulistego kształtu. Jeżeli chcecie mieć poszerzenie o podłużnym kształcie, należy jeszcze rurkę powoli rozciągać, ciągnąc za oba końce.



Rys. 94. Wydmuchiwanie szkła

3. Formowanie stożkowatych zakończeń. Postępujcie jak w przypadku zginania rurki. Gdy szkło zmięknie rozciągajcie je od środka ku końcom. Po pewnym czasie rurka się przerwie i otrzymacie dwie rurki z wąskimi stożkowatymi zakończeniami.

4. Robienie otworów w szkłe. Zatkajcie szczelnie oba końce rurki. Ogrzewajcie potem rurkę nad płomieniem świecy w miejscu, w którym macie zamiar zrobić otwór. Powietrze w rurce będzie się rozszerzać pod wpływem ciepła i wydostanie się na zewnątrz przez miękką warstwę szkła w miejscu ogrzewanym, pozostawiając za sobą otwór.

5. Cięcie szkła. Jeżeli nie macie diamentu, co jest bardzo możliwe, zapamiętajcie, że szkło łatwo można obrabiać — piłować, ciąć, strugać, jeżeli uprzednio zwilży się je stężonym roztworem kamfory w benzynie.

Jest oczywiście wiele sposobów, które można z powodzeniem stosować przy obróbce szkła, ale dla potrzeb naszej pracowni wystarczy wyżej podane.

4. Co nam się jeszcze przyda?

Przy zapoznawaniu się z doświadczeniami zauważyliśmy, że w naszej pracowni mogą być bardzo pożyteczne przedmioty, które zwykle wyrzuca się z domu jako niepotrzebne. Są to różne kawałki drutu, kartonu, puszki konserwowe, skrzynki drewniane, uszkodzone naczynia porcelanowe, wszystkie zbędne butelki, a zwłaszcza te po lekarstwach; poza tym w grę wchodzi różne słoje i słoiki, całe i rozbite, jednym słowem rzeczy, które uważa się za zbyteczne w gospodarstwie domowym.

5. Prowadźcie dziennik

Czasami jest naprawdę nudną rzeczą usiąść po zakończonym doświadczeniu i zapisywać w zeszycie jego przebieg i wyniki.

— Kto będzie to robił? — wrzuszycie ramionami.

Znam wielu, którzy zaniechali prowadzenia dzienniczka wskutek własnego lenistwa, chociaż z początku byli bardzo sumienni i pilni.

Tymczasem prowadzenie dzienniczka daje wiele korzyści.

Przed wszystkim opisując doświadczenie utrwalacie sobie lepiej jego przebieg i właściwości; jeszcze raz powtórzycie je w pamięci.

Jeżeli to samo doświadczenie zrobicie powtórnie, będziecie mogli porównać jego wyniki z wynikami, które uzyskaliście poprzednio. Gdy rezultat będzie taki sam, będzie to piękne potwierdzenie słuszności waszych sądów i wniosków; jeżeli zaś będzie się różnił — będzie wskazywać bądź na błąd w waszym postępowaniu, bądź też na jakiś nowy moment, którego nie uwzględniliście dostatecznie podczas przeprowadzania doświadczenia.

Gdy zmienicie warunki doświadczenia i wtedy porównacie otrzymane wyniki, będziecie mogli wnioskować o przyczynach wywołujących zjawisko, które badacie w tym doświadczeniu.

Podobieństwa i różnice w wynikach doświadczeń, które wielokrotnie powtarzano, były drogowskazem dla największych wynalazków.

Wreszcie dziennik będzie skarbnicą waszych bogatych osiągnięć i zawsze miłą sercu kroniką waszych pierwszych nadziei, wzruszeń i radości, waszych pionierskich prac w dziedzinie nauki. Bez względu na ich skromny zasięg zawsze zachowacie o tych pracach i wysiłkach najmiłsze wspomnienie.

6. Zwróćcie uwagę...

Gdy bierzecie udział lub jesteście obecni podczas przeprowadzenia doświadczenia, pamiętajcie, aby nie być w nowym ubraniu. Do pracowni chemicznej nie przychodzi się w nowym ubraniu, lecz w najstarszym, jakie posiadacie. Przy najbardziej uważnym obchodzeniu się z różnymi chemikaliami w pracowni, zawsze ja-koś zabrudzi się i poplamie ubranie.

Zanim zapalicie wasz palnik spirytusowy, sprawdźcie czy nie ma w pobliżu jakichś łatwopalnych substancji, szczególnie takich, których opary są łatwopalne.

Nie trzymajcie nigdy żadnych chemikaliów w niezamkniętych pudełkach, puszkach lub butelkach. Chowajcie je zaraz po użyciu do szafki albo odsuwajcie na drugi koniec stołu. Inaczej może się zdarzyć, że przewrócicie je niechcący; czasami może to mieć dość nieprzyjemne następstwa.

Starajcie się nie zaglądać nigdy do naczynia, w którym odbywa się jakaś reakcja chemiczna, lecz przyglądajcie się jej z boku.

Podczas ogrzewania próbówki nad płomieniem, trzymajcie ją nachyloną otworem w stronę przeciwną twarzy.

Nie trzymajcie dna próbówki równo nad płomieniem. Nachylajcie ją tak, aby języczek płomienia dotykał miejsca, gdzie dno próbówki przechodzi w ściankę.

Szkło ogrzewajcie powoli, z początku z dala, potem coraz bardziej zbliżając je do płomienia i obracając ciągle, aby równo-

miernie nagrzewała się większa powierzchnia. Mimo dużej ostrożności na pewno nieraz wam się zdarzy, że szkło pęknie.

Kiedy zakończycie doświadczenie, wmyjcie naczynia i pozostałe narzędzia i dopiero wtedy włóżcie je na miejsce. Zamknijcie szafę, a kluczyk do kieszeni.

Nie zapomnijcie umyć rąk!

Na końcu jeszcze jedna ważna sprawa. Każda butelka lub pudełko, w którym trzymacie chemikalia, powinny posiadać naklejkę zawierającą nazwę substancji, jej wzór chemiczny i widoczne oznaczenie z napisem zależnym od właściwości substancji: łatwopalne; trujące; działa na skórę.

7. Założymy kartotekę chemiczną

Na arkuszach papieru lub kartonu wypiszemy związki, z którymi będziemy mieć do czynienia w naszej pracowni lub które otrzymamy w wyniku doświadczeń. Uporządkujemy je według alfabety. Będziemy również zapisywali na arkusikach nasze spostrzeżenia o tych substancjach.

Nie muszę chyba podkreślać, że z chemikaliami należy być ostrożnym; nawet te, które zazwyczaj uważamy za nieszkodliwe mogą się okazać niebezpieczne w większych ilościach lub przy silniejszym stężeniu.

Wśród chemikaliów, które wymienialiśmy podczas omawiania doświadczeń, do trujących należą: szczawian amonowy, fosforan amonowy (i pozostałe związki amonowe), chlorek miedzi (i pozostałe związki miedzi), azotan rtęciowy, siarczek rtęciowy (oraz inne związki rtęci), octan ołowiu (bardzo silny środek trujący o słodkawym smaku), dwutlenek ołowiu, tlenek ołowiu, azotan ołowiu, chlorek ołowiu, chromian ołowiu (inne związki ołowiu także), chlorek rtęciowy lub inaczej sublimat (bardzo silna trucizna), tlenek węgla, żelazocyjanek miedziowy i żelazocyjanek potasowy (bardzo silne trucizny), szczawian cynkowy.

Na skórę szkodliwie działają kwasy i ługi, a wśród nich szczególnie: kwas azotowy, wodorotlenek sodowy (lub inaczej ług sodowy, soda żrąca lub kaustyczna), kwas solny, kwas siarkowy, kwas siarkawy.

8. Spis pierwiastków

Arkusze papieru, na którym wypiszemy wszystkie pierwiastki, przykleimy na kartonie i powiesimy na ścianie naszej pracowni.

— W jakiej kolejności je wypiszemy? — zapytacie. Czy według ich liczby kolejnej, tj. liczby atomowej, czy też w kolejności alfabetycznej ich nazw w naszym języku lub w kolejności alfabetycznej ich symboli chemicznych?

Najlepiej byłoby sporządzić wszystkie te spisy. Łatwo sobie z tym poradzić i zrobicie te trzy spisy pierwiastków korzystając z poniższego zestawienia pierwiastków ułożonych w kolejności alfabetycznej ich symboli. W zestawieniu podany jest symbol pierwiastka, jego nazwa w języku polskim, w nawiasach zaś jego łacińska nazwa oraz na końcu ciężar atomowy pierwiastka zaokrąglony do pierwszej dziesiątej.

Ac, Aktyn (Actinium)-227; Ag, Srebro (Argentum)-107,9; Al, Glin (Aluminium)-27; Am, Ameryk (Americium)-243; Ar, Argon (Argon)-39,4; As, Arsen (Arsenium)-74,9; At, Astat (Astatinum)-210; Au, Złoto (Aurum)-197; B, Bor (Borum)-10,8; Ba, Bar (Barium)-137; Be, Beryl (Berillium)-9; Bi, Bizmut (Bismuthum)-209; Bk, Berkel (Berkelium)-249; Br, Brom (Bromum)-79,9; C, Węgiel (Carbonium)-12; Ca, Wapń (Calcium)-40; Cd, Kadm (Cadmium)-112; Ce, Cer (Cerium)-140; Cl, Chlor (Chlorum)-35; Cf, Kaliforn (Californium)-249; Cm, Kiur (Curium)-246; Co, Kobalt (Cobaltum)-58,9; Cr, Chrom (Chromium)-52; Cs, Cez (Cesium)-132,9; Cu, Miedź (Cuprum)-63,6; Dy, Dysproz (Disprozium)-162,5; Er, Erb (Erbium)-167; Es, Einstein (Einsteinium)-254; Eu, Europ (Europium)-152; F, Fluor (Fluorum)-19; Fe, Żelazo (Ferrum)-55,8; Fm, Ferm (Fermium)-255; Fr, Frans (Francium)-223; Ga, Gal (Gallium)-69,7; Gd, Gadolin (Gadolinium)-156,9; Ge, German (Germanium)-72,6; H, Wodór (Hydrogenium)-1; He, Hel (Helium)-4; Hf, Hafn (Hafnium)-178,6; Hg, Rtęć (Hydrargyrum)-200,6; Ho, Holm (Holmium)-164,9; In, Ind (Indium)-114,8; Ir, Iryd (Iridium)-193; J, Jod (Jodum)-126,9; K, Potas (Kalium)-39; Kr, Krypton (Krypton)-83; La, Lantan (Lanthanum)-138,9; Li, Lit (Lithium)-6,9; Lu, Lutet (Lutetium)-175; Md, Mendelew (Mendelewium)-256; Mg, Magnez (Magnesium)-24,3; Mn, Mangan (Manganum)-54,9; Mo, Molibden (Molybdaenum)-95,9; N, Azot (Nitro-

genium)-14; Na, Sód (Natrium)-23; Nb, Niob (Niobium)-92,9; Nd, Neodym (Neodymium)-144,3; Ne, Neon (Neon)-20; Ni, Nikiel (Niccolum)-58,7; Np, Neptun (Neptunium)-237; O, Tlen (Oxygenium)-16; Os, Osm (Osmium)-190; P, Fosfor (Phosphorus)-31; Pa, Protoaktyn (Protoactinium)-231; Pb, Ołów (Plumbum)-207,2; Pd, Pallad (Palladium)-106,7; Pm, Promet (Promethium)-145; Po, Polon (Polonium)-210; Pr, Prazeodym (Praseodymium)-140,9; Pt, Platyna (Platinum)-195; Pu, Pluton (Plutonium)-244; Ra, Rad (Radium)-226; Rb, Rubid (Rubidium)-85,5; Re, Ren (Rhenium)-186,3; Rh, Ród (Rhodium)-102,9; Rn, Radon (Radon)-222; Ru, Ruten (Ruthenium)-101,7; S, Siarka (Sulphur)-32; Sb, Antymon (Stibium)-121,8; Sc, Skand (Scandium)-45; Se, Selen (Selenium)-78,9; Si, Krzem (Silicium)-28,5; Sm, Samar (Samarium)-150; Sn, Cyna (Stannum)-118,7; Sr, Stront (Strontium)-87,6; Ta, Tantal (Tantalum)-180,9; Tb, Terb (Terbium)-159,2; Tc, Technet (Technetium)-99; Te, Tellur (Tellurium)-127,6; Th, Tor (Thorium)-232,1; Ti, Tytan (Titanium)-47,9; Tl, Tal (Thallium)-204,4; Tm, Tul (Thulium)-169,4; U, Uran (Uranium)-238; V, Wanad (Vanadium)-50,9; W, Wolfram (Wolfram)-183,9; Xe, Ksenon (Xenon)-131,3; Y, Ytr (Yttrium)-88,9; Yb, Iterb (Ytterbium)-173; Zn, Cynk (Zincum)-65,4; Zr, Cyrkon (Zirconium)-91,2.

9. Układ okresowy pierwiastków

Wreszcie na ścianie naszego laboratorium powinna wisieć tabela układu okresowego pierwiastków. Cóż by to była za pracownia chemiczna bez tego wspaniałego osiągnięcia myśli ludzkiej. Wykryło ono w nieskończonej różnorodności materii jej do tego czasu nieznaną budowę, utorowało drogę naszej obecnej wiedzy o budowie materii, stało się drogowskazem do zwycięstw, które odniosła chemia.

Jest ono, jak wiecie, dziełem znakomitego chemika rosyjskiego *Dymitra Iwanowicza Mendelejewa*.

Badając właściwości pierwiastków, *Mendelejew* uszeregował je według ich ciężaru atomowego, poczynając od wodoru jako najlżejszego. Dostrzegł on przy tym, że pierwiastki o podobnych cechach powtarzają się w tym szeregu w prawidłowych odstępach.

Liczba pierwiastków w okresie

Grupa

Wartościowość w stosunku do wodoru

Wartościowość w stosunku do tlenu

Liczba pierwiastków w okresie	Grupa	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	0						
2 × 1 ²	I	1 H																		2 He
2 × 2 ²	II	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F												10 Ne
2 × 2 ²	III	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl												18 Ar
2 × 3 ²	IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni									36 Kr
2 × 3 ²	V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd									54 Xe
2 × 4 ²	VI	55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		86 Rn
?	VII	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Nh		

Lantanowce

Rys. 95. Układ okresowy pierwiastków

pach. Pierwiastki z podobnymi cechami układał on jeden pod drugim, szeregując je w dalszym ciągu według ciężaru atomowego.

Podczas zestawiania tego układu *Mendelejew* napotkał na pewne trudności. Gdyby pewne pierwiastki ustawił na ich kolejnym miejscu według ciężaru atomowego, nie znajdowałyby się one w odpowiedniej grupie pierwiastków o podobnych cechach fizycznych i chemicznych.

Mendelejew doszedł wówczas do śmiałego wniosku, że jego układ pierwiastków musi być prawidłowy, a nieporozumienia wynikają stąd, że nie wszystkie jeszcze pierwiastki zostały wykryte. Ułożył więc ostatecznie pierwiastki kierując się ich ciężarami atomowymi i właściwościami, zostawiając puste miejsca dla pierwiastków jeszcze nie wykrytych. Z położenia pustych miejsc w układzie przewidział proroczo cechy tych nie znanych pierwiastków. W ten sposób przepowiedział on istnienie galu, skandu, germanu, które później wykryto. Właściwości ich w pełni potwierdziły przewidywania *Mendelejewa*. Było to prawdziwe zwycięstwo układu okresowego, ale wielkość dzieła genialnego chemika rosyjskiego można ocenić dopiero dzisiaj, gdy współczesna wiedza wyjaśniła, zadziwiające czasami, tajemnicze prawidłowości jego tabeli.

Kolejna liczba pierwiastka w tabeli odpowiada liczbie protonów w jądrze atomu. Po wodorze, który zajmuje pierwsze miejsce w tabeli posiadając jeden proton w jądrze, następują kolejno pierwiastki każdy z jednym protonem więcej od poprzedniego. Dzięki temu właśnie posiadają one różne cechy, są różnymi pierwiastkami.

Pionowe szeregi pierwiastków nazywa się grupami. Zawierają one pierwiastki posiadające podobne właściwości. W pierwszej grupie znajdują się metale alkaliczne, w drugiej — metale ziem alkalicznych, w trzeciej grupie metale ziem rzadkich, w czwartej węglowce; do piątej grupy należą azotowce; do szóstej tlenowce; w siódmej grupie są chlorowce; poza tym istnieje grupa gazów szlachetnych. W każdej grupie im bardziej schodzi się w dół, tym bardziej wkracza się w świat metali.

Od I do VIII grupy wartościowość względem tlenu rośnie od 1 do 7, względem zaś wodoru rośnie do IV grupy od 1 do 4, a od IV do VII grupy maleje od 4 do 1.

Szeregi poziome pierwiastków w tabeli nazywa się okresami. Każdy okres zawiera określoną ilość pierwiastków według następującego prawa: w pierwszym okresie liczba pierwiastków wynosi $2 \cdot 1^2 = 2$; w drugim — $2 \cdot 2^2 = 8$; w trzecim — $2 \cdot 2^2 = 8$; w czwartym $2 \cdot 3^2 = 18$; w piątym $2 \cdot 3^2 = 18$; w szóstym $2 \cdot 4^2 = 32$; siódmy okres uważa się ciągle za niedokończony i nie zbadany do końca.

Układ okresowy wskazuje na wiele innych prawidłowości w stosunkach między pierwiastkami; ich zbadanie miało nieocenione znaczenie dla wspaniałego rozwoju chemii od ukazania się tablicy wielkiego *Mendelejewa* do dziś.

10. Kilka słów na koniec ...

Na koniec, zanim się z wami pożegnám i zostawię was, abyscie sami, już beze mnie, dokonywali nowych doświadczeń, chciałbym wam złożyć życzenia dalszej pomyślnej pracy. „Kiedy wiesz — powiada *Mendelejew* w swojej książce „Podstawy chemii” — jak swobodnie, szeroko i radośnie żyje się w dziedzinie chemii, musisz zapragnąć, aby inni też skierowali tu swe kroki...”. Gdy sami poczujecie tę radość, będziecie chcieli z całego serca zbliżyć do spraw nauki innych kolegów, będziecie chcieli wprowadzić ich w świat nauki odwdzięczając się w ten sposób tym, którzy w ten świat wprowadzili was.

Niech was nie onieśmielają skromne środki, którymi rozporządzacie stawiając pierwsze kroki w dziedzinie nauki. Przypomnijcie sobie, że wielka uczona, Polka, *Maria Skłodowska-Curie* i jej mąż *Piotr Curie* (czyt. kiri) prowadzili badania w półrozwalonej hali znajdującej się na podwórzu szkoły fizyko-chemicznej. Wielki zaś niemiecki uczoney *Liebig* (czyt. libig) urządził pierwszą uniwersytecką pracownię chemiczną w opuszczonej wartowni i tam pracował ze swymi uczniami.

Nie sądzcie nigdy, że w nauce wszystko zostało wykryte, że nic już nie można zdziałać. „Nie wiem — powiedział *Newton*

(czyt. niuton), mówiąc o swoim dziele — jak wyglądam w oczach świata, ale samemu sobie wydaję się podobny do dzieciaka bawiącego się na piaszczystym brzegu morza, pełnego radości, gdy znajdzie jakiś ładniejszy kamyczek lub muszelkę, a tymczasem przed nim rozciąga się niezbadany ocean prawdy”. Starajcie się w swym życiu osiągnąć to, co w waszej mocy, bez względu na to, ile i co osiągniecie, „bo człowieka nic nie czyni bardziej szczęśliwym — powiada wielki uczonec jugosłowiański *Michał Pupin* — niż jego własne uczciwe przekonanie, że zrobił najlepiej, jak mógł”.

Powodzenie zaś przyjdzie, jeżeli będziecie niestrudzenie pracować i będziecie odważni, bo „powodzenie zawsze było dzieckiem śmiałości” — jak ładnie powiedział francuski filozof *Volter*.