

8044

D^R JAN KOZAK

PROFESOR UNIwersYTETU JAGIELLOŃSKIEGO

TADEUSZ ORZELSKI

ASYSTENT UNIwersYTETU JAGIELLOŃSKIEGO

ĆWICZENIA Z ZAKRESU CHEMJI OGÓLNEJ

KRAKÓW 1926.

POLSKA AKADEMJA UMIEJĘTNOŚCI

**SKŁAD GŁÓWNY W KSIĘGARNI GEBETHNERA I WOLFFA
WARSZAWA — KRAKÓW — LUBLIN — ŁÓDŹ — PARYŻ — POZNAŃ —
WILNO — ZAKOPANE**

Wydawnictwa Polskiej Akademji Umiejętności.

(Ceny w złotych).

Akty powstania Kościuszki, wyd. Askenazy Sz. i Dzwonkowski W., 2 tomy.	30—
Birkenmajer L. A. Mikołaj Kopernik jako uczony, twórca i ohywatel.	2 40
Brodzińskiego K. Nieznane poezje, wyd. A. Łucki.	4—
Bystroń J. St. Słowiańskie obrzędy rodzinne.	3 60
Bystroń J. St. Zwyczaje żniwiarskie w Polsce.	5—
Daniłowskiego W. Notatki do Pamiętników, wyd. J. Czubek.	12—
Daszyńska-Golińska Z. Uście Solne.	2—
Dąbrowski J. Ostatnie lata Ludwika Wielkiego.	9—
Dembiński Br. Ostatni Wielki Mistrz Zakonu niemieckiego i pierwszy Książę pruski.	1—
Dobrzyńska-Rybicka L. System etyczny Kollåtaja.	4—
Domejki I. Pamiętniki, wyd. J. Tretiak.	6—
Diarjusz Sejmu z r. 1830—31, 6 tomów, wyd. M. Rostworowski.	60—
Feldman Józef. Polska w dobie wielkiej wojny północnej. 1704—1709.	9—
Folkierski Władysław. Entre le Classicisme et le romantisme.	12—
Franke J. N. Jan Brożek.	4—
Fredro A. Intryga na prędce, wyd. H. Cepnik.	1 50
Gaertner H. O zadaniach stylistyki	1—
Gawrońskiego F. Pamiętnik r. 1830—31, wydał J. Czubek.	12—
Godlewski E. jun. Twórczość w przyrodzie.	1 50
Grabowski T. Piotr Skarga.	12—
Halecki O. Ostatnie lata Swidrygielly.	4—
Halecki O. Przyłączenie Podlasia.	4—
Handel J. Problem rodzaju gramatycznego.	1 20
Handelsman M. Rezydenci Napoleonscy w Warszawie.	8—
Instrukcje i depesze Rezydentów francuskich w Warszawie 1807, 2 tomy, wydał Handelsman M.	18—
Kleczkowski A. Regestr budowy galeony.	6—
Koczorowski S. P. Dante w Polsce. Biblijografia przekładów.	2 40
Kolbuszewski K. Postyllografja polska XVI i XVII w.	6—
Kolodziejczyk E. Biblijografia słowianoznawstwa polskiego.	9—
Konopczyński Wl. Geneza i ustanowienie Rady Nieustającej.	6—
Korespondencja Lubeckiego, wyd. St. Smolka, 4 tomy.	36—
Kotarbiński T. Utylitaryzm w etyce Milla i Spencera.	2 40
Kowalczyk J. O sposobach wyznaczenia biegu ciał niebieskich.	9—
Kowalski G. Katalog inkunabulów biblioteki Opaćstwa mogińskiego.	9—
Kowalski J. De Plutarchi scriptorum iuveniliū colore rhetorico.	4 50
Lepszy L. i Tomkowicz St. Zabytki sztuki w Polsce. I. Kraków. Kościół i klasztor OO. Dominikanów.	20—

D^R JAN KOZAK
PROFESOR UNIwersYTETU JAGIELLOŃSKIEGO

TADEUSZ ORZELSKI
ASYSTENT UNIwersYTETU JAGIELLOŃSKIEGO

ĆWICZENIA Z ZAKRESU CHEMJI OGÓLNEJ

D A R
TOWARZYSTWA PRZYJACIÓŁ
MŁODZIEŻY AKADEMICKIEJ

KRAKÓW 1926.

POLSKA AKADEMJA UMIEJĘTNOŚCI

SKŁAD GŁÓWNY W KSIĘGARNI GEBETHNERA I WOLFFA
WARSZAWA — KRAKÓW — LUBLIN — ŁÓDŹ — PARYŻ — POZNAŃ —
WILNO — ZAKOPANE



8044

UP - Kraków BG



1050254256

SPIS RZECZY.

Przedmowa.

Strona

WSTĘP.

Przyrządy laboratoryjne. 1—11

1. Palnik gazowy. 2. Statywy. Szczypce. Łyżeczki. 3. Łaźnia wodna. 4. Naczynia porcelanowe. (Miseczki, tygle, moździerze). 5. Naczynia szklane. (Probówki, zlewki, kolbki, retorty, lejki zwykłe, lejki rozdzielcze, flaszki do sączenia, opłuczki, probówki z boczną rurką, tryskawki, cylindry szklane, chłodnica Liebiga, biurety, eksykatory, przyrząd Kippa). 6. Obróbka szkła laboratoryjnego. Cięcie rurek. Zginanie rurek. Wyciąganie rurek. Zatapianie rurek.

Najważniejsze czynności przy pracach chemicznych. 12—18

1. Ważenie. 2. Rozpuszczanie. 3. Sączenie. 4. Odparowanie. 5. Kryształizacja. 6. Destylacja. 7. Prażenie.

II.

CZĘŚĆ OGÓLNA.

1. Zjawiska fizyczne i chemiczne. 19—21

2. Mieszaniny. 21—22

3. Typy reakcyj chemicznych. 22—26

Syntezy. Analizy. Wymiany proste. Wymiany podwójne.

4. Prawo zachowania masy. 26—27

5. Prawo stałych stosunków wagowych. 27—29

6. Tlen. 29—32

Sposoby otrzymania: a) z nadmanganianu potasu, b) z chloranu potasu. Spalanie pierwiastków w tlenie (węgla, siarki, fosforu, sodu, magnezu i żelaza).

7. Otrzymanie soli działaniem kwasów na zasady. . 32—33

8. Kataliza. 33—34

9. Oznaczenie ciężaru właściwego tlenu. 34—35

10. Roztwory 35—39

Próba badania wody na jej zdolność rozpuszczania różnych ciał. Wzrost szybkości rozpuszczania się ciał w rozczynnikach przez wstrząsanie lub ogrzewanie. Otrzymanie roztworów nasyconych

w wyższej temperaturze. Stwierdzenie obecności wody krystalizacyjnej w solach. Wywiązanie się i pochłanianie ciepła przy rozpuszczaniu się soli w wodzie. Oznaczenie rozpuszczalności soli w wodzie. Oznaczenie rozpuszczalności soli kuchennej w temperaturze pokojowej (15—18°). Rozpuszczalność powietrza w wodzie. Otrzymanie roztworu przezchłodzonego. Zbadanie podwyższenia temperatury wrzenia roztworu soli kuchennej w miarę zwiększania się jego stężenia.

- | | |
|---|-------|
| 11. Elektroliza. | 39—49 |
| Doświadczenie stwierdzające przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu. Wykazanie istnienia jonów wodorowych w roztworze kwasu siarkowego (doświadczenie Ostwalda). Elektroliza roztworu kwasu siarkowego. Elektroliza roztworu wodorotlenku sodu. Elektroliza roztworu siarczynu miedzi. Elektroliza roztworu siarczynu sodu. Elektroliza roztworu chlorku cynowego. | |
| 12. Reakcje jonów. | 49—53 |
| Reakcje jonowe kwasów i zasad z solami. Wydzielanie kwasu węglowego z roztworu sodu działaniem kwasu solnego. Wydzielanie kwasu octowego z octanu sodu działaniem kwasu siarkowego. Wydzielanie amoniaku z chlorku amonu działaniem wodorotlenku sodu. Zobojętnianie zasad kwasami. Strącanie osadów ciał trudno rozpuszczalnych w wodzie. | |
| 13. Hydroliza. | 53—58 |
| Hydroliza azotanu bizmutu. | |
| 14. Oznaczenie równoważnika chemicznego. | 58—62 |
| Oznaczenie równoważnika chemicznego cynku. Oznaczenie równoważnika chloru. Oznaczenie równoważnika sodu. Oznaczenie równoważnika magnezu. | |

III.

CZĘŚĆ SZCZEGÓŁOWA.

- | | |
|---|-------|
| Układ periodyczny pierwiastków chemicznych. . . . | 63 68 |
| 1. Wodór. | 68—72 |
| Sposoby otrzymania: 1) z wodorotlenku sodu działaniem metalicznego glinu, 2) z wody działaniem pyłu cynkowego, 3) z wody działaniem metalicznego magnezu, 4) z kwasu siarkowego działaniem metalicznego cynku. Badanie własności fizycznych i chemicznych. Otrzymanie wody przez spalanie wodoru w powietrzu. Odtlenianie (redukcja) tlenku miedzi zapomocą wodoru. | |
| Potasowce. | 73 |
| 2. Sód. | 73—74 |
| Rozkładanie wody metalicznym sodem. Zabarwianie nieświecącego płomienia gazowego solami sodu. Powstawanie pyroantymonianu sodowo-wodorowego. | |

	Strona
3. Potas.	74—75
Rozkładanie wody metalicznym potasem. Zabarwianie płomienia gazowego solami potasu. Otrzymanie kwaśnego winianu potasu.	
4. Magnez.	75—78
Otrzymanie tlenku magnezu z azotanu lub z zasadowego węglanu magnezu. Strącanie wodorotlenku magnezu z roztworu soli magnezu. Otrzymanie zasadowego węglanu magnezu. Otrzymanie fosforanu magnezowo-amonowego. Otrzymanie tlenochlorku magnezu (cementu magnezowego).	
Wapniowce.	78
5. Wapń.	78—80
Zachowanie się metalu wapnia wobec wody. Otrzymanie tlenku wapnia czyli wapna palonego. Gaszenie wapna palonego i otrzymanie wody wapiennej. Strącanie szczawianu wapnia z roztworu soli wapnia. Strącanie fosforanu wapnia. Strącanie węglanu wapnia. Otrzymanie gipsu palonego.	
6. Bar.	80—81
Otrzymanie tlenku baru z azotanu baru. Strącanie siarczanu baru z roztworu soli baru. Otrzymanie fosforanu i węglanu baru. Zabarwianie nieświecącego płomienia gazowego solami baru.	
7. Bor.	81—83
Otrzymanie kwasu borowego z boraksu. Zmiana barwy papierka kurkumowego pod wpływem roztworów kwasu borowego. Strącanie boranu srebra z roztworu boraksu. Zabarwianie płomienia alkoholowego boranem metylowym. Otrzymywanie pereł boraksowych.	
8. Glin.	83—85
Otrzymanie termitu Goldschmidta. Strącanie wodorotlenku glinu z roztworu soli glinu działaniem wodorotlenku sodu. Otrzymanie alunu glinowego.	
9. Węgiel.	85—87
Adsorbcja barwika przez węgiel kostny.	
Połączenia węgla z tlenem.	
Dwutlenek węgla.	87—90
Sposoby otrzymania: a) z węglanu wapnia, magnezu i dwuwęglanu sodu przez ogrzewanie do wyższej temperatury, b) z krystalicznego węglanu wapnia (marmuru) działaniem kwasu solnego. Stwierdzenie obecności dwutlenku węgla w produktach spalania świecy i w powietrzu wydechanem z płuc. Badanie własności fizycznych i chemicznych. Doświadczenie stwierdzające, że dwutlenek węgla jest gazem cięższym od powietrza. Spalenie magnezu w atmosferze dwutlenku węgla. Rozpuszczanie się dwutlenku węgla we wodzie. Otrzymanie roztworu wodnego kwasu węglowego. Otrzymanie węglanu sodu z wodorotlenku działaniem dwutlenku węgla. Otrzymanie kwaśnego węglanu wapnia. Otrzymanie sody metodą Solvay'a.	

	Strona
Tlenek węgla	91
Otrzymanie z kwasu mrówkowego działaniem kwasu siarkowego.	
Połączenia węgla z wodorem.	
Metan.	91—93
Otrzymanie z węgla glinu i wody. Palenie metanu w powietrzu.	
Spalanie mieszaniny metanu z tlenem.	
Etylen.	93—94
Otrzymanie z alkoholu działaniem stężonego kwasu siarkowego.	
Spalanie etylenu w powietrzu. Spalanie mieszaniny etylenu z tlenem. Odbarwianie wody bromowej.	
Acetylen	94—95
Otrzymanie z węgla wapnia i wody. Spalanie w powietrzu.	
Otrzymanie acetylenku srebra.	
Gaz świetlny.	95—96
Otrzymanie gazu świetlnego. Stwierdzanie obecności etylenu (acetyleny) w gazie świetlnym.	
10. Krzem.	96—99
Działanie wodorotlenku sodu na krzem. Otrzymanie krzemku magnezu. Otrzymanie krzemowodoru z krzemku magnezu działaniem kwasu solnego. Otrzymanie t. zw. kwasu krzemowego: a) z roztworu szkła wodnego działaniem kwasu solnego, b) z roztworu szkła wodnego działaniem chlorku amonu. Stwierdzenie rozkładu (hydrolizy) szkła działaniem wody.	
11. Cyna.	99—102
Otrzymanie chlorku cynowego działaniem kwasu solnego na cynę. Reakcje soli cynawych. Strącanie wodorotlenku cynowego z roztworu chlorku cynowego działaniem amoniaku lub wodorotlenku sodu. Strącanie siarczku cynowego z roztworu chlorku cynowego działaniem siarkowodoru. Strącanie cyny z roztworu chlorku cynowego działaniem metalicznego cynku. Otrzymanie roztworu chlorku cynowego z cyny działaniem wody królewskiej. Utlenianie chlorku cynowego wodą bromową. Reakcje soli cynowych. Strącanie wodorotlenku cynowego (kwasu a-cynowego) z roztworu chlorku cynowego działaniem amoniaku lub wodorotlenku sodu. Otrzymanie kwasu b-cynowego (t. zw. metacynowego izomerycznego z kwasem a-cynowym) z cyny działaniem stężonego kwasu azotowego. Strącanie siarczku cynowego z roztworu chlorku cynowego działaniem siarkowodoru.	
12. Ołów.	102—104
Otrzymanie tlenku ołowiu z węglanu. Otrzymanie dwutlenku ołowiu z minji działaniem kwasu azotowego. Reakcje soli ołowiu. Strącanie wodorotlenku ołowiawego działaniem amoniaku lub wodorotlenku sodu. Otrzymanie chlorku ołowiawego z azotanu działaniem kwasu solnego. Strącanie siarczku ołowiu działaniem kwasu siarkowego. Strącanie siarczku ołowiawego działaniem siarkowodoru na roztwór azotanu.	

13. Azot.	105—107
Otrzymanie azotu z powietrza: a) przez spalanie organicznych substancyj w powietrzu, b) przez utlenianie fosforu w powietrzu. Otrzymanie azotu chemicznie czystego przez rozkład azotynu amonowego.	
Połączenia azotu z wodorem.	
Amonjak.	107—109
Wydzielanie gazowego amonjaku z wodnego roztworu amonjaku handlowego. Otrzymanie amonjaku z salmiaku działaniem wapna gaszonego. Wywiązanie amonjaku z azotanów działaniem wodoru in statu nascendi. Otrzymanie chlorku amonu z amonjaku i chlorowodoru.	
Połączenia azotu z tlenem.	
Kwas azotowy.	109—112
Otrzymanie z saletry chilijskiej działaniem kwasu siarkowego. Roztwarzanie metali w kwasie azotowym. Zapalanie olejku terpentynowego zapomocą kwasu azotowego. Otrzymanie nitrobenzolu z benzolu działaniem kwasu azotowego. Reakcje kwasu azotowego. Reakcja z dwufenyloaminem. Reakcja z siarczanem żelazawym. Reakcja z indygiem (indygokarminem).	
Dwutlenek azotu.	113
Otrzymanie z azotanu ołowiu.	
Trójtlenek azotu.	113
Otrzymanie z kwasu azotowego i trójtlenku arsenu (arszeniku).	
Kwas azotawy.	114—115
Redukcja kwasu azotowego na azotawy działaniem wodoru in statu nascendi. Redukcja azotanów na azotyny działaniem metalicznego ołowiu.	
Tlenek azotu.	115—116
Otrzymanie z kwasu azotowego i miedzi. Utlenianie tlenku azotu tlenem powietrza. Palenie dwusiarczku węgla w atmosferze tlenku azotu. Otrzymanie nietrwałego połączenia tlenku azotu z siarczanem żelazawym.	
Podtlenek azotu.	116
Otrzymanie z azotanu amonowego.	
14. Fosfor.	116—117
Doświadczenie, stwierdzające łatwą zapalność białego fosforu w powietrzu.	
Połączenia fosforu z wodorem. 117—118	
Otrzymanie fosforowodoru (fosforjaku) z fosforku wapnia i kwasu solnego.	
Połączenia fosforu z tlenem. 118	
Otrzymanie pięciotlenku fosforu	
Kwas ortofosforowy.	118—121
Otrzymanie z pięciotlenku fosforu i wody. Otrzymanie kwasu fosforowego z kości. Reakcje kwasu fosforowego. Otrzy-	

manie fosforanu magnezowo-amonowego. Strącanie fosforanu srebra z roztworu fosforanu sodu. Otrzymanie fosforanu molibdeno-amonowego. Otrzymanie t. zw. superfosfatu z fosforytu. Wykrycie obecności soli kwasu fosforowego w mączce Thomasa.	
Kwas pyrofosforowy.	121
Otrzymanie pyrofosforanu sodu z fosforanu dwusodowego.	
Kwas metafosforowy.	121
Otrzymanie metafosforanu sodu z fosforanu sodowo-amonowego.	
Kwas ortofosforawy.	122
Otrzymanie z trójskorku fosforu i wody.	
15. Arsen.	122—126.
Otrzymanie arsenu z arseniku. Spalanie arsenu w powietrzu. Wykrywanie arseniku i innych związków arsenu metodą Marsha. Otrzymanie arseninu sodu z arseniku i wodorotlenku sodu. Reakcje kwasu arsenawego. Otrzymanie trójskorku arsenu. Otrzymanie arseninu srebra. Reakcje kwasu arsenowego. Redukcja kwasu arsenowego na arsenawy działaniem siarkowodoru. Otrzymanie arsenianu srebra. Otrzymanie arsenianu magnezowo-amonowego.	
16. Antymon.	126—127
Palenie antymonu w powietrzu. Otrzymanie trójskorku antymonu. Reakcje soli antymonu. Strącanie tlenochorku antymonu. Otrzymanie siarku antymonowego. Otrzymanie wodorotlenku antymonowego. Strącanie metalicznego antymonu zapomocą cynku.	
17. Bismut.	128—129
Otrzymanie azotanu bismutu. Reakcje soli bismutu. Otrzymanie tlenochorku bismutu. Otrzymanie wodorotlenku bismutawego. Strącanie metalicznego bismutu cynnem sodu. Otrzymanie siarku bismutawego.	
18. Tlen.	129—130
Ozon.	130—132
Sposoby otrzymania: 1. Z nadrtlenku baru i kwasu siarkowego. 2. Z nadmanganianu potasu i kwasu siarkowego. 3. Z tlenu pod działaniem cichych wyładowań elektrycznych. Rozkład jodku potasu. Utlenienie wodorotlenku ołowiu na dwutlenek. Utlenianie siarku ołowiu na siarczan. Utlenianie indygokarminu.	
Połączenia tlenu z wodorem.	
Woda.	132—135
Analiza jakościowa wody źródlanej. Wykrywanie amonjaku, względnie soli amonowych. Wykrywanie soli kwasu azotawego. Wykrywanie soli kwasu azotowego. Wykrywanie soli kwasu solnego. Wykrywanie soli kwasu siarkowego. Wykrywanie węglanu wapnia i soli żelaza.	
Nadtlenek wodoru.	135—137
Rozkład wody utlenionej w wyższej temperaturze. Rozkład	

wody utlenionej pod wpływem katalizatora. Reakcje nad-
tlenku wodoru. Rozkład jodku potasu. Utlenianie kwasu
chromowego na kwas nadchromowy. Utlenianie soli żelazawej
na żelazową. Utlenianie siarczynu tytanu na kwas nadtytanowy.
Redukcja kwasu nadmanganowego na sól manganu.

19. Siarka. 137—140

Oczyszczanie siarki surowej lub technicznej przez destylację.
Otrzymanie siarki rombowej z siarki handlowej przez wykry-
stalizowanie z dwusiarczku węgla. Otrzymanie siarki jednosko-
snej przez wykryształizowanie siarki handlowej z toluolu. Otrzy-
manie siarki plastycznej. Spalanie miedzi w parze siarki.
Połączenia siarki z wodorem.

Siarkowodór. 140—142

Otrzymanie siarkowodoru z siarczków metali ciężkich działaniem kwasów mineralnych: 1. Z siarczku żelaza działaniem kwasu siarkowego. 2. Z siarczku cynku lub antymonu działaniem kwasu solnego. Spalanie siarkowodoru. Strącanie siarczku cynku, kadmu, antymonu i miedzi. Redukcja soli żelazowej na żelazawą.

Połączenia siarki z tlenem.

Dwutlenek siarki. 142—146

Sposoby otrzymania: 1. Z siarki i dwutlenku manganu. 2. Z kwasu siarkowego i miedzi. 3. Z kwaśnego siarczynu sodu działaniem kwasu siarkowego. Własności chemiczne. Odbarwianie kwiatów. Otrzymanie kwasu siarkowego. Reakcje kwasu siarkowego. Utlenianie na kwas siarkowy działaniem wody utlenionej lub bromowej. Redukcja kwasu nadmanganowego. Redukcja kwasu chromowego. Strącanie siarczynu baru z roztworu siarczynu sodu działaniem chlorku baru. Otrzymanie siarczynu srebra.

Kwas podsiarkawy. 146—147

Otrzymanie podsiarczynu cynku.

Kwas tiosiarkowy. 147—148

Otrzymanie tiosiarczynu sodu z siarczynu sodu i siarki. Otrzymanie tiosiarczynu sodu z wodorotlenku sodu i siarki. Reakcje soli kwasu tiosiarkowego. Odbarwianie roztworu jodu. Rozpuszczanie chlorku srebra.

Kwas siarkowy. 148—150

Otrzymanie kwasu siarkowego: 1. Z pirytu lub siarki działaniem kwasu azotowego. 2. Z siarki przez stopienie z saletrą. Wydzielanie się ciepła przy mieszaniu stężonego kwasu siarkowego z wodą. Zwęglanie substancji organicznej działaniem stężonego kwasu siarkowego.

Chlorowce. 150

20. Fluor. 150—151

Fluorowodór. 151—153

Otrzymanie fluorowodoru z fluorku wapnia działaniem kwasu siarkowego. Trawienie szkła zapomocą kwasu fluorowodorowego. Otrzymanie kwasu fluorokrzmewodorowego z fluorku krzemu i wody.

21. Chlor, 153—156

Sposoby otrzymania chloru: 1. Z kwasu solnego i dwutlenku manganu. 2. Z kwasu solnego i wapna chlorowego. 3. Z kwasu solnego i nadmanganianu lub dwuchromianu potasu. Spalanie antymonu, arsenu i bizmutu w atmosferze chloru. Spalanie miedzi w chlorze. Otrzymanie chlorku sodu z chloru i sodu. Spalanie fosforu w atmosferze chloru. Czernienie bibuły napojonej olejkim terpentynowym. Odbarwianie rozczynu indyga lub lakmusu. Łączenie się wodoru z chlorem.

Połączenie chloru z wodorem.

Chlorowodór, 157—159

Otrzymanie z chlorku sodu działaniem kwasu siarkowego. Roztwierzanie cynku, żelaza i magnezu w kwasie solnym. Strącanie chlorku srebra z roztworu chlorku sodu działaniem azotanu srebra. Obliczanie zawartości procentowej chlorowodoru w kwasie solnym na podstawie oznaczenia ciężaru właściwego. Otrzymanie wody królewskiej.

Połączenia chloru z tlenem, 159

Kwas podchlorawy, 159—160

Otrzymanie podchlorynu sodu z chloru i wodorotlenku sodu.

Kwas chlorowy, 160—162

Otrzymanie chloranu potasu z chloru i wodorotlenku potasu. Otrzymanie tlenu. Otrzymanie chloru i dwutlenku chloru działaniem stężonego kwasu solnego. Utleniające działanie kwasu chlorowego. Otrzymanie dwutlenku chloru i kwasu nadchlorowego działaniem stężonego kwasu siarkowego.

Kwas nadchlorowy, 162

Otrzymanie nadechloranu potasu.

22. Brom, 162—164

Otrzymanie bromu z bromku potasu działaniem kwasu siarkowego i dwutlenku manganu. Otrzymanie bromu z bromku potasu działaniem chloru. Otrzymanie bromku żelaza i cynku. Odbarwianie wody bromowej siarkowodorem.

Połączenie bromu z wodorem.

Bromowodór, 164

Otrzymanie bromowodoru z bromku potasu działaniem kwasu siarkowego. Otrzymanie bromowodoru z trójbromku fosforu i wody.

23. Jod, 165—166

Otrzymanie jodu z jodku potasu działaniem kwasu siarkowego i dwutlenku manganu. Otrzymanie jodu z jodku potasu działaniem chloru. Otrzymanie jodku cynku z jodu i pyłu cynko-

wego. Barwienie skrobi jodem. Otrzymanie jodku srebra z roz-
tworu jodku potasu działaniem azotanu srebra.

Połączenie jodu z wodorem.

- | | |
|--|---------|
| Jodowodor | 167 |
| Otrzymanie jodowodoru z trójjodku fosforu i wody. | |
| Połączenia jodu z tlenem. 167—168 | |
| Kwas jodowy. | 168 |
| Otrzymanie kwasu jodowego z jodu działaniem kwasu azotowego. | |
| 24. Żelazo. | 168—172 |
| Otrzymanie chlorku żelazawego z żelaza i kwasu solnego. Otrzy-
manie siarczanu żelazawego. Reakcje soli żelazawych.
Otrzymanie wodorotlenku żelazawego. Otrzymanie żelazicyjanku
żelazawego. Otrzymanie chlorku żelazowego z chlorku żelaza-
wego działaniem wody królewskiej. Reakcje soli żelazo-
wych. Strącanie wodorotlenku żelazowego. Otrzymanie żelazo-
cyjanku żelazowego. Redukcja soli żelazowej na żelazawą dzia-
łaniem siarkowodoru. Stwierdzenie hydrolitycznego rozpadu
chlorku żelazowego pod wpływem wody. | |
| 25. Nikiel. | 172—173 |
| Otrzymanie chlorku niklawego z niklu i kwasu solnego. Re-
akcje soli niklu. Strącanie wodorotlenku niklawego ługiem
sodowym. Strącanie wodorotlenku niklawego amonjakiem. Otrzy-
manie siarczku niklawego działaniem siarczku amonu. | |
| 26. Kobalt. | 173—175 |
| Otrzymanie chlorku kobaltawego z kobaltu i kwasu solnego.
Badanie własności chlorku kobaltawego. Reakcje soli ko-
baltu. Strącanie wodorotlenku kobaltawego ługiem sodowym.
Otrzymanie siarczku kobaltawego działaniem siarczku amonu.
Otrzymanie azotynu kobaltowo-potasowego. | |
| 27. Mangan. | 175—178 |
| Otrzymanie siarczanu manganawego. Reakcje soli mangan-
awych. Strącanie wodorotlenku manganawego ługiem so-
dowym. Strącanie siarczku manganawego. Utlenianie soli man-
ganawych na kwas nadmanganowy. Otrzymanie tlenu z nad-
manganianu potasu. Otrzymanie manganianu potasu z nadman-
ganiu działaniem ługu sodowego. | |
| 28. Chrom. | 178—181 |
| Otrzymanie metalicznego chromu z tlenku chromu działaniem
glinu w wysokiej temperaturze. Otrzymanie tlenku chromu Cr_2O_3 :
1. Z dwuchromianu amonu. 2. Z dwuchromianu potasu i siarki.
Reakcje soli chromowych. Zmiana barwy roztworu alunu
chromowego w wyższej temperaturze. Strącanie wodorotlenku
chromu działaniem ługu sodowego. Utlenianie tlenku chromu
na sól kwasu chromowego. Otrzymanie bezwodnika kwasu chro-
mowego CrO_3 z dwuchromianu potasu i kwasu siarkowego. | |

Odtlenianie soli kwasu chromowego na sole chromowe działaniem alkoholu i kwasu solnego.

29. Rtęć. 181—184
Otrzymanie metalicznej rtęci z cynobru działaniem pyłu żelaznego lub wapna palonego. Otrzymanie azotanu rtęciawego. Reakcje soli rtęciawych. Strącanie chlorku rtęciawego kwasem solnym. Otrzymanie tlenku rtęciawego działaniem ługu sodowego. Strącanie jodku rtęciawego jodkiem potasu. Otrzymanie chlorku rtęciowego z tlenku rtęciowego działaniem kwasu solnego. Reakcje soli rtęciowych. Strącanie tlenku rtęciowego ługiem sodowym. Strącanie jodku rtęciowego jodkiem potasu. Przemiana czerwonej odmiany jodku rtęciowego na żółtą. Strącanie rtęci metaliczną miedzią. Redukcja soli rtęciowej na rtęć metaliczną działaniem chlorku cynawego. Otrzymanie ortęci sodowej.
30. Cynk. 184—186
Otrzymanie tlenku cynku z węglanu cynku. Otrzymanie siarczynu cynku z cynku i kwasu siarkowego. Reakcje soli cynku. Otrzymanie wodorotlenku cynku działaniem wodorotlenku sodu. Strącanie siarczku cynku siarczkiem amonu.
31. Miedź. 186—190
Otrzymanie tlenku miedziawego Cu_2O z siarczynu miedzi zapomocą redukcji w alkalicznym roztworze. Otrzymanie chlorku miedziawego Cu_2Cl_2 z chlorku miedziowego i miedzi. Otrzymanie tlenku miedziowego CuO : 1. Z azotanu miedziowego w wyższej temp. 2. Z wodorotlenku miedziowego w wyższej temperaturze. Otrzymanie chlorku miedziowego CuCl_2 z tlenku miedziowego i kwasu solnego. Reakcje soli miedziowych. Strącanie soli zasadowej amonjakiem. Strącanie siarczku miedziowego siarkowodorem. Strącanie żelazocyjanku miedziowego żelazocyjankiem potasu.
32. Srebro. 190—191
Otrzymanie azotanu srebra z kwasu azotowego i srebra. Otrzymanie metalicznego srebra (lustra srebrnego) przez redukcję tlenku srebra. Otrzymanie chlorku, bromku, i jodku srebra AgCl , AgBr , AgI .

DODATEK.

Najważniejsze odczynniki chemiczne.	192—196
Tablice do oznaczania zawartości procentowych najważniejszych kwasów i zasad.	197—199
Literatura przedmiotu.	200
Skorowidz.	201

PRZEDMOWA.

Ćwiczenia chemiczne rozpoczynano dawniej w zakładach uniwersyteckich od analizy chemicznej. Dopiero po przerobieniu odpowiedniej ilości rozbiórów jakościowych i ilościowych przystępowano do otrzymania preparatów i połączeń organicznych, poświęcając natomiast bardzo mało czasu ćwiczeniom w zakresie syntezy związków nieorganicznych. Miało to tę ujemną stronę, że praktykujący, nie znając należycie pojęć i wzorów chemicznych, musieli odrazu przyswajać sobie zbyt obfity i trudny materiał doświadczalny i teoretyczny. Znaczna ich część z trudnością tylko dawała sobie z nim radę, równoczesne bowiem słuchanie wykładów chemji nieorganicznej nie nastręczało im odrazu sposobności nabycia wszystkich tych pojęć i zrozumienia problemów, z którymi spotykali się w toku ćwiczeń z zakresu chemji analitycznej. W wykładach uczono np. pojęć wstępnych z dziedziny chemji ogólnej i fizycznej, lub opisywano własności najpospolitszych pierwiastków o charakterze metaloidowym (wodoru, tlenu i t. p.), podczas gdy słuchacze, uczęszczający równocześnie na ćwiczenia, zaznajamiali się już w pracowniach ze sposobami wykrywania ołowiu, srebra, rtęci i innych metali ciężkich, nie mając jeszcze należytego pojęcia o najpospolitszych typach połączeń chemicznych, np. kwasach, zasadach, ani też zrozumienia ilościowego przebiegu reakcyj, zasad stechjometrii i istoty wzorów chemicznych.

Dopiero przed niedawnym czasem podjęto w niektórych uczelniach w Polsce próby zaradzenia tym brakom przez wprowadzenie na samym wstępie studjów obowiązkowych ćwiczeń z zakresu chemji ogólnej. Mają one na celu nie tylko ułatwić studjującym należyte korzystanie z równocześnie słuchanych wykładów chemji nieorganicznej, ale stopniowo wprowadzać ich zarazem w dziedzinę chemji, przez dochodzenie na podstawie własnych doświadczeń do poznania zasadniczych praw przemiany

materji, istoty i własności pierwiastków, ich połączeń i t. d. Inicjatywę do wprowadzenia tego systemu nauczania praktycznego dla studentów rolnictwa i nauk przyrodniczych na Wydziale filozoficznym Uniwersytetu Jagiellońskiego dał pierwszy profesor dr. Karol D z i e w o ŋ s k i, organizując już od r. 1914 w II Zakładzie Chemicznym Uniwersytetu Jagiellońskiego ćwiczenia wstępne o programie ogólnym, obejmującym oprócz działu preparatywnego t. j. otrzymywania pierwiastków i połączeń chemicznych, także krótki kurs stechiometrii. W krótkim czasie przekonano się, że tak zorganizowane studjum wstępne chemji spełnia doskonale swe zadanie, ułatwiając w wysokim stopniu uczącym się zrozumienie problemów tej nauki. Dlatego wprowadzono je z czasem również i dla innej kategorii studjujących w Uniwersytecie Jagiellońskim, dla słuchaczy chemji i farmacji w I Zakładzie Chemicznym Uniwersytetu Jagiellońskiego, dzięki staraniom profesora dr. Tadeusza E s t r e i c h e r a.

Należy zaznaczyć, że ćwiczenia ogólno-chemiczne mają znaczenie dwojakie: uprzystępniają one z jednej strony studjującym chemję nabycie podstawowych pojęć w tej dziedzinie, z drugiej zaś studentom, kształcącym się na nauczycieli szkół średnich, nastęrczają sposobność zaznajomienia się z typami prostych przyrządów, z ich zestawianiem lub nawet sporządzaniem; zarazem dają one możność wykonywania najważniejszych doświadczeń chemicznych, odgrywając w ten sposób użyteczną rolę kształcącą pod względem pedagogicznym.

Zajmując się od lat kilku prowadzeniem ćwiczeń z zakresu chemji ogólnej dla słuchaczy Wydziału Rolniczego Uniwersytetu Jagiellońskiego, miałem niejednokrotnie sposobność zwrócić uwagę na brak odpowiednich podręczników w języku polskim, któreby ułatwiały studjującym chemję w szkołach akademickich korzystanie z ćwiczeń wspomnianego wyżej typu ogólnego. Skłoniło mnie to do napisania wraz z p. T. O r z e l s k i m, asystentem Uniw. Jagiellońskiego, niniejszego podręcznika do ćwiczeń z zakresu chemji ogólnej.

Zadaniem książki tej jest w pierwszym rzędzie służyć radą i wskazówkami studjującym chemję w wyższych szkołach a zarazem też i pomocą prowadzącym tego rodzaju ćwiczenia. Niemniej może ona również oddać, mam nadzieję, pewne usługi jako podręcznik do praktycznego nauczania chemji w szkołach średnich.

Wszystkie doświadczenia, opisane w niniejszej książce, zarówno zaczerpnięte z innych podręczników, jak i oparte na pomysłach własnych, wypróbowano dokładnie w toku kilkuletniej praktyki nauczania chemji w Uniwersytecie Jagiellońskim. Ze względów praktycznych i dydaktycznych podręcznik niniejszy dzieli się na część ogólną i szczegółową. Na samym wstępie podano krótki opis najważniejszych czynności, naczyń i przyrządów potrzebnych do wykonania i zrozumienia doświadczeń podanych w części szczegółowej. W części ogólnej zestawiono i opisano głównie doświadczenia, które mają na celu wprowadzić uczących się w chemję, dziedzinę nauki o charakterze eksperymentalnym, tak trudną do opanowania przez same tylko studia z książek lub wykładów. Doświadczenia, objaśniające podstawowe prawa chemji, jak zachowania masy, stosunków stałych, a zwłaszcza istotę t. zw. równoważników chemicznych (ciężarów połączeniowych) wybrano w ten sposób, by dały się wykonać łatwo, najprostszymi środkami, w stosunkowo krótkim przeciągu czasu. Przepisy ich wykonania nie mogą więc służyć do osiągnięcia wyników szczególnie dokładnych, zgodnych w bardzo ścisłych granicach z wartościami, obliczalnymi teoretycznie lub osiąganymi w pracach naukowych. Książka ta, jak już wyżej wspomniano, przeznaczona jest dla użytku początkujących w studiach chemicznych, dla których stosowanie metod najdoskonalszych pod względem naukowym, lecz trudnych w przeprowadzeniu, nie byłoby jeszcze wskazane i możliwe. Dlatego też i w części szczegółowej z pomiędzy mnóstwa doświadczeń, które można wykonać z metaloidami i metalami, opisano jedynie najprostsze i najbardziej charakterystyczne, odpowiednie dla wprowadzenia początkujących w dziedzinę chemji, pominięto natomiast reakcje trudniejsze, niebezpieczne w przeprowadzeniu lub wymagające dłuższego czasu do wykonania. Omówiono w niej również tylko te pierwiastki, których związki mają większe zastosowanie w życiu codziennem lub ważniejsze znaczenie pod względem ogólnoprzyrodniczym. Ażeby studjującym ułatwić wykonanie doświadczeń, oparto tok i porządek ćwiczeń na układzie periodycznym pierwiastków, układzie, według którego zwyczajnie prowadzi się wykłady chemji. Opis doświadczeń w części szczegółowej ułożono jednak w ten sposób, że porządek ich da się zmieniać bez szkody dla zrozumienia całości przedmiotu nauczania i że można pewne z nich, mniej

charakterystyczne, opuścić. Na końcu książki mieści się literatura przedmiotu, wykaz dzieł i podręczników, z których korzystano, układając zespół doświadczeń tu opisanych i z których prowadzący ćwiczenia chemiczne danego typu w szkołach średnich lub wyższych, jak też i bardziej samodzielnie studjujący, mogą korzystać w razie, gdyby podręcznik niniejszy nie odpowiadał w jakimkolwiek kierunku ich potrzebie.

Korzystając niejednokrotnie w mej pracy pedagogicznej w Uniwersytecie Jagiellońskim i w toku redagowania tej książki z doświadczenia i cennych rad profesora dr. K. D z i e w o ņ s k i e g o, przy którym, jako kierownikowi w II Zakładzie Chem. Uniw. Jagiell. rozpocząłem swoją działalność, organizując z Nim wspólnie praktyczny kurs chemii ogólnej w Uniwersytecie Jagiellońskim dla studentów Wydziału Rolniczego, uważam sobie za miły obowiązek wyrazić Mu na tem miejscu moją serdeczną wdzięczność za okazaną mi pomoc i zachętę.

Kraków, wrzesień 1926.

Jan Kozak.

WSTĘP.

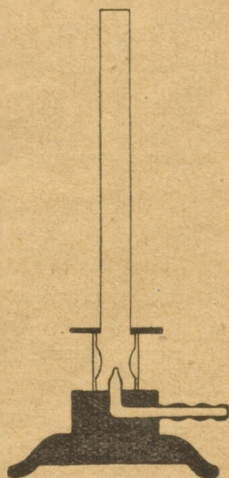
Przyrządy laboratoryjne.

1. Palnik gazowy.

Do ogrzewania gazem używa się przeważnie palników Bunzена. Zasada ich budowy polega na urządzeniu, które pozwala na dopływ powietrza do gazu świetlnego wewnątrz palnika, przez co oba gazy mieszają się przed zapaleniem dokładnie z sobą, tak, że gaz, zapalony u wylotu kominka, spala się kosztem wprowadzonego z nim razem tlenu powietrza.

Wskutek tego spalanie gazu jest zupełne a płomień niekopcały. Palnik Bunzена składa się, jak to widać na ryc. 1, z dwóch części: z podstawy i z kominka. W podstawie, odlanej z żelaza, znajduje się rurka na końcu zwężona, doprowadzająca gaz do wnętrza palnika. Kominek czyli rurka żelazna lub mosiężna (10–15 cm długa, o średnicy około $1\frac{1}{2}$ cm) ma u spodu ruchomą obręczkę, która służy do zamykania dwóch bocznych otworów w kominku a przez to do regulowania dopływu powietrza do wnętrza palnika. Zależnie więc od nastawienia obręczki można dopuścić do palnika większą lub mniejszą

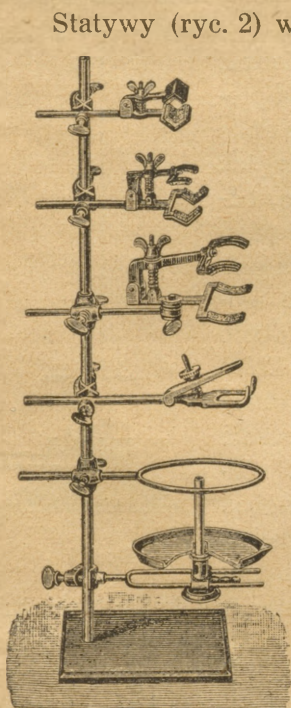
ilość powietrza a nawet zamknąć całkiem jego dopływ, wskutek czego gaz zapalony palić się będzie, zależnie od ilości zmieszanego z nim powietrza, już to płomieniem nieświecącym, już to jasnym i kopcałym. Przy dostatecznym dopływie powietrza do wnętrza palnika płomień palącego się gazu tworzy dwa stożki o wspólnej podstawie, jeden



Ryc. 1.

mniejszy wewnętrzny, drugi większy zewnętrzny. Stożek wewnętrzny barwy niebieskawej ma temperaturę stosunkowo niską, stożek zewnętrzny prawie nieświecący, o odcieniu jasno fioletowym, ma temperaturę wysoką na granicy zetknięcia z otaczającym powietrzem. Do ogrzewania używa się przeważnie płomienia nieświecącego o tak uregulowanym dostępie powietrza, by zarys stożka wewnętrznego zlewał się ze stożkiem zewnętrznym. Zbyt wielki dopływ powietrza powoduje często t. zw. przeskoczenie płomienia, t. zn. zapalenie się gazu wewnątrz palnika u podstawy kominka, wskutek czego palnik bardzo silnie się rozgrzewa i przez to z czasem ulega zepsuciu. Jeżeli więc płomień „przeskoczy“, należy natychmiast dopływ gazu do palnika zamknąć i uregulowawszy wprzód dopływ powietrza zapalić na nowo gaz u wylotu palnika i to wówczas dopiero, gdy kominek całkiem ostygnie.

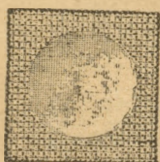
2. Statywy.



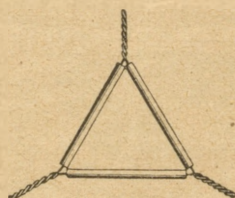
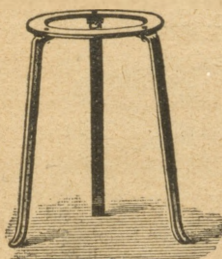
Ryc. 2.

Statywy (ryc. 2) wraz z należącymi do nich kółkami i łapkami służą do przytrzymywania i utwierdzania przyrządów. Łapy i imadła wyklada się wewnątrz korkiem, kauczukiem lub filcem, by uchwycone naczynie szklane uchronić od bezpośredniego zetknięcia z metalem a tem samem zabezpieczyć od pęknięcia przez zgniecenie. Kółka metalowe służą jako podstawki do naczyń przy ogrzewaniu i wyprażaniu. Naczynia szklane lub porcelanowe ogrzewa się najczęściej na siatce żelaznej wyłożonej azbestem, którą kładzie się albo na kółkach przymocowanych do statywu, albo na trójnogach żelaznych (ryc. 3). Tygle porcelanowe lub metalowe ogrzewać można bezpośrednio płomieniem gazowym. Wówczas umieszcza się je w trójkątach żelaznych

lub porcelanowych (ryc. 4), opartych na trójnogach lub kółkach utwierdzonych na statywie.

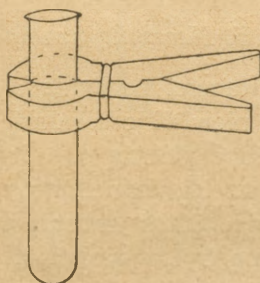


Ryc. 3.

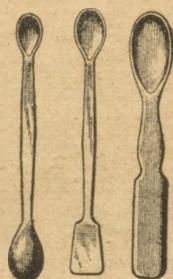


Ryc. 4.

Szczypce. Do przenoszenia lub chwilowego przytrzymywania gorących naczyń lub probówek nadają się najlepiej szczypce drewniane (rycina 5 a), szczypiec metalowych (żelaznych, mosiężnych, lub żelaznych niklowanych) używa się do chwytania gorących tygielków porcelanowych lub cięższych przyrządów metalowych.



Ryc. 5 a



Ryc. 5 b.

Łyzeczki. Do nabierania drobnych ilości substancji używa się w pracowniach chemicznych małych łyżeczek rogowych, żelaznych, niklowych, argentanowych (alpakowych) (ryc. 5 b) lub łopatek (szpatelek) z tych samych materiałów.

3. Łaźnia wodna.

Do ogrzewania naczyń w temp., nieprzekraczającej 100°C , służy łaźnia wodna. Jest to miska lub garnek, opatrzony przykrywą z jednym lub kilkoma otworami na naczynia. Otwory można zwiększać lub zmniejszać przez zdejmowanie lub nakładanie kółek, tworzących wierzchnią przykrywę łaźni (rycina 6).



Ryc. 6.

4. Naczynia porcelanowe.

Najważniejszymi naczyniami porcelanowymi są miseczki, tygły i moździerze (ryc. 7). Miseczki, zwane parowniczkami,

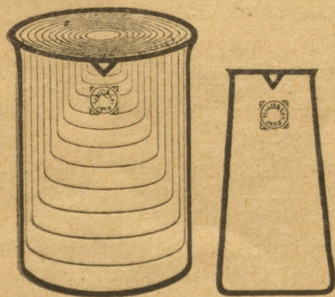


Ryc. 7.

służą głównie do odparowywania cieczy. Tygły używa się do prażenia ciał stałych. Moździerze z tłuczkami (t. zw. pistilami) służą do rozcierania i proszkowania ciał stałych.

5. Naczynia szklane.

Najczęściej używanymi naczyniami szklanymi są probówki (epruwetki). Są to niewielkie cienkościenne rurki szklane na jednym końcu zatopione. Służą one do wykonywania reakcyj chemicznych i ogrzewania niewielkich ilości ciał. Wykonując reakcję lub ogrzewając jakąś substancję należy pamiętać, że probówka nie powinna być wypełniona więcej niż do $\frac{1}{3}$ swej objętości, gdyż przy gwałtowniejszej reakcji lub wrzeniu zawartość może się przelać. Przy ogrzewaniu należy ją umieścić w płomieniu tak, aby tylko ta część była płomieniem objęta, która jest wypełniona substancją, nie należy zaś nigdy ogrzewać górnej części, ponieważ z powodu nierównomiernego ogrzania probówka może łatwo pęknąć. Przy ogrzewaniu należy też stale próbówką zlekka potrząsać, aby uniknąć przegrzewania się cieczy.



Ryc. 8.

Zlewki szklane (ryc. 8), jak to widać na rysunku, mogą być albo proste, albo u góry nieco zwężone. Służą one przede wszystkim do rozpuszczania ciał stałych w cieczach, do ogrzewa-

nia cieczy i t. d. Należy je ogrzewać na siatce lub na łaźni (wodnej, piaskowej), nigdy bezpośrednio płomieniem.

Kolbki Erlenmayera czyli t. zw. krótko „Erlenmayerki“ (ryc. 9) są to naczynia szklane, stożkowate o postaci pośredniej między zlewką a kolbą.



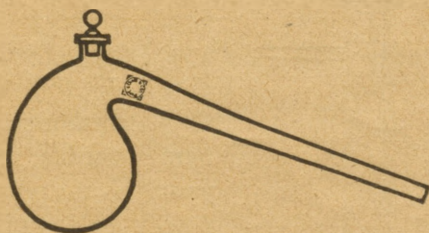
Ryc. 9.

Używa się kolb szklanych dwojakiego typu: o dnie płaskim i okrągłym. Służą one do gotowania, destylacji i t. d. Kolbki o dnie płaskim (ryc. 10), t. zw. płaskie, ogrzewa się zawsze na siatce, okrągłe natomiast można ogrzewać też i wprost płomieniem, przy zachowaniu odpowiedniej ostrożności. Kolbki destylacyjne mają boczną rurkę przytopioną do szyjki pod kątem ostrym.



Ryc. 10.

Retort (ryc. 11) używa się głównie do destylacji ciał wysoko wrzących, do ogrzewania ciał stałych do wysokiej tem-

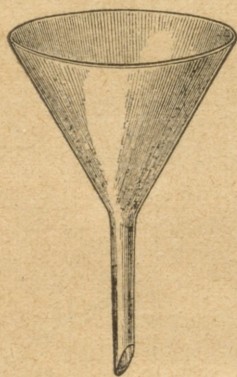


Ryc. 11.

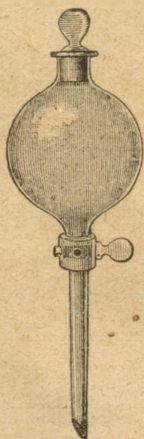
peratury i t. p. Ogrzewa się je najczęściej bezpośrednio płomieniem.

Lejki (ryc. 12) służą do przelewania i sączenia.

Lejki rozdzielcze (ryc. 13) albo t. zw. wkraplacze służą do rozdzielania cieczy niemieszających się ze sobą, oraz do wkraplania. Przez ostrożne otwarcie kurka dolnego, przy wyjętym lub uchylonym górnym korku, pozwala się cieczy wypływać kroplami lub wolnym strumieniem.



Ryc. 12.



Ryc. 13.



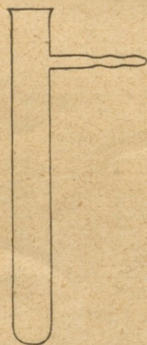
Ryc. 14.

Flaszki do sączenia są to grubościennie kolbki Erlenmayera z boczną rurką (ryc. 14). Służą one do sączenia pod zmniejszonem ciśnieniem, lub w połączeniu z lejkiem rozdzielczym jako przyrządy do wywiązywania gazów.

Oplączki (ryc. 15) są to przyrządy używane bądź do oczyszczania bądź do absorpcji gazów. Gaz wchodzi do oplączki rurką, sięgającą prawie do jej dna, oczyszcza się w cieczy wypełniającej ją częściowo i wychodzi boczną rurką.



Ryc. 15.



Ryc. 16.

Przyrządem często używanym i bardzo praktycznym dla pewnych doświadczeń jest probówka szklana z boczną rurką (ryc. 16). Używa się jej, po złączeniu z lejkiem rozdzielczym, jako przyrządu do wywiązywania gazów. Stosuje się ją też

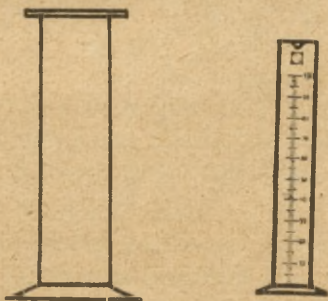
często jako opłuczkę lub kolbę z boczną rurką przy odsączaniu na pompie wodnej.

Jako zbiornik podręczny wody destylowanej służy tryskawka. Jest to kolba szklana o dnie płaskim zamknięta korkiem gumowym o dwóch otworach (ryc. 17). Przez jeden otwór przechodzi rurka zgięta pod kątem ostrym a sięgająca dna kolby, przez drugi zaś otwór, rurka krótsza, zgięta pod kątem rozwartym i sięgająca zaledwie do połowy szyjki kolby. Przez przechylenie tryskawki w stronę odgięcia rurki krótszej, którą woda łatwo wycieka, otrzymuje się obfity strumień wody. Silniejszy wytrysk, choć mniej obfity, uzyskuje się, wdmuchując powietrze przez rurkę krótszą. Woda wówczas pod ciśnieniem wywartem w ten sposób, wytryskuje wąskim otworem rurki dłuższej i to strumieniem słabszym lub silniejszym, zależnie od ilości wdmuchiwanego powietrza.



Ryc. 17.

Cylindry szklane są w użyciu dwojakiemu rodzajowi albo cylindry miarowe (menzurki) albo cylindry do chwytania gazów. Pierwsze z nich (ryc. 18) opatrzone są podziałką i służą do odmierzania określonych objętości cieczy. Drugie zaś bez podziałki (ryc. 18), z odgiętym i szlifowanym brzegiem stosuje się do chwytania gazów.



Ryc. 18.

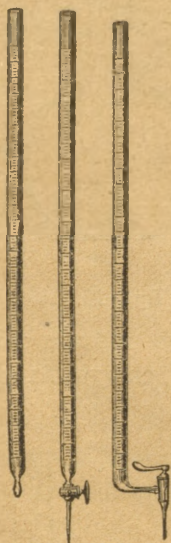
Chłodnica Liebiga (ryc. 19) służy do ochładzania par cieczy, wracających w temperaturze poniżej 150°C. Składa się z rury wewnętrznej-



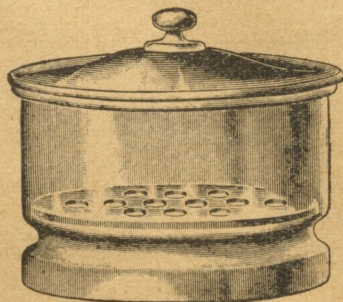
Ryc. 19

nej, którą łączy się w odpowiedni sposób zapomocą korka z kolbką destylacyjną i z płaszczą zewnętrznego, połączonego z dopływem wody. Rurę wewnętrzną ochładza woda, przepływająca między nią a płaszczem zewnętrznym. Pary cieczy destylującej, stykając się z oziębianymi ścianami rury wewnętrznej, przez którą przechodzą, skraplają się, poczem destylat skroplony spływa ochłodzony do odbieralnika, podstawionego pod otwór chłodnicy.

Biurety (ryc. 20) są to rurki szklane z podziałką, służące do odmierzania względnie odlewania ściśle określonych, niewielkich ilości płynów. Do odmierzania cieczy nagryzających szkło n. p. roztworu wodorotlenku sodu (NaOH) używa się biurety, której dolny koniec jest połączony zapomocą krótkiego węża gumowego, opatrzonego ścisłaczem, z rurką szklaną na końcu zwężoną.



Ryc. 20.

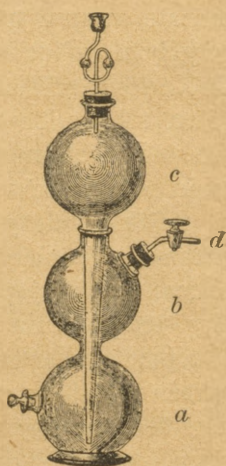


Ryc. 21.

Inne ciecze odmierza się biuretami, zamkniętymi u dołu szlifowanymi kurkami szklanymi.

Eksykatory (ryc. 21) są to naczynia szklane o szlifowanych brzegach. Nakrywa się je przykrywą szczelnie doszlifowaną. Służą one do przechowywania preparatów chemicznych w atmosferze suchego powietrza. Dolną część eksykatora wypełnia substancja odciągająca wilgoć (wyprażony chlorek wapnia lub stężony kwas siarkowy). Część górną oddziela od dolnej wkład porcelanowy z otworami, w których umieszcza się preparaty w tyglach, parowniczkach lub innych naczyniach.

Przyrząd Kippa (ryc. 22) służy do wywiązywania gazów n. p. wodoru. Składa się z dwóch bań szklanych (a i b), połączonych ze sobą. W otworze górnej bani tkwi jeszcze trzecia (c) szczelnie osadzona, zaopatrzona w rurę, sięgającą prawie aż do dna przyrządu. Służy ona niejako za lejek, którym się kwas wlewa tak, aby wypełnił całą banię (a) i połowę środkowej (b), w której się umieszcza kawałki tego ciała, na który kwas działa n. p. kawałki cynku). Bania środkowa (b) ma otwór z doszlifowanym kurkiem (d) dla wypuszczania wywiązyującego się gazu. Przez odpowiednie nastawienie kurka można dowolnie regulować wypływ gazu.



Ryc. 22.

6. Obróbka szkła laboratoryjnego.

W pracowniach chemicznych używa się do stapiania szkła dmuchawki gazowej i palnika motylkowego. Dmuchawka jest to palnik z urządzeniem, pozwalającym z jednej strony dowolnie zwiększać lub zmniejszać dostęp gazu, z drugiej zaś regulować dopływ powietrza do wnętrza kominka, a tem samem dowolnie zmieniać temperaturę i kształt płomienia gazowego. W tym celu posiada ona dwie rurki z kurkami, jedną zewnętrzną dla doprowadzania gazu, drugą wewnętrzną dla powietrza, tak że dopływające gazy mieszają się ze sobą dopiero u wylotu kominka, tworząc płomień duży albo mały wąski i ostry. Zgęszczone powietrze wtłacza się do dmuchawki za pomocą miecha lub pompki wodnej. Drugim rodzajem palnika używanym do zginania i obtapiania rurek ze szkła łatwo topliwego jest palnik motylkowy. Składa on się z kominka zakończonego nasadką tak skonstruowaną, że gaz wypływa dwoma skośnymi otworami i po zapaleniu tworzy płomień płaski a szeroki, przypominający kształtem skrzydła motyla. Kominek palnika tego typu nie posiada otworu dla dostępu powietrza i dlatego gaz uchodzący zeń, po zapaleniu, pali się płomieniem świecącym, mniej gorącym. Szkło do robót szklarskich najlepiej jest sprowadzać z jednej i tej samej fabryki, gdyż różne

rodzaje szkła z trudem tylko dają się spajać. Do prostszych zwykłych robót używa się przeważnie szkła łatwo topliwego. Najlepszem szkłem do wyrobu naczyń chemicznych jest szkło jenajskie albo też pyreksowe. Jest ono trudno topliwe, ale zato wytrzymałe na zmiany temperatury i odporne na działanie odczynników chemicznych.

Szkło należy ogrzewać zwolna i to tem wolniej, im jest grubsze. Najpierw ogrzewa się je płomieniem słabym, świecącym, wyjmując je co pewien czas na chwilę z płomienia, aby temperatura szkła powoli się podnosiła. Ogrzewając i topiąc szkło należy je stale w płomieniu poruszać, by ogrzewanie było możliwie równomierne. Rury obraca się w płomieniu stale, aby ułatwić ogrzewanie jednostajne ze wszystkich stron. Część rurki lub naczynia, która była stopiona lub wystawiona na silne działanie płomienia, poddaje się przed zupełnem oziębieniem bardzo powolnemu, stopniowemu chłodzeniu. W tym celu trzyma się szkło uprzednio silnie nagrzane w kopcącym płomieniu i to tem dłużej im szkło jest grubsze i przez to łatwiej podlegające zmianom struktury pod wpływem silnych wahań temperatury.

Cięcie rurek. Rurki szklane, nieszersze nad 7 mm, tną się w ten sposób, że w miejscu gdzie rurka ma być ucięta nacina się najpierw nożem szklarskim lub ostrym pilnikiem, tworząc



Ryc. 23.

cienką rysę wzdłuż obwodu, następnie ujmują się je w obie ręce i naciska dwoma palcami (kciukami) obu rąk od strony przeciwległej nacięciu (ryc. 23). Jeżeli chodzi o obcięcie rurki blisko jej końca, w miejscu, gdzie nie można jej ująć wygodnie w obie ręce, to po nacięciu dotyka się rysy końcem rozżarzonego drutu lub nadtopionego przecika szklanego. Po chwili

rurka pęka we właściwym miejscu. Przeciętą rurkę szklaną należy zawsze otopić na końcach, ogrzewając ją w płomieniu tak długo, aż zaokrągłą się jej ostre krawędzie.

Zginanie rurek. W celu zgięcia ogrzewa się rurkę w płomieniu motylkowym w ten sposób, aby płomień ogrzewał ją na przestrzeni conajmniej 4—5 cm. Przy ogrzewaniu w płomieniu kopcącym obraca się stale a skoro szkło dobrze zmięknie i rurka zacznie zginać się pod wpływem własnego

ciężaru, wyjmuje się ją z płomienia i łagodnie zginając doprowadza do pożądanego kształtu. Dobrze zgięta rurka powinna mieć w zgięciu przekrój okrągły, równy, nie spłaszczony ani zmarszczony.

Wyciąganie rurek. Dla sporządzenia rurki zwężonej na jednym końcu ogrzewa się ją silnie w danym miejscu (tak jak przy zginaniu), gdy zaś szkło zmięknie, wyjmuje się z płomienia i powoli rozciąga. Zależnie od tego czy szkło bardzo zmiękło i czy rozciągano je powoli lub szybko, uzyskuje się po rozciągnięciu ściany cieńsze lub grubsze. W miejscu najbardziej zwężonem ucina się rurkę albo zatapia w razie potrzeby.

Zatapianie rurek. Gdy chodzi o zatopienie rurki, stapia się ją w miejscu obranem, wyjmuje z płomienia, szybko rozciąga i odłamuje w części zwężonej. Następnie ogrzewa się ją silnie do stopienia i odciąga pozostałą część zwężoną tak, by po zatopieniu rurki nie zostawić wydłużenia. Po zatopieniu wyjmuje się rurkę z płomienia i wydyma nieco, dopóki zatopiony koniec nie przybierze postaci odpowiednio zaokrąglonej i grubość ścian się nie wyrówna. Gdy zatopienie takie nie uda się odrazu, należy rurkę ponownie ogrzać, trochę nadtopić i jeszcze raz przez wydęcie wyrównać.

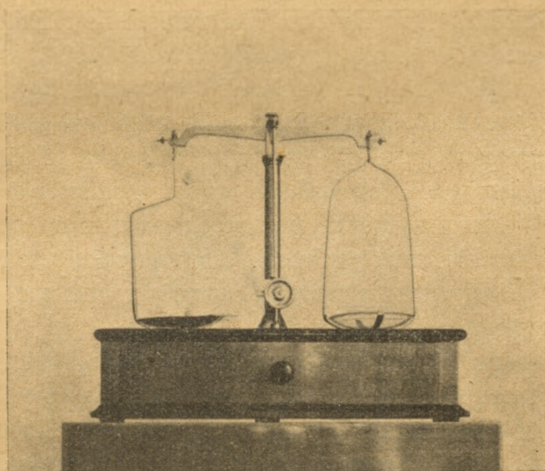
Chcąc naprawić próbkę, zbitą u dna, ogrzewa się silnie w płomieniu część stłuczoną, przyczepia do niej pręcik szklany, albo kawałek rurki cieńszej i obracając w płomieniu ogrzewa nieco dalej poza miejscem przytopienia pręcika. Z chwilą gdy szkło dostatecznie zmięknie wyciąga się koniec próbki. Po odłamaniu tak wyciągniętej wąskiej rureczki, zbiera się w płomieniu z zatopionego ostrego końca próbki nadmiar stopionego szkła, by usunąć ostre zakończenie. Wkońcu ogrzewa się próbkę jeszcze raz silnie, obracając ją w płomieniu, wyjmuje z płomienia i dmuchając w nią lekko nadaje zakończeniu postać należycie zaokrągloną.

W razie, jeśli próbka jest uszkodzona u ujścia, obcina się ją zapomocą rozgrzanego pręcika szklanego, posuwając go naokoło próbki od miejsca pękniętego, następnie otapia się brzegi próbki i rozszerza przy pomocy stożkowego węgla retortowego lub specjalnego rozszerzacza, sporządzonego z drutu lub blachy.

Najważniejsze czynności przy pracach chemicznych.

1. Ważenie.

Dla celów ćwiczeń z zakresu chemji ogólnej, opisanych w niniejszym krótkim podręczniku, niema potrzeby posługiwać się bardzo czułemi wagami analitycznemi, wystarczą wagi mniej czułe, tak zwane pół-analityczne, wskazujące jednak jeszcze dokładnie ciężar setnej części grama, jak n. p. waga przedstawiona na ryc. 24. Mają one tę zaletę, że są małe, zgrabne,



Ryc. 24.

tanie i posiadają krótki okres wahań. Można więc na nich szybko ważyć, co jest rzeczą nieraz bardzo pożądaną przy małym zapasie wag, jaki ma się zwykle do rozporządzenia w pracowniach o dużej ilości osób praktykujących. Dla uniknięcia wpływu przewiewu powietrza przy ważeniu, umieszcza się wagi w oszklonych osłonach (szafkach, pudłach) odpowiednio zbudowanych.

Przed użyciem wagi należy zawsze wpierw zbadać jej ustawienie, t. j. czy przy kilku następujących po sobie waniach dźwigniowej belki wagi, wskazówka przymocowana do

niej, wskazuje na podziałkę jednakowe wychylenia po obu stronach punktu zerowego. W razie złego ustawienia można przez wkręcanie lub wykręcanie śrubek, umieszczonych na końcach ramienia dźwigniowego, doprowadzić wskazówkę w krótkim czasie do jednakowych wychyleń.

Ciała ważonych nie należy nigdy kłaść wprost na szalkę wagi. Odważa się je w naczyniach (zlewkach, miseczkach) lub na sztywnym papierze (ciała stałe). Przy ważeniu przedmiot kładzie się na lewą szalkę, ciężarki na prawą. Tak ciała ważone, jak i ciężarki, należy kłaść na wagę tylko wtedy, gdy jest podparta (zatrzymana). Dopiero, gdy wszystko jest nałożone, odsuwamy podpórki przez obrót śruby (klucza wagi) i obserwujemy po pierwszym wychyleniu dalsze wahania wskazówki belki dźwigniowej.

Gdy ciała waży się w naczyniach należy odważyć przede wszystkim dokładnie samo naczynie albo odtarować t. j. zrównoważyć jego ciężar. Do tego celu używa się granatków, drobnego śrutu, lub drobnych paciorków szklanych. Sypiemy je na prawą szalkę wagi tak długo, aż naczynie, postawione na lewej szalce, będzie zrównoważone. Wówczas dopiero umieszcza się substancję i równoważy ją ciężarkami.

Wynik ważenia najlepiej jest natychmiast zapisać, będąc jeszcze przy wadze, w specjalnym zeszycie, przeznaczonym na protokoły ćwiczeń chemicznych. Zapisywać należy ciężar, nie zdejmując ciężarków z wagi. Następnie dopiero po zapisaniu ciężaru zdejmuje się ciężarki, sprawdzając czy ciężar zważonego przedmiotu zapisano należycie, bez omyłki. Przepisu tego należy przestrzegać, gdyż początkujący popełniają często błędy, zapisując przez roztargnienie fałszywie ilości ciężarków pojedynczych użytych przy ważeniu lub ich sumy. Przez powtórzną kontrolę zapisanych cyfr błędy takie można sprawdzić i po zaważeniu sprostować.

Natychmiast po ważeniu usuwa się substancję a ciężarki chowa się do pudełka w należyтым porządku, według kalibru, poczynając od największych. Nie należy ich nigdy ujmować palcami, lecz brać szczypczykami (pincette) specjalnie na ten cel przeznaczonemi.

2. Rozpuszczanie.

Rozróżnić należy dwa działania, ujmowane często wspólnym mianem „rozpuszczania się“, rozpuszczanie właściwe i roztwarzanie. Rozpuszczanie właściwe zachodzi wówczas, gdy ciało przy działaniu rozczynnika, przechodząc do roztworu, nie zmienia swego składu chemicznego tak, że po odparowaniu rozczynnika otrzymuje się je napowrót w postaci niezmienionej. Tak rozpuszcza się w wodzie cukier, sól kuchenna i różne inne ciała. Roztwarzaniem natomiast nazywamy zjawisko, gdy działaniem pewnego odczynnika zmienia się zupełnie charakter chemiczny ciała, przyczem powstający nowy związek o innym składzie chemicznym przechodzi do roztworu. Tak roztwarza się n. p. żelazo w rozcieńczonym kwasie siarkowym, zamieniając się na siarczan żelazawy lub węglan wapnia w kwasie solnym, przechodząc w chlorek wapnia. Do rozpuszczania i roztwarzania używa się najczęściej wody, kwasu solnego, siarkowego, azotowego, niekiedy dla ciał bardzo trudno rozpuszczalnych wody królewskiej, dalej stosuje się też amonjak, siarczek amonowy, następnie rozczynniki organiczne jak dwusiarczek węgla, alkohol, benzol, chloroform i t. p.

Wobec tego, że rozpuszczalność ciał zwiększa się naogół znacznie ze wzrostem temperatury rozczynnika, najlepiej jest rozpuszczać je na gorąco i to w zlewkach prostych lub słoikowych, o ile chodzi o większe ilości (ryc. 8 str. 4) a w probówkach, o ile rozpuszcza się ilości nieznaczne. Przed rozpuszczaniem należy substancję starannie proszkować, przez rozdrobnienie bowiem wzrasta powierzchnia zetknięcia ciała rozpuszczonego z rozczynnikiem i proces rozpuszczania zachodzi wskutek tego znacznie szybciej. Zaleca się również mieszanie tworzącego się roztworu w toku akcji rozpuszczania przez wstrząsanie, jeżeli rozpuszcza się ciecz w cieczy, lub przez kłócenie i poruszanie płynu pręcikiem szklanym, jeżeli rozpuszcza się w nim substancję stałą.

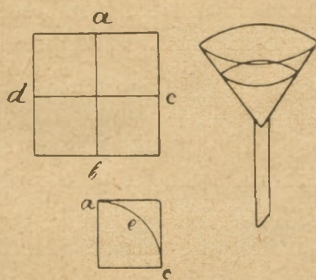
Gdy chodzi o rozpuszczenie pewnej ilości ciała stałego w jak najmniejszej ilości cieczy nalewa się najlepiej ciecz porcjami na substancję rozpuszczaną (nie odwrotnie!), obserwując za każdym razem po upływie pewnego przeciągu czasu postęp procesu rozpuszczania, przyczem można ocenić

dokładnie ilość rozpuszczalnika, niezbędnego istotnie do rozpuszczenia całej ilości wziętej substancji. W ten sposób roztwarza się ciała stałe w rozpuszczalnikach ciekłych, n. p. magnez w kwasie azotowym, marmur w kwasie solnym i t. p.

Prócz ciał jednolitych, przedstawiających określone związki chemiczne, ma się często przy rozpuszczaniu do czynienia z produktami surowymi, materiałami przedstawiającymi mieszaninę różnych substancyj chemicznych. N. p. nieczysta sól kamienna zawiera ił lub piasek, w marmurze występuje piasek jako przymieszka i t. p. Wówczas zachodzi zjawisko, że jedne składniki mieszaniny rozpuszczają się w danym rozpuszczalniku n. p. sól w wodzie, marmur w kwasie solnym, podczas gdy inne pozostają nierozpuszczone. Dla oddzielenia roztworu od osadu stosuje się zabieg, zwany sączeniem (filtrowaniem).

3. Sączenie.

Do sączenia używa się zwykle bibuły, wykrawując z niej sączki, które następnie umieszcza się w lejках. Sączek przygotowuje się najlepiej w ten sposób, że kawałek bibuły, wycięty w kształcie kwadratu, składa się w czworo, tworząc kawałek o postaci czterokrotnie mniejszego kwadratu, poczem ścina się dwa jego boki nożyczkami, tak by powstał łuk regularny aec (ryc. 25). Otrzymany, złożony wycinek bibuły, kształtu czwartej części koła, rozchyła się wzdłuż łuku, przyczem otrzymuje się sączek kształtu



Ryc. 25.

stożka, w którym po jednej stronie ma się pojedynczą, po drugiej zaś potrójną warstwę bibuły. Sączek taki wkłada się do lejka i zwilżywszy następnie zapomocą tryskawki wodą, przyciska się palcami lekko do ścian lejka. Powinien on być zawsze mniejszy od lejka tak, by brzeg jego nie wykraczał poza odległość $\frac{1}{2}$ cm poniżej brzegu lejka. Należy uważać przy sączeniu, aby osad odsączany nie wypełniał nigdy więcej nad połowę objętości sączka. Aby uniknąć wylewania cieczy po ścianach lejka, płyn sączony nalewa się na sączek, kierując strumień cieczy przy pomocy pręcika szklanego, przytkniętego do

brzegu zlewki, by ciecz, zawierająca osad, nie przekroczyła wspomnianej granicy.

Sączenie można przyspieszyć, sącząc dopiero wtedy, gdy roztwór z osadem się odstoi. Wówczas najpierw zlewa się z wierzchu czyli, jak mówimy, dekantuje się sam prawie klarowny roztwór z ponad warstwy osadu na sączek, poczem dopiero pod koniec wprowadza się pozostały osad, przemywając go małemi porcjami rozczynnika. Zaleca się nie nalewać nowych porcy cieczy na sączek dopóki poprzednie nie ściekły. Jeżeli chodzi o bardzo szybkie sączenie można użyć sączków fałdowanych albo sączyć pod zmniejszonem ciśnieniem.

4. Odparowanie.

Odparowanie stosuje się, gdy chodzi o wydzielenie z roztworu ciała rozpuszczonego w łatwo lotnym rozpuszczalniku. Odparowując rozczynnik otrzymuje się wówczas łatwo substancję pierwotnie rozpuszczoną jako pozostałość. Do tego zabiegu służą zwykle miski porcelanowe. Zlewki o wysokich ścianach a zwłaszcza kolb nie należy używać, ciecze bowiem parują tem szybciej, im swobodniej para ich może uchodzić t. j. im większą jest ich powierzchnia parująca i im łatwiej para wydostaje się na zewnątrz, nie ulegając skraplaniu na ścianach naczynia.

Nie należy ogrzewać miski z rozczynem wprost na siatce, lub na wolnym płomieniu, wtedy bowiem trudno uniknąć przegrzania płynu i straty substancji przez wypryskiwanie zbyt gwałtownie wrzącej cieczy. Dlatego korzystniej jest odparowywać roztwór w stałej temperaturze, n. p. w temperaturze wrzenia wody, na t. zw. łaźniach wodnych (ryc. 6 str. 3). O ile ma się odparować ciecz wyżej wrzącą od wody, wówczas zamiast łaźni wodnej, stosuje się łaźnie olejne, parafinowe lub piaskowe.

5. Krystalizacja.

Krystalizacją nazywa się wydzielanie się ciał stałych z ich roztworów w postaci krystalicznej t. j. w postaci bryłek, wykształconych geometrycznie. Stosuje się ten zabieg wtedy, gdy chodzi o uwolnienie ciała od zanieczyszczeń i domieszek. Ciała, których rozpuszczalność wzrasta znacznie w miarę podwyższenia temperatury, krystalizuje się w ten sposób, że

ciała te rozpuszcza się na gorąco w możliwie najmniejszej ilości rozpuszczalnika. Sporządza się więc roztwór nasycony w wyższej temperaturze, sączy go (w razie potrzeby) do zlewki, lub krystalniczki i pozwala ostygnąć. Po wydzieleniu nadmiaru ciała stałego, nad wykrystalizowaną substancją pozostaje roztwór nasycony w temperaturze pokojowej. Im krystalizacja odbywa się powolniej, tem otrzymane kryształy są większe i bardziej prawidłowe, im szybciej, tem drobniejsze, ale też i znacznie czystsze.

Jeżeli rozpuszczalność ciała nie jest wybitnie zależna od temperatury, roztwór odparowuje się, wskutek czego ciało rozpuszczone, wydzielając się, osadza się w miarę ubywania roztworu. Kryształy wydzielone z roztworu uwalnia się od ługu pokrystalicznego przez odsączenie (przy użyciu pompy wodnej), albo przez lekkie wyciśnięcie między kilkoma warstwami bibuły.

6. Destylacja.

Do rozdzielania składników łatwo lotnych od innych trudniej lotnych stosuje się destylację. Czynność ta polega na wywołaniu zmiany stanu skupienia ciała stałego lub ciekłego na stan gazowy (pary) przez ogrzanie i na zagęszczeniu par ulatniających się przez oziębienie, przyczem ciało dane skrapla się lub zestala, wracając znów z powrotem do stanu pierwotnego ciekłego lub stałego. Odróżnić należy destylację zwykłą od frakcjonowanej czyli cząstkowej. Pierwszą stosuje się wtedy, gdy zachodzi potrzeba wydzielenia z mieszaniny kilku ciał jednego lotnego składnika, albo gdy ma się zbadać czystość danej substancji przez oznaczenie temperatury wrzenia. Substancje mianowicie chemicznie czyste destylują w pewnej określonej temperaturze t. j. bez większych zmian w granicach kilku stopni. Drugim sposobem destylacji posługujemy się dla celu rozdzielania lotnych substancji, tworzących mieszaninę.

Przyrząd do destylacji składa się z trzech części: z naczynia destylacyjnego, w którym substancję ogrzewa się do wrzenia, z chłodnicy, gdzie para jej ulega skropleniu i z odbieralnika, służącego do zbierania ciała skroplonego t. zw. destylatu. Jako naczyń destylacyjnych można używać retort (ryc. 11 str. 5), kolb z dnem okrągłym, lub kolb z boczną rurką od-

plywową (ryc. 10 str. 5). W szyjce naczynia destylacyjnego umieszcza się termometr. Do chłodzenia par stosuje się zwykle aparat zwany chłodnicą Liebiega (ryc. 19 str. 7). Jest to rurka dość długa (60—80 cm), tkwiąca w płaszczu t. j. szerszej rurce, przez którą przepływa prąd wody w kierunku od dołu ku górze. Chłodnicę taką łączy się z rurką odpływową naczynia destylacyjnego zapomocą korka drewnianego. Dla cieczy, wrzących powyżej 150°, chłodzenie wodą bieżącą jest zbyt nieefektywne, jako chłodnice służą więc w tym razie zwykłe rury pojedyncze bez płaszcza, przyczem chłodzenie odbywa się otaczającym powietrzem. Jako odbieralników używa się zwykłych flaszek, kolbek, lub zlewek. Dla uniknięcia przegrzewania się cieczy, przez co zachodzi najpierw zastój we wrzeniu a następnie za wstrząśnięciem wrzenie zbyt gwałtowne, do płynu destylowanego wrzuca się przed rozpoczęciem destylacji rurki włoskowate, zatopione na jednym końcu, perełki szklane, lub wreszcie najczęściej okruchy z wypalanej, niepolewanej glinki porcelanowej. Przedmioty te wywołują ciągłą i równomierną cyrkulację mniej lub więcej ogrzanych warstw cieczy, a przez to równomierne wrzenie. Kolbki z boczną rurką łączy się wprost z chłodnicą, natomiast kolbki z dnem okrągłym bez bocznej odnogi za pośrednictwem rurki szklanej, zgiętej pod kątem ostrym. Kolbki destylacyjne ogrzewa się na siatce azbestowej, na łaźni piaskowej lub wodnej.

7. *Prażenie.*

Dla wydalenia z ciała resztek wilgoci, cieczy lub też dla usunięcia składników lotnych w wyższej temperaturze, poddaje się je prażeniu. Do tego celu używa się zwykle tygli porcelanowych, metalowych lub kwarcowych. Ogrzewa się je na wolnym płomieniu, umieszczając na trójkątach z glinki ogniotrwałej, lub metalowych (ryc. 4 str. 3). Tygle porcelanowe, jako stosunkowo mało odporne na szybkie i znaczne zmiany temperatury, należy najpierw ogrzewać słabo, a dopiero następnie stopniowo zwiększać płomień. Dno tygla ogrzewanego powinno znajdować się o 1—1½ cm powyżej wewnętrznego niebieskiego stożka płomienia palnika Bunsena.

II.

CZĘŚĆ OGÓLNA.

1. Zjawiska fizyczne i chemiczne.

Zjawiskami nazywamy wszelkie zmiany i przemiany, którym ulegają ciała w przyrodzie jak n. p. parowanie wody, rdzewienie żelaza i t. p. Jakkolwiek, wzięte oddzielnie, są to przejawy często w szczegółach bardzo różnorodne, to jednak ogólnie rozpatrywane wykazują one również ważne analogie i dadzą się podzielić na dwa typy zasadniczo różne. Ciała ulegające zmianom zyskują naprzykład lub tracą przejściowo określone jakieś własności, zachowują jednak inne tak, że zasadniczy ich charakter jako pewnego typu materji nie zmienia się w istocie. Do takiego rodzaju zjawisk należą n. p. zmiany stanu skupienia. W innych natomiast wypadkach n. p. w procesach rdzewienia żelaza, palenia siarki i t. p. zachodzą zmiany głębszej natury samej materji tak, że z danych ciał powstają inne o zupełnie nowych własnościach i odmiennym składzie. Pierwszy typ zmian nazwano zjawiskami fizycznymi, drugi zaś chemicznymi. Ścisłe rozgraniczenie jednego i drugiego rodzaju przejawów jest jednak niekiedy dość trudne, ze względu na brak możliwości stwierdzenia w pewnych razach, gdzie się jedne procesy kończą a drugie zaczynają.

Dla bliższego zapoznania się z obydwojma rodzajami zjawisk mogą służyć następujące przykłady:

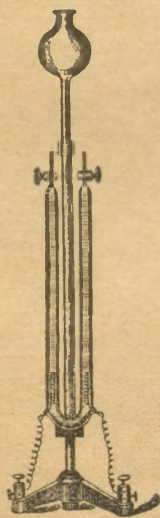
Doświadczenie 1. Drucik z platyny (Pt), z miedzi (Cu), z magnezu (Mg) ogrzewa się w silnym płomieniu, trzymając w szczypcach metalowych. Drucik platynowy nie ulega zmianie, miedziany pokrywa się czarną warstwą tlenku miedzi (CuO) a magnezowy spala się jasnym bardzo silnym światłem, ulegając zasadniczej zmianie na biały tlenek magnezu (MgO).

Doświadczenie 2. Laseczkę siarki pociera się suknem i bada objawy elektryczności n. p. przyciąganie lekkich skrawków papieru.

Doświadczenie 3. Kawałeczek siarki (S) praży się na blaszce żelaznej. Siarka spala się płomieniem błękitnawym, zamieniając się na dwutlenek siarki (SO_2), gaz bezbarwny o woni duszącej.

Doświadczenie 4. W obwód prądu elektrycznego baterji galwanicznej lub akumulatorów włącza się drut metalowy i bada przejawy prądu n. p. rozgrzewanie się drutu, odchylenia igły magnetycznej, umieszczonej w jego sąsiedztwie i t. p.

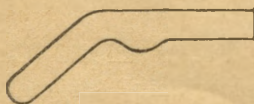
Doświadczenie 5. Przepuszcza się prąd elektryczny przez wodę zakwaszoną, umieszczoną w naczynku przyrządu Hof-



Ryc. 26.

ma nna¹ (ryc. 26) i bada wydzielające się gazy. Woda zakwaszona kwasem siarkowym ulega mianowicie pod wpływem prądu pośrednio rozkładowi na dwa gazy bezbarwne: tlen, wydzielający się na biegunie dodatnim i wodór na biegunie ujemnym. Pierwszy odznacza się charakterystyczną zdolnością podtrzymywania palenia, co stwierdza się, trzymając w jego atmosferze żarzącą się drzazgę, która wówczas płonie żywo silnem światłem. Drugi rozpoznaje się po zapalności, gdyż zapalony spala się płomieniem niebieskawym, słabo świecącym, na wodę, którą można rozpoznać po skraplaniu się pary jej na zimnych ścianach rurki, lub naczynia trzymanego nad płomieniem. Charakterystyczną własnością wodoru jest też wytwarzanie z tlenem mieszaniny wybuchowej.

Doświadczenie 6. Szczyptę naftalinu ogrzewa się w probówce, naśladującej retortę z odbieralnikiem (ryc. 27) a w drugiej nieco cukru trzcinowego. Naftalin topi się na ciecz bezbarwną, sublimuje, potem wrze a para bezbarwna skrapla się w odbieralniku na ciecz, krzepnącą po pewnym czasie na lśniąco białą masę kryształiczną. Cukier trzcinowy natomiast



Ryc. 27.

¹ Patrz opis przyrządu Hofmanna na str. 46.

topi się na ciecz, która przy dalszem ogrzewaniu brunatnieje coraz bardziej, do odbieralnika przechodzi ciecz, przedstawiająca mieszaninę różnych ciał, w probówce zaś pozostaje na końcu czarna zwęglona masa. Spaleniu towarzyszy charakterystyczna woń przypalonego cukru (t. zw. karmelu).

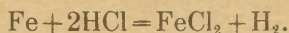
Podane wyżej doświadczenia rozważa się, określając je czy są zjawiskami fizycznymi czy chemicznymi.

2. Mieszaniny.

Przykłady. Rozdzielenie przyrządzonych mieszanin piasku i soli kuchennej, opiłek żelaznych i siarki, saletry, siarki i węgla (t. zw. prochu strzelniczego).

Doświadczenie 1. Małą ilość mieszaniny soli kuchennej i piasku lub soli kamiennej i żelaza rozpuszcza się w gorącej wodzie, przesącza przez bibułę a przesącz w parownicze porcelanowej odparowuje do suchości na łaźni wodnej. Piasek, względnie żelazo, pozostaje na sączku, w parownicze zaś sól kuchenna.

Doświadczenie 2. W moździerzyku porcelanowym miesza się mniejwięcej równe ilości opiłek żelaznych i sproszkowanej siarki i oddzielne próbki poddaje się, w celu rozdzielania, kolejno działaniu: magnezu, wody, dwusiarczku węgla i kwasu solnego. Magnes odciąga z mieszaniny opiłki żelazne; przy wstrząsaniu z wodą cięższe żelazo opada prędzej od lżejszej siarki; przez ostrożną zaś ekstrakcję mieszaniny zapomocą dwusiarczku węgla¹ na gorąco można z niej usunąć siarkę, która rozpuszcza się łatwo w tym rozczynniku. Odlewając następnie uzyskany roztwór otrzymuje się opiłki żelazne, wolne od siarki. Poddając nakoniec mieszaninę działaniu kwasu solnego usuwa się z niej żelazo, które rozтворя się zamieniając się na chlorek żelazawy, rozpuszczalny w wodzie, przyczem przemianie tej towarzyszy wydzielenie wodoru:



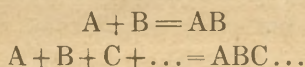
¹ Jest to ciecz lotna, bardzo łatwo zapalna. Należy ogrzewać ją ostrożnie na gorącej łaźni wodnej po usunięciu wprzód palnika i o ile używa się większych ilości tego rozczynnika, czynić to w kolbce, zaopatrzonej w zwrotną chłodnicę wodną.

Doświadczenie 3. Około 5 g sproszkowanego czarnego (t. zw. dymnego) prochu strzelniczego odważa się i łąguje kilkakrotnie niewielkimi ilościami ciepłej wody w celu rozpuszczenia zawartego w nim azotanu potasu (saletry), sącząc za każdym razem starannie uzyskany roztwór do odważonej wprzód parowniczką. Przesącz odparowuje się do suchości na łaźni wodnej a otrzymaną jako pozostałość saletrę suszy się i waży. Pozostałą na sączku resztę mieszaniny nierozpuszczalną w ciepłej wodzie, zawierającą siarkę i węgiel, suszy się i łąguje ostrożnie w probówce na łaźni wodnej ciepłym dwusiarczkiem węgla, przesącza do zlewki przez suchy sączek z bibuły a przesącz pozostawia na powietrzu do powolnego podgęszczenia. Wskutek parowania lotnego roztwornika wydziela się siarka w żółtych kryształach. Na sączku pozostaje, po oddzieleniu azotanu potasu i siarki, czarna substancja węgla, nierozpuszczalna w wodzie i dwusiarczku węgla, spalająca się przy prażeniu na powietrzu w silnym płomieniu gazowym.

3. Typy reakcyj chemicznych

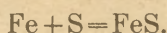
a) *Przemiany o charakterze syntezy.*

Przemiany chemiczne, przy których z dwóch lub więcej ciał powstaje jedno nowe, nazywamy syntezami. Reakcje tego rodzaju można określić ogólnem równaniem:

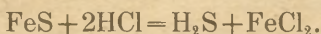


Doświadczenie 1. Masę przygotowaną przez zmieszanie 3,5 g pyłu żelaznego i 2 g sproszkowanej siarki, zapala się na płytce porcelanowej rozżarzonym drucikiem miedzianym. Po oziębieniu i sproszkowaniu produktu stwierdza się różnicę w zachowaniu i własnościach otrzymanej substancji (pod względem n. p. barwy, rozpuszczalności i t. p.) w porównaniu z pierwotną mieszaniną. Próby, wykonane analogicznie do poprzednio opisanych, z magnezem, wodą, dwusiarczkiem węgla i kwasem solnym ujawniają, że ciało, otrzymane przez ogrzanie mieszaniny, jest zupełnie od niej różne pod względem fizycznym i che-

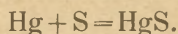
micznym. Jest to połączenie chemiczne siarczek żelaza, którego syntezę można wyrazić równaniem:



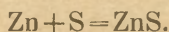
Ze związku tego nie da się odciągnąć żelaza działaniem magnesu, ani oddzielić siarki mechanicznie przez mieszanie z wodą, lub przez rozpuszczenie w dwusiarczku węgla. Co do kwasu solnego, to ten zmienia chemicznie swem działaniem siarczek żelaza, przyczem wydziela się siarkowodor (gaz o woni zgniłych jaj) i tworzy się chlorek żelazawy:



Doświadczenie 2. Kroplę rtęci uciera się w moździerzku przez czas dłuższy z małą ilością siarki sproszkowanej, lub ogrzewa się mieszaninę w próbówce. Oba ciała łączą się z wolna przy ucieraniu na czarny siarczek rtęci, przy ogrzaniu zaś wytwarzają go bezzwłocznie:

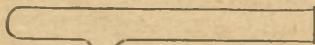


Doświadczenie 3. Drobną ilość siarki sproszkowanej miesza się w moździerzku ze szczyptą pyłu cynkowego, poczem mieszaninę zapala się ostrożnie zapomocą łuczywa. Zachodzi bardzo żywo reakcja, połączona z wytworzeniem się białego siarczku cynku:

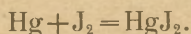


Przez porównanie własności (barwy, rozpuszczalności i t. p.) produktu reakcji z pierwotną mieszaniną stwierdza się jego odrębność fizyczną i chemiczną.

Doświadczenie 4. Do próbówki kształtu, podanego na rysunku (ryc. 28), wsypuje się najpierw na dno szczyptę jodu a następnie umieszcza się kroplę rtęci w wydętej kulce tak, aby nie zetknęła się z jodem. Przez lekkie ogrzanie obu ciał w próbówce, którą należy trzymać poziomo, powstaje czerwony lub żółty jodek rtęci:

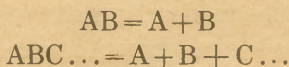


Ryc. 28.

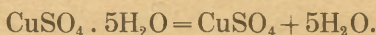


b) Przemiany o charakterze rozkładu czyli analizy.

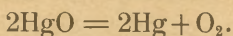
Zjawiskami rozkładu czyli analizy nazywamy przemiany, przy których z jednego ciała tworzy się dwa lub więcej innych. Symbolicznie można wyrazić to równaniem:



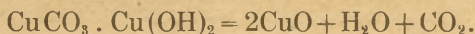
Doświadczenie 1. Kilka kryształków siarczanu miedzi, barwy błękitnej ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), ogrzewa się w parownicze. Przy ogrzewaniu wydziela się woda, kryształki bieleją, rozpadając się na biały proszek, sól bezwodną (CuSO_4):



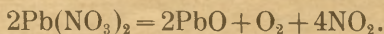
Doświadczenie 2. Drobną ilość tlenku rtęci, ciała barwy pomarańczowej, ogrzewa się w probówce. Wydziela się tlen, gaz bezbarwny, w którego atmosferze tłące się łuczywo zapala się żywym płomieniem, na zimnych zaś ścianach probówki osadzają się kropelki rtęci o metalicznym połysku.



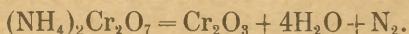
Doświadczenie 3. Szczyptę zasadowego węglanu miedzi, barwy zielonej, ogrzewa się w probówce. Przy ogrzewaniu tworzy się brunatny tlenek miedzi, woda i dwutlenek węgla, gaz bezbarwny, niepodtrzymujący palenia.



Doświadczenie 4. Kilka białych kryształków azotanu ołowiu ogrzewa się w probówce. Wydziela się tlen i dwutlenek azotu, gaz o barwie żółto-brunatnej, w probówce pozostaje żółty tlenek ołowiu.

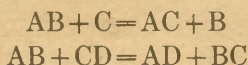


Doświadczenie 5. Szczyptę dwuchromianu amonu, barwy pomarańczowej, ogrzewa się lekko. Sól rozkłada się energicznie na zielony tlenek chromowy, wodę i azot, gaz bezbarwny, niepalny i niepodtrzymujący palenia.



c) *Reakcje o charakterze wymiany.*

Nazwą wymiany chemicznej określa się typ reakcyj, przy których z dwu ciał działających na się powstaje dwie lub więcej substancyj innego typu. Jest to więc niejako połączenie reakcji analizy z syntezą. Rozróżniamy reakcje wymiany chemicznej prostego typu i wymiany podwójnej. Reakcje te można wyrazić ogólnem równaniem:

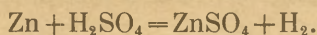


a) *Reakcje wymiany prostej.*

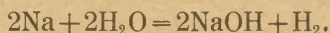
Doświadczenie 1. Mieszaninę siarczku rtęci (1 cz. wag.) z pyłem żelaznym (1 cz. wagową) ogrzewa się w probówce. Tworzy się brunatny siarczek żelaza i metaliczna rtęć, osiadająca w postaci kropelek na chłodnych ścianach próbówki:



Doświadczenie 2. Kilka kawałków metalu cynku zadaje się w probówce rozcieńczonym kwasem siarkowym. Wydziela się wodór, gaz bezbarwny, palny, w roztworze zaś pozostaje siarczan cynku:

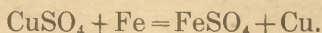


Doświadczenie 3. Kawałeczek metalicznego sodu wrzuca się do wody w zlewce. Wskutek ciepła reakcji, zachodzącej między sodem a wodą, łatwo topliwy metal stapia się, tworząc kulkę, poruszającą się żywo na powierzchni wody. W miarę postępu reakcji, sól metaliczny znika, przechodząc w wodorotlenek sodu, który rozpuszcza się w wodzie. Równocześnie wydziela się gaz: wodór. Rozczyn wodorotlenku sodu, otrzymany w ten sposób, wykazuje charakterystyczne przejawy ciał, zwanych zasadami, t. zw. odczyn zasadowy (n. p. niebieszczenie czerwonego papierka lakmusowego, barwienie się na czerwono roztworu fenoltaleiny, oddziaływanie żrące na naskórek i t. p.):



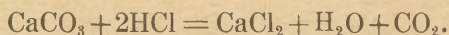
Doświadczenie 4. Drut żelazny, oczyszczony należyście, zanurza się w roztworze siarczynu miedzi. Zachodzi reakcja wy-

miany. Żelazo warstwy wierzchniej drutu, przechodząc w siarczan żelazawy, rozpuszcza się częściowo, podczas gdy wydzielona z roztworu miedź metaliczna osadza się na powierzchni drutu, t. j. na niezmiennym metalu, żelazie¹:

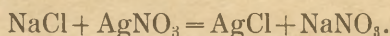


b) *Reakcje wymiany podwójnej.*

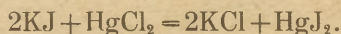
Doświadczenie 1. Kilka kawałeczków marmuru lub kredy t. j. węglanu wapnia zadaje się w probówce rozcieńczonym kwasem solnym; wydziela się gwałtownie gazowy dwutlenek węgla (burzenie się płynu), w roztworze zaś pozostaje chlorek wapnia:



Doświadczenie 2. Do roztworu chlorku sodu dodaje się parę kropli roztworu azotanu srebra. Wydziela się biały, serowaty osad chlorku srebra, w roztworze zaś pozostaje azotan sodu:



Doświadczenie 3. Drobną ilość krystalicznego jodku potasu uciera się w moździerzyku ze szczyptą chlorku rtęciowego (sublimatu). Kryształki rozcierane razem czerwienieją. Tworzy się pomarańczowo-czerwony jodek rtęciowy:

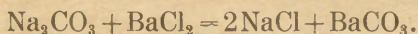


4. Prawo zachowania masy.

Zjawiska chemiczne zachodzą, jak wykazał Lavoisier, bez jakiegokolwiek przyrostu lub straty na wadze materji, która podlega zmianie chemicznej. Prawo to da się inaczej wyrazić w sposób następujący: całość masy układu chemicznego nie ulega w toku procesów chemicznych, w nim zachodzących, żadnej zmianie. Dla wykazania ścisłości tego prawa służyć może następujący przykład:

¹ Przez wstrząsanie roztworu siarczanu miedzi w probówce z pyłem żelaznym można wytrącić z roztworu całą ilość miedzi w postaci brunatnego osadu.

Doświadczenie. Kilka cm sz. roztworu węglanu sodu wlewa się do kolbki o kształcie stożkowatym (t. zw. kolbki Erlenmeyera), następnie wprowadza się do niej ostrożnie małą probówkę z roztworem chlorku baru, zamyka się szczelnie korkiem gumowym i waży kolbkę dokładnie, względnie odtarowuje, na czułej wadze. Następnie kolbkę zdejmuje się z wagi, przechyla ostrożnie (nie otwierając) o tyle tylko, by obydwa roztwory zmieszały się z sobą dokładnie i waży się powtórnie. Mimo przebiegu reakcji, połączonej z wydzielaniem się białego osadu węglanu baru, nie zachodzi jakakolwiek zmiana ciężaru naczynia z zawartemi w niem ciałami. Masa układu nie uległa zgoła zmniejszeniu ani zwiększeniu wskutek dokonanego w nim procesu chemicznego. Reakcję daną naszego przykładu określa równanie :



5. Prawo stałych stosunków wagowych

Pierwiastki łączą się na związki chemiczne w stałych, określonych stosunkach wagowych. Dla stwierdzenia tego ważnego i ogólnego prawa chemicznego służyć mogą następujące przykłady doświadczeń :

Doświadczenie 1. Drobnią ilość mieszaniny, przygotowanej ze składników dokładnie odważonych, 7 g pyłu żelaznego i 4 g sproszkowanej siarki zapala się na płytce porcelanowej lub glinianej zapomocą rozżarzonego drucika miedzianego. Masę otrzymaną proszkuje się po oziębieniu i bada magnesem, czy zachodzi przyciąganie żelaza i w jakim stopniu.

Doświadczenie 2 Do jednej z próbek powyższej mieszaniny dodaje się szczyptę pyłu żelaznego, do drugiej zaś szczyptę sproszkowanej siarki, miesza się dokładnie za każdym razem i zapala obie mieszaniny drucikiem, podobnie jak w doświadczeniu pierwszym. O ile w próbie pierwszej, po dodaniu żelaza, da się wydzielić nadmiar żelaza magnesem z produktu, otrzymanego po sproszkowaniu, o tyle w próbie drugiej nadmiar zawartej w mieszaninie siarki można wykazać przez zapalenie, przyczem wolna, niezwiązana siarka spala się płomieniem niebieskawym.

Prawo stałych stosunków wagowych wyjaśnia hipoteza atomistyczno drobinowa (Dalton 1805). Według niej materia

składa się z oddzielnych cząstek t. zw. atomów, które mają stałe i niezmiennie masy (ciężary). Atomy jednorodne, t. j. najmniejsze pod względem chemicznym cząsteczki pewnego pierwiastka, posiadają masy jednakie i różnią się od atomów innych pierwiastków tak pod względem swej masy, jak i własności fizycznych i chemicznych. Ponieważ atomy przedstawiają wielkości bardzo drobne a ich ciężary bezwzględne liczby niezmiernie małe, oblicza się ciężary atomowe pierwiastków w stosunku do najbliższego z nich, wodoru, rozumiejąc pod ciężarem atomowym pewnego pierwiastka liczbę, określającą ile razy jego atom jest cięższy od atomu wodoru, którego ciężar atomowy przyjęto za = 1, względnie 1·008. Liczby 16 dla tlenu, 32·06 dla siarki a 55·84 dla żelaza przedstawiają n. p. ciężary atomowe (względne) tych pierwiastków.

Skupienia jednorodnych atomów tworzą drobiny pierwiastków n. p. H_2 , O_2 , N_2 , drobiny zaś związków chemicznych powstają z atomów różnorodnych n. p. HCl , H_2O , FeS , H_2SO_4 . Łączenie się chemiczne dwu pierwiastków polega na wiązaniu się ich atomów. Łączenie to musi zachodzić w stałym stosunku, mianowicie w stosunku ciężarów atomowych składników. Drobina n. p. siarczku żelaza FeS , w podanem doświadczeniu, powstaje przez połączenie się jednego atomu siarki z jednym atomem żelaza. Ponieważ ciężary atomowe tych pierwiastków wynoszą okragło 32 i 56, łączenie się tych ciał zachodzi w stosunku 32 : 56, czyli po uproszczeniu 4 : 7.

O wiele dokładniej można przedstawić ścisłość wspomnianego prawa stałych stosunków wagowych w sposób następujący:

Doświadczenie 3. Do odważonej parowniczkii porcelanowej odpuszcza się z biurety (ryc. 20 str. 8) (odmierzając dokładnie) 10 cm sz. trójmolarnego¹ roztworu wodorotlenku sodu i do tejsze

¹ Roztworem molarnym nazywamy roztwór, który w 1 litrze wody destylowanej zawiera „mol“ czyli gramo-drobinę danego chemicznego związku, to znaczy ilość jego w gramach równą jego ciężarowi drobinowemu. Roztwór więc trójmolarny wodorotlenku zawiera w litrze wody trzy mole czyli trzy gramo-drobiny. Ponieważ ciężar drobin $NaOH$ wynosi 40, roztworem więc trójmolarnym jest roztwór, zawierający w jednym litrze wody $3 \times 40 = 120$ g $NaOH$. Podobnie też roztworem trójmolarnym kwasu solnego jest roztwór, zawierający w 1 litrze wody trzy mole, czyli trzy gramo-drobiny

samej parowniczkii odmierza z innej biurety dokładnie 10 cm sz. trójmolekularnego roztworu kwasu solnego. Płyny odmierzone miesza się, odparowuje na łaźni wodnej do suchości a pozostałość, t. j. wytworzony chlorek sodu, suszy się w suszarce przy 100° do stałej wagi i waży. Jak łatwo obliczyć ilość otrzymanego chlorku sodu wyniesie 1·75 grama.

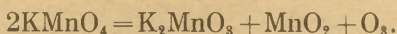
Doświadczenie 4. Doświadczenie to wykonuje się z tą tylko zmianą, że do 10 cm sz. powyższego roztworu trójmolekularnego wodorotlenku sodu dolewa się 15 cm sz. roztworu trójmolekularnego kwasu solnego. Ponieważ do zobojętnienia 10 cm sz. roztworu wodorotlenku sodu potrzeba tylko 10 cm sz. roztworu kwasu solnego, przeto nadmiar kwasu solnego ulotni się jako zbyteczny, a chlorku sodu otrzyma się znów tę samą ilość, to znaczzy 1·75 g.

6. Tlen O.

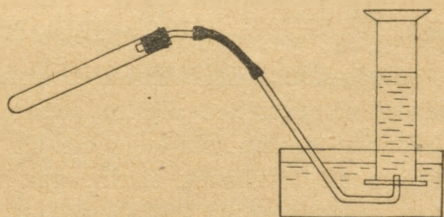
Sposoby otrzymania:

a) z nadmanganianu potasu KMnO_4 .

Reakcja:

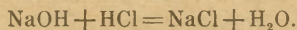


Doświadczenie. Kilka gramów nadmanganianu potasu ogrzewa się w probówce, zatkanej korkiem gumowym z rurką do odprowadzania gazów (ryc. 29). Wydzielony tlen zbiera się w wannie pneumatycznej w cylindrze szklanym, napełnionym wodą i odwróconym dnem do góry. Z reakcji wynika, że suchy nadmanganian ogrzewany rozkłada się na manganin potasu, dwutlenek manganu i tlen.



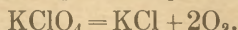
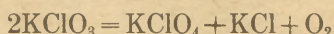
Ryc. 29.

HCl, a więc $3 \times 36\cdot468 = 109\cdot4$ g HCl. 1 cm sz. roztworu jednego związku zobojętnia dokładnie 1 cm sz. roztworu drugiego, reakcja bowiem zachodzi w stosunku równobrodinowym działających czynników według równania:



b) Z chloranu potasu $KClO_3$.

Reakcja:

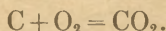


Doświadczenie. Chloran potasu ogrzewa się w probówce. Wydzielony tlen zbiera się jak w pierwszym doświadczeniu w cylindrze szklanym. Chloran potasu najpierw się topi, poczem wrze rozkładając się na nadchloran potasu, chlorek potasu i tlen. Nadchloran potasu z kolei ulega rozkładowi przy silniejszym ogrzewaniu na chlorek potasu i tlen. Ostatecznie więc produktami rozkładu chloranu potasu jest chlorek potasu i tlen.

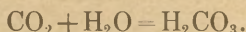
Spalanie pierwiastków w tlenie.

W cylindrze, napełnionym tlenem, spala się pierwiastki: węgiel, siarkę, fosfor, sól, magnez i żelazo.

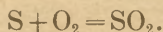
Doświadczenie 1. Tłący się węgiel drzewny wprowadza się na drucie metalowym do cylindra, napełnionego tlenem; węgiel spala się żywym płomieniem na bezbarwny gaz, dwutlenek węgla:



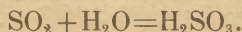
Gaz ten, cięższy od powietrza, rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas węglowy, którego roztwór zmienia barwę papierka lakmusowego niebieskiego na czerwoną.



Doświadczenie 2. Kawałeczek siarki, zapalanej na łyżeczce żelaznej na warstwie piasku, wprowadza się do cylindra, napełnionego tlenem; siarka spala się jasnym niebieskawym płomieniem na dwutlenek siarki, gaz bezbarwny o woni duszącej:



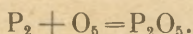
Gaz ten rozpuszcza się w wodzie na kwas siarkawy, który zmienia barwę niebieską papierka lakmusowego na czerwoną:



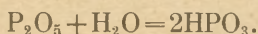
Doświadczenie 3. Kawałeczek żółtego fosforu¹, zapalony na łyżeczce żelaznej na warstwie piasku, wprowadza się do cy-

¹ Fosfor żółty jest ciałem nadzwyczaj łatwo zapalnym już w zwykłej temperaturze (około 40°) w atmosferze tlenu względnie powietrza. Stosując

lindra, napełnionego tlenem; fosfor spala się bardzo żywo żółtym płomieniem, tworząc białe dymy pięciotlenku fosforu:



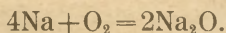
Produkt spalenia, przy wytrząsaniu z wodą destylowaną, rozpuszcza się, przechodząc w kwas metafosforowy:



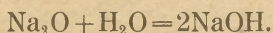
Rozczyn tego kwasu zmienia barwę niebieską papierka lakmusowego na czerwoną.

Trzy wspomniane wyżej pierwiastki (węgiel, siarka i fosfor) spalają się energicznie w czystym tlenie, tworząc jako produkty spalenia tlenki o charakterze bezwodników kwasowych, które z wodą łączą się na kwasy, ciała o smaku kwaśnym, zmieniające barwę niebieskiego papierka lakmusowego na czerwoną. Pierwiastki, które posiadają podobną zdolność tworzenia z tlenem kwaśnych tlenków czyli bezwodników kwasów, nazywają się metaloidami.

Doświadczenie 4. Mały kawałek metalicznego sodu, stopiony na łyżce żelaznej, oczyszczonej od rdzy, wprowadza się do cylindra, napełnionego tlenem; sól ogrzany zapala się sam w atmosferze czystego tlenu i pali się żółtym płomieniem, przechodząc w biały tlenek sodu:



Jeżeli łyżeczkę z produktem spalenia zanurzy się, po oziębieniu, w wodzie destylowanej, to tlenek sodu rozpuści się w wodzie, tworząc z nią wodorotlenek sodu:

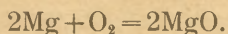


Rozczyn tak uzyskany zmienia barwę czerwonego papierka lakmusowego na niebieską. Działa on żrąco na naskórek a rozcierany w palcach wywołuje uczucie śliskości.

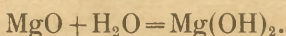
Doświadczenie 5. Kawałek wstążki lub drucika magnezowego (Mg), chwycony w szczypce żelazne, zapala się i zanurza

więc pierwiastek ten do reakcyj, nie należy wystawiać go na działanie tlenu powietrza, nie brać palcami, ani też krajać na wolnym powietrzu. Najlepiej jest przechowywać go jak również krajać lub rozdrabniać pod wodą, ujmując w szczypczyki.

do małego słoika, napełnionego tlenem; magnez spala się żywo na biały tlenek magnezu, wydając intensywne białe światło:

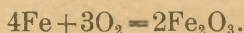


Tlenek ten rozpuszcza się częściowo w wodzie przy dłuższem mieszaniu, przechodząc do roztworu w postaci wodorotlenku magnezu, który jest ciałem w wodzie trudno rozpuszczalnem i dlatego czynnikiem słabo tylko alkalicznym, zmieniającym dopiero po dłuższem działaniu barwę czerwonego papierka lakmusowego na niebieską:



Sód i magnez przedstawiają typowo lekkie metale. Spalają się one żywo w czystym tlenie, tworząc tlenki o charakterze zasadowym, które, łącząc się z wodą, przechodzą w wodorotlenki o własnościach alkalicznych. Zwłaszcza wodorotlenek sodu (czyli t. zw. soda żrąca) jest silnie alkalicznym czynnikiem. Rozczyn wodny tego związku nazywają „ługiem sodowym“. Związki tego rodzaju, t. zw. krótko alkalja, rozpoznaje się po ich smaku ściągającym, zżeraniu naskórka, a zwłaszcza po charakterystycznej własności niebieszczenia czerwonego papierka lakmusowego.

Doświadczenie 6. Sprężynkę stalową, wyżarzoną, umocowuje się na pręciku drewnianym, koniec jej ogrzewa się silnie w płomieniu gazowym, następnie wkłada na krótko do sproszkowanej siarki, poczem po wyjęciu, wprowadza się sprężynkę wraz z palącą się siarką do dużej flaszki, napełnionej tlenem. Żelazo sprężynki, ogrzanej przez płonącą siarkę, spala się energicznie w tlenie, tworząc tlenek żelaza:



Tlenek ten nie łączy się z wodą i nie rozpuszcza się w niej jak tlenki innych pierwiastków o charakterze wybitnie kwaśnym lub zasadowym.

7. Otrzymanie soli działaniem kwasów na zasady.

Doświadczenie. Kawałek stałego wodorotlenku sodu, umieszczony w parownicze porcelanowej, oblewa się zgęszczonym

kwadem siarkowym, przykrywając zaraz parowniczkę lejkiem szklanym. Wskutek działania obu tych czynników, które zachodzi bardzo żywo, tworzy się woda, ściekająca kroplami z lejka, oraz stałe ciało krystaliczne: sól sodowa kwasu siarkowego t. j. siarczan sodu. Reakcję wyraża równanie:



8. Kataliza.

Mianem katalizy obejmuje się zjawiska przyspieszenia lub opóźnienia reakcyj chemicznych, wywołane działaniem pewnych czynników, które same pozornie nie ulegają zmianie w toku reakcji. Czynniki takie, powodujące obecnością swą w środowisku reakcyj ich przyspieszenie lub opóźnienie, nazwano katalizatorami.

Doświadczenie. Drobnią ilość chloranu potasu topi się w probówce i ogrzewa tak długo dopóki tlen nie zacznie się wydzieląć. Gdy to nastąpi, palnik usuwa się i do stopionego chloranu potasu dodaje szczyptę dwutlenku manganu (MnO_2). Obecność dodanego katalizatora wywołuje natychmiast przyspieszenie reakcji rozkładu chloranu potasu i tlen zaczyna się wydzieląć bardzo gwałtownie.

Dla wykazania, że sam dwutlenek manganu nie ulega widocznej zmianie w toku wymienionej reakcji, służy następujące doświadczenie:

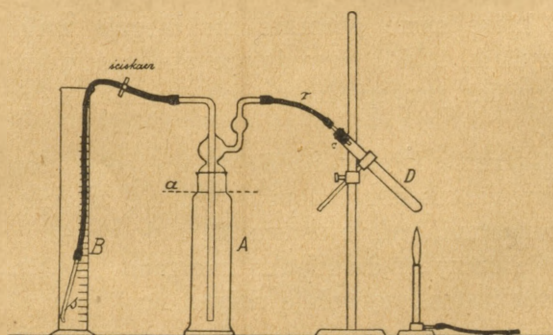
0.5 g dwutlenku manganu odważa się dokładnie w probówce, dosypuje do tego małą ilość chloranu potasu, miesza oba ciała ostrożnie pręcikiem szklanym, zatyka probówkę korkiem z rurką do odprowadzania gazu i ogrzewa z wolna, chwytając wydzielający się tlen w cylindrze szklanym, podobnie jak w poprzednich doświadczeniach. Po ukończonej reakcji produkt oziębia się, rozpuszcza w letniej wodzie, przesącza ilościowo (bez straty) przez zważony sączek, przemywa pozostałość zebraną na nim dokładnie wodą, suszy i waży razem z sączkiem. Po odciążeniu ciężaru sączka otrzymuje się jako różnicę ciężar pozostałego dwutlenku manganu. Przesącz, zawierający chlorek potasu, zagęszcza się w parownicze na łaźni wodnej i poddaje krystalizacji. Przy dokładnie przeprowadzonym doświad-

czeniu ciężar dwutlenku manganu nie powinien ulec żadnej prawie zmianie.

9. Oznaczenie ciężaru właściwego tlenu.

Ciężarem właściwym gazu nazywamy ciężar jego jednego centymetra sześciennego w temperaturze 0° i pod ciśnieniem jednej atmosfery (760 mm).

Doświadczenie. 0·5—0·6 g chloranu potasu odważa się dokładnie w mocnej, wytrzymałej probówce i zestawia cały przyrząd do doświadczenia w sposób, przedstawiony na ryc. 30. Cylinder (*B*) wypełnia się wprzód całkowicie wodą, do opłuczki



Ryc. 30.

zaś (*A*) nalewa się wody aż po kreskę (*a*), wciągając ją węzem gumowym z cylindra (*B*) tak, aby wypełniła całkowicie rurkę (*s*) wraz z przyłączonym do niej dłuższym węzem kauczukowym. Napełnienie uskutecznia się najlepiej, wyciągając z opłuczki powietrze krótszą rurką kauczukową (*r*). Gdy woda wypełni opłuczkę i dłuższą rurkę kauczukową, wtedy ściska się tę ostatnią ściskaczem w sposób, uwidoczny na rycinie. W cylindrze (*B*) zostawia się tyle wody, aby tylko koniec rurki (*s*) był zanurzony. Do rurki zaś krótszej włącza się szczelnie probówkę, zawierającą chloran potasu, zapomocą rureczki szklanej, tkwiącej w korku kauczukowym. Następnie otwiera się ściskacz i przyrząd zostawia się w spokoju na pewien czas dla przekonania się czy jest szczelny. W tym wypadku woda w opłuczce nie powinna opadać. Po stwierdzeniu szczelności przyrządu, cylinder miarowy (*B*) podnosi się tak wysoko, by poziom wody w opłuczce

i cylindrze był jednakowy i wyjmuje rurkę (*s*) tyle tylko z wody, aby sam koniec jej był zanurzony, poczem odczytuje się poziom wody, zawarty w cylindrze (*B*). Po zmierzeniu poziomu obniża się cylinder (*B*) nie wyjmując rurki (*s*) z wody i ogrzewa ostrożnie małym płomieniem chloran potasu, zawarty w probówce (*D*) Wydzielający się tlen wypycha część wody z opłuczki (*A*) do cylindra miarowego (*B*). Probówkę z chloranem potasu należy ogrzewać tak długo dopóki jeszcze zachodzi rozkład, t. j. aż wody przestanie przybywać w cylindrze (*B*). Po ostygnięciu probówki podnosi się lub obniża cylinder miarowy tak, aby poziom wody w cylindrze i opłuczce był jednakowy, rurkę (*s*) wyjmuje się tyle tylko z wody, aby zanurzała się samym spodem swym w wodzie i odczytuje znowu poziom wody w cylindrze (*B*). Przyrost wody, wypchniętej do cylindra (*B*) jest miarą objętości wydzielonego tlenu. Objętość v_t tlenu zmierzoną w temp. t^0 i pod ciśnieniem barometrycznym (p) przelicza się na odpowiadającą jej objętość w warunkach normalnych v_0 t. j. pod ciśnieniem 760 mm i w temp. 0^0 , według wzoru:

$$v_0 = \frac{v_t \cdot p \cdot 273}{760 (273 + t)}.$$

Probówkę (*D*), zawierającą po wyprażeniu chloranu chlorek potasu, odłącza się od przyrządu, odejmując od korka gumowego i waży dokładnie. Strata na wadze probówki (*D*) oznacza ciężar wydzielonego tlenu. Dzieliąc ilość wagową wydzielonego tlenu przez objętość, zajęta przezeń w warunkach normalnych, otrzymuje się ciężar właściwy tlenu.

10. Roztwory.

Roztworami nazywa się ogólnie mieszaniny jednorodne różnych ciał bez względu na stan skupienia wszystkich ich składników. W ściślejszem jednak pojęciu mianem roztworów obejmuje się jedynie tylko mieszaniny jednorodne, istniejące w stanie ciekłym, powstałe przez zmieszanie cieczy bądź z ciałami stałymi, bądź ciekłymi, lub gazowymi.

Ponieważ woda jest rozczynnikiem najczęściej stosowanym ze względu na swe wielkie rozpowszechnienie w przyrodzie, dlatego w celu okazania, w jakim stopniu rozpuszcza ona różne ciała, zaleca się wykonać następujące doświadczenia:

Próba badania wody na jej zdolność rozpuszczania różnych ciał.

Doświadczenie Do trzech probówek nalewa się po 10 cm sz. wody destylowanej, wsypuje do jednej z nich drobną ilość chlorku sodu (NaCl), do drugiej mniejwięcej tą samą ilość krystalicznego siarczanu wapnia t. zw. gipsu ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), do trzeciej również taką samą ilość węglanu wapnia (CaCO_3). Mieszaniny te kłóci się energicznie przez pewien czas. Podczas gdy pierwsza sól rozpuszcza się całkowicie w danej ilości wody, tworząc roztwór klarowny, dwie inne rozpuszczają się tylko częściowo. Rozczyny ich przeto sączy się dla oddzielenia od nierozpuszczonej pozostałości do parowniczek, poczem przesącze klarowne odparowuje się do suchości. Wążąc następnie pozostałości obydwóch prób uzyska się miarę rozpuszczalności siarczanu i węglanu wapnia w porównaniu z rozpuszczalnością chlorku sodu, przyczem okaże się, że z wymienionych trzech soli chlorek sodu jest ciałem w wodzie łatwo rozpuszczalnym, siarczan wapnia znacznie trudniej, węgiel wapnia natomiast prawie wcale nierozpuszczalnym.

Wzrost szybkości rozpuszczania się ciał w rozczynnikach przez wstrząsanie lub ogrzewanie. Otrzymanie roztworów nasyconych w wyższej temperaturze.

Doświadczenie. Do czterech probówek nalewa się po 10 cm sz. wody destylowanej i wsypuje do trzech pierwszych po 1 g, do czwartej zaś 3·5 g sproszkowanego dwuchromianu potasu ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Pierwszą probówkę zostawia się bez mieszania, drugą wstrząsa się silnie przez pewien czas, trzecią ogrzewa się tak długo, aż sól zawarta w niej rozpuści się całkowicie w wodzie. Czwartą probówkę wreszcie ogrzewa się również dopóki sól się jeszcze rozpuszcza, poczem płyn klarowny zlewa się ostrożnie do czystej probówki i zostawia w spokoju do krystalizacji. Z porównania wyników prób odnośnych można stwierdzić, że wstrząsanie (mieszanie) a zwłaszcza ogrzewanie wpływa wybitnie na przyspieszenie procesu rozpuszczania się. Porównując wynik próby trzeciej i czwartej przekonamy się nadto, że przez rozpuszczenie większej ilości soli w tej samej ilości wody, otrzymano wprawdzie roztwór klarowny na gorąco, że przy oziębieniu jednak nadmiar ciała, rozpuszczonego na gorąco, wydzielił się

wskutek zmiany stanu nasycenia t. j. przejścia roztworu nasyconego na gorąco w nasycony na zimno.

Stwierdzenie obecności wody krystalizacyjnej w solach.

Doświadczenie. Drobnie ilości chlorku potasu (KCl), azotanu potasu (KNO_3), siarczanu sodu ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), siarczanu magnezu ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) i węglanu sodu ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) ogrzewa się w probówkach i bada, która z soli, wziętych do próby, przy ogrzewaniu wydziela wodę w postaci pary, skraplającej się na zimnych ścianach probówek.

Wywiązywanie się i pochłanianie ciepła przy rozpuszczaniu się soli w wodzie.

Doświadczenie Do jednej probówki wsypuje się 2 g salmiaku (NH_4Cl), do drugiej 2 g wyprażonego chlorku wapnia (CaCl_2), nalewa się do obu po 4 cm sz. wody destylowanej i wstrząsa się silnie, obserwując zmiany temperatury obu roztworów. Przy rozpuszczaniu salmiaku występuje silne oziębienie roztworu, jako następstwo pochłaniania energii cieplnej, zużytej na rozdrobnienie się cząstek soli, które zachodzi pod wpływem roztworznika. Przy rozpuszczaniu wyprażonego chlorku wapnia zachodzi zjawisko odwrotne: wydziela się ciepło wskutek reakcji łączenia się chlorku wapnia z wodą na związek złożony, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, reakcji o charakterze egzotermicznym.

Oznaczenie rozpuszczalności soli w wodzie.

Rozpuszczalność ciał wyraża się zwykle w ilościach procentowych, t. j. podając ilość gramów substancji, rozpuszczającej się w 100 g lub cm sz. roztworznika w określonych warunkach temperatury.

Oznaczenie rozpuszczalności soli kuchennej w temperaturze pokojowej (15—18°).

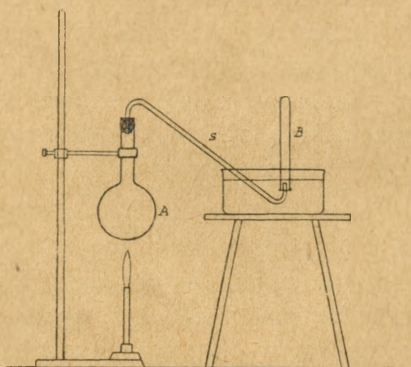
Doświadczenie. 8 do 10 g soli kuchennej zadaje się w zlewce 15—20 cm sz. wody destylowanej, ogrzewa ciecz do wrzenia, przesącza na gorąco (w razie potrzeby, to znaczy, jeżeli roztwór nie jest zupełnie klarowny), i oziębia do temp. pokojowej. Z tak otrzymanego roztworu nasyconego odmierza

się cylinderkiem miarowym 10 cm sz. do odważonej poprzednio parowniczką i odważa dokładnie. Z różnicy ciężarów (parowniczką z rozczynem i samej parowniczką) otrzymuje się ilość gramów rozczynu. Odważony rozczyn chlorku sodu odparowuje się następnie na łaźni wodnej do suchości, suszy parowniczkę z pozostałością w suszarce w temp. 100° i waży po oziębieniu. Oznaczywszy w ten sposób zawartość suchej soli (*a*) w określonej ilości wagowej jej rozczynu (*b*), oblicza się rozpuszczalność (*x*) procentową soli (t. j. ilość cz. wag. soli, rozpuszczającej się w 100 cz. wag. rozpuszczalnika) w danych warunkach temperatury według proporcji:

$$a : b = x : 100, \quad x = \frac{100a}{b}.$$

Rozpuszczalność powietrza w wodzie.

Doświadczenie W celu oznaczenia rozpuszczalności powietrza w wodzie wlewa się $\frac{1}{2}$ litra zimnej wody studziennej do



Ryc. 31.

kolby litrowej, zamyka otwór kolby dłonią i wstrząsa silnie przez pewien czas. Otrzymanym tak rozczynem powietrza w wodzie napełnia się kolbkę $\frac{1}{4}$ litrową (*A*), zamyka szczelnie otwór kolbki korkiem z rurką szklaną (*S*), dwa razy zgiętą i napełnioną wodą, uważając, by ani ślad powietrza nie pozostał pod korkiem i zestawia przyrząd według schematu, przedstawionego na ryc. 31.

Kolbkę (*A*) umocowuje się na statywie, probówkę (*B*) zaś napełnioną wodą, trzyma się osobno. Po zestawieniu przyrządu ogrzewa się kolbkę ostrożnie na wolnym ogniu (bez siatki) tak długo, aż z niej ujdzie cała ilość rozpuszczonego powietrza. Oziębiwszy następnie przyrząd, mierzy się objętość wydzielonego powietrza i objętość kolbki (*A*) (zapomocą cylinderka miarowego). Według proporcji: objętość powietrza (*V_p*) do objęto-

ści wody (V_w) ma się tak, jak x do 100, oblicza się rozpuszczalność powietrza w wodzie:

$$x = \frac{100 \cdot V_p}{V_w}.$$

Otrzymanie roztworu przechłodzonego.

Doświadczenie. Kilka g krystalicznego tiosiarczanu sodu ($\text{N}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) stapia się na łaźni wodnej w suchej probówce, której otwór zatyka się watą. W celu otrzymania przechłodzonego roztworu wspomnianej soli w jej wodzie krystalizacyjnej, probówkę oziębia się zwolna i po oziębieniu wrzuca do cieczy, otrzymanej przez stopienie, kryształek tiosiarczanu, obserwując, czy masa krystalizuje i czy krystalizacji towarzyszy zmiana temperatury.

Zbadanie podwyższenia temperatury wrzenia roztworu soli kuchennej w miarę zwiększania się jego stężenia.

Doświadczenie. Do kolbki o pojemności 100 cm sz. wlewa się 50 cm sz. wody destylowanej, zanurza w niej termometr, zawieszony na łapce statywu tak głęboko, by jego naczynko z rtęcią było całkowicie zanurzone, ogrzewa wodę do wrzenia i mierzy dokładnie temperaturę wody wrzącej. Następnie odstawia się palnik, wyjmuje termometr, wysypuje 2 g soli kuchennej, wkłada napowrót termometr i oznacza ponownie temperaturę wrzenia otrzymanego roztworu (4%-wego). Po dokonanych pomiarze dosypuje się znowu i to jeszcze dwukrotnie po 2 g soli kuchennej, oznaczając za każdym razem w sposób wyżej opisany temperaturę wrzenia sporządzonych roztworów (8 i 12%-wych).

Przeprowadziwszy doświadczenie porównuje się pomiary temperatur wrzenia czystej wody i roztworów coraz to bardziej zgęszczonych dla stwierdzenia, że podwyższenie temperatury wrzenia roztworów zwiększa się proporcjonalnie do ich stężenia (prawo Raoult'a 1887).

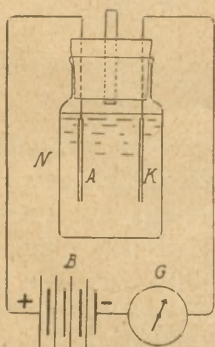
11. Elektroliza.

Mianem tem określa się zjawisko rozkładu przewodników elektryczności drugiego rzędu, t. zw. elektrolitów, zachodzące pod wpływem prądu elektrycznego. Ciałami takimi ulegają-

cemi elektrolizie są trzy grupy związków chemicznych: kwasy, zasady i sole. Przewodzą one prąd elektryczny w stanie stopionym (n. p. sole) lub rozpuszczonym bądź w wodzie, bądź w innych roztworach o dużej stałej dielektrycznej¹. W przeciwieństwie do metali, przewodników elektryczności pierwszego rzędu, które również przewodzą prąd elektryczny, nie ulegając jednak zmianom chemicznym, elektrolity rozkładają się działaniem prądu, przyczem produkty ich rozkładu wydzielają się na elektrodach.

Doświadczenie, stwierdzające przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu

Najprostszy przyrząd, służący do okazania zjawiska przewodzenia prądu przez elektrolity przedstawia rycina 32. Składa się on z naczynia elektrolitycznego, sporządzonego n. p. ze słoika o szerokiej szyjce, pojemności około 150—200 cm sz., w którym umiesza się dwie blaszki, elektrody (*A*, *K*) z metalu platyny lub niklu (lub płytki węglowe). Blaszki, osadzone na drutach w korku lub w płytce drewnianej, przykrywającej słoik, łączy się zapomocą przewodnika metalowego z biegunami baterji akumulatorów² (*B*).



Ryc. 32.

¹ Przyrząd, otrzymany przez zestawienie z sobą dwóch dobrych przewodników elektryczności, rozgraniczonych złym przewodnikiem, czyli izolatorem, t. zw. ciałem dielektrycznem, nazywamy kondensatorem. Pojemność elektryczna kondensatora pozostaje w prostym stosunku do wielkości powierzchni jego dobrych przewodników, w odwrotnym zaś do odległości ich od siebie. Zależy ona nadto od natury dielektryka czyli ośrodka rozdzielającego oba dobre przewodniki. Dla wszystkich ważniejszych materiałów o charakterze dielektrycznym określono t. zw. stałe dielektryczne, t. j. wartości, wskazujące ile razy pojemność elektryczna kondensatora zwiększa się przy zastosowaniu tych poszczególnych ciał jako dielektryków w porównaniu z powietrzem lub próżnią.

² Zamiast baterji akumulatorów można użyć do elektrolizy stałego prądu, dostarczonego przez centralę elektryczną. W tym razie trzeba go jednak osłabić, przepuszczając wprzód przez opornicę utworzoną n. p. z lampek żarowych.

W obwód prądu włącza się jeszcze jako wskaźnik prądu galwanometr (amperometr), małą lampkę żarową, lub dzwonek elektryczny.

Jeżeli do naczynka elektrolitycznego naleje się wody destylowanej, możliwie najczystszej a elektrody obie (*A* i *K*) połączy się z biegunami baterji, to ani galwanometr, ani lampka żarowa nie wykażą istnienia prądu elektrycznego w zamkniętym obwodzie. Woda bowiem chemicznie czysta zupełnie prawie prądu nie przewodzi. Gdy natomiast w wodzie, znajdującej się w naczynku, rozpuścimy jakiś kwas, albo zasadę, lub jakąkolwiek sól, to, pod wpływem pojawienia się obecnie w obwodzie prądu elektrycznego, wskazówka galwanometru zaraz się wychyli, lampka rozżarzy się a dzwonek pocznie dzwonić. Objawy te stwierdzają, że woda, zawierająca elektrolit, przewodzi prąd elektryczny. Równocześnie na elektrodach wydzielają się produkty rozkładu elektrolitycznego. W ten sposób uzyskuje się dowód przemiany chemicznej, która pod wpływem prądu zachodzi w roztworze elektrolitu.

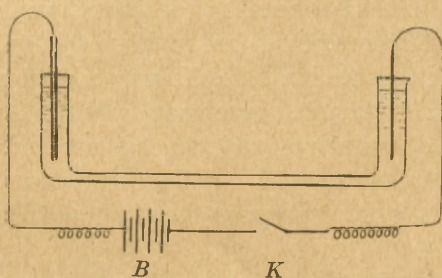
Samo zjawisko przewodzenia prądu przez elektrolity, wyjaśnia się w następujący sposób¹: Elektrolity są już w samych roztworach t. j. przed włączeniem prądu elektrycznego rozszczerzone czyli zdysocjowane na jony t. j. atomy lub grupy atomów, zawierające ładunki elektryczne ujemne albo dodatnie. Jony poruszają się w roztworach wskutek prądów termicznych bezładnie w różnych kierunkach. Roztwory elektrolitów, mimo obecności jonów t. j. elektrycznie naładowanych atomów wzgl. grup atomowych, są elektrycznie obojętne, ponieważ naboje dodatnie i ujemne, występujące zawsze w ilościach jednakowych, równoważą się wzajemnie. Dodatnie jony, czyli katjony, tworzą w roztworach wodnych atomy metali, grupa amonowa, wodór, gdy tymczasem grupa wodorotlenowa i reszty kwasowe wzgl. atomy chlorowców tworzą w tych warunkach jony ujemne t. zw. anjony.

Wykazanie istnienia jonów wodorowych w roztworze kwasu siarkowego (doświadczenie W. Ostwald).

Doświadczenie. Przyrząd, składający się z dwóch krótkich rurek, połączonych u dołu ze sobą wąską rurką szklaną dłu-

¹ Arrhenius, Ghosh, Debye.

gości około 40 cm (ryc. 33) napełnia się kwasem siarkowym, rozcieńczonym wodą w stosunku 1 : 4. Następnie zanurza się do jednej rurki przyrządu sztabkę cynku a do drugiej drut platynowy (nikłowy lub nawet miedziany). Sztabkę cynku i drut platynowy łączy się przewodem metalowym z biegunami baterji akumulatorów (*B*) i to sztabkę cynku z biegunem dodatnim baterji a drut platynowy z ujemnym. W obwód prądu włącza się równocześnie klucz (*K*) do przerywania i włączania prądu. Jeżeli obwód prądu elektrycznego nie jest zamknięty, to

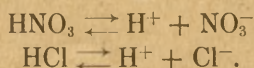


Ryc. 33.

przy sztabce cynku wydobywa się obficie wodór, cynk bowiem, rozwarzając się w kwasie siarkowym, wydziela wolny wodór. Po zamknięciu obwodu prądu wodór natychmiast zaczyna się wydzielać na katodzie, którą tworzy drucik platynowy. Jest to dowodem, że

w roztworze koło katody były już uprzednio jony wodorowe, w przeciwnym bowiem razie nie mogłyby one w tak krótkim czasie przenieść się z miejsca koło anody (cynku) do odległej o 40 cm katody (platyny). Zważywszy, że jony wodoru w roztworze wodnym poruszają się, jak stwierdzono, z szybkością 10^8 cm na godzinę¹, to na przebycie odległości, o której wyżej mowa, musiałyby one zużyć około czterech godzin czasu.

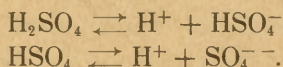
Kwasy w roztworach wodnych rozszczepione są na jony dodatnie wodorowe i na jony ujemne reszt kwasowych. Rozkład n. p. jednozasadowego kwasu azotowego lub solnego można wyrazić równaniem:



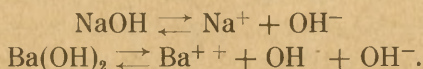
Wodór (H^+), chlor (Cl^-) i reszta kwasowa NO_3^- tworzą tu jony jednowartościowe o pojedynczym elementarnym ładunku

¹ Roztwór rozcieńczony, temperatura 18°, różnica potencjałów elektrod 1 wolt/cm

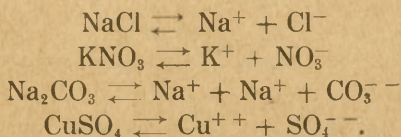
elektrycznym¹. Rozczyny rozcieńczone dwuzasadowego kwasu siarkowego zawierają dodatnie jednowartościowe jony wodorowe (H^+) obok ujemnych jonów dwuwartościowych reszty kwasowej SO_4^- o podwójnym elementarnym ładunku elektrycznym. Natomiast w stężonym roztworze tego kwasu istnieją jeszcze nadto jednowartościowe jony ujemne grupy HSO_4^- , rozpadające się w miarę rozcieńczania wodą roztworu kwasu na jony dodatnie H^+ i ujemne reszty kwasowej SO_4^- . Proces ten da się wyrazić równaniem:



W roztworach zasad, t. j. wodorotlenków metali, metale tworzą jony dodatnie, grupy zaś wodorotlenowe jony ujemne o pojedynczym elementarnym ładunku elektrycznym tak, że reakcje rozszczepienia n. p. wodorotlenku sodu lub baru dadzą się przedstawić równaniami:



Sole w stanie stopionym lub w roztworach wodnych są również w mniejszym lub większym stopniu rozszczepione na jony dodatnie metali i na jony ujemne reszt kwasowych. Rozszczepienie, czyli t. zw. dysocjację elektrolityczną, n. p. chlorku sodu, azotanu potasu, węglanu sodu i siarczanu miedzi na jony można wyrazić równaniami:



¹ Do wydzielenia przy elektrolizie jednego grama atomu wodoru (t. j. ilości gramów tego pierwiastka równej jego ciężarowi atomowemu 1.008) lub równoważnika gramowego innego pierwiastka potrzebna ilość elektryczności wynosi 96,540 Coulombów (1 Coulomb = $3 \cdot 10^9$ jednostek elektrostatycznych). Jeżeli tę ilość elektryczności, nazwaną stałą Faradaya, podzielić przez ilość atomów, zawartą w grama atomie wodoru, równą 6.06×10^{23} (liczba Loschmidta), to otrzyma się ładunek elektryczny jednego jonu wodoru, lub innego jonu jednowartościowego. Ładunek ten, wynoszący 1.61×10^{-19} Coulombów, nazwano elementarnym ładunkiem elektrycznym, i to ujemny elektronem, dodatni zaś protonem.

Atomy potasu i sodu, chloru i reszty kwasowej NO_3 tworzą tu jony jednowartościowe o pojedynczym elementarnym ładunku elektrycznym, natomiast atomy miedzi, reszty kwasowe CO_3 i SO_4 są jonami dwuwartościowymi o podwójnym elementarnym ładunku elektrycznym.

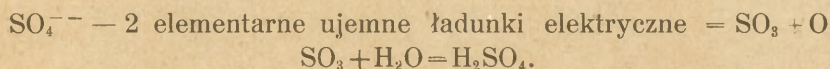
Jeżeli się przyjmie istnienie wolnych jonów w roztoczynach elektrolitów, to przebieg elektrolizy można wytłumaczyć w bardzo prosty sposób. Gdy bieguny źródła prądu elektrycznego n. p. baterji akumulatorów połączymy z zanurzonymi w elektrolicie elektrodami to jedna z nich, anoda, ładuje się dodatnio, a druga zaś, katoda, ujemnie. Dodatnia elektroda odpycha jony dodatnie (katjony) a przyciąga jony ujemne (anjony), te ostatnie przy zetknięciu się z anodą oddają jej swoje naboje ujemne, tracą swój charakter jonów i jako atomy względnie grupy atomów, elektrycznie obojętne, wydzielają się na elektrodzie w postaci drobin. Podobny proces zachodzi przy katodzie z tą jednak różnicą, że tu dodatnie jony (katjony) odbierają z elektrody elementarne ładunki ujemne, przechodząc w elektrycznie obojętne atomy lub drobiny. Przenoszenie elektryczności w roztworze wodnym zachodzi więc tylko za pośrednictwem jonów i dlatego przewodnictwo¹ roztworów elektrolitów jest wprost proporcjonalne do stężenia ich jonów.

Przy przemianach jonów, wskutek odbierania lub oddawania ładunków na elektrodach, w elektrycznie obojętne atomy lub grupy atomów (drobiny) mogą zachodzić jako dalsze stadja tego procesu różne przemiany. N. p. miedź, srebro i t. p. metale ciężkie osadzają się na elektrodach, nie oddziałując na materiał elektrod. Natomiast pewne metaloidy, jak n. p. chlorowce, reagują z metalami elektrod, tworząc odpowiednie ich sole. Najczęściej atomy lub grupy atomów, pozbawione ładunków, ulegają reakcjom wtórnym, wskutek czego na elektrodach wydzielają się inne produkty, aniżeli te, które zrazu powstały u elektrod pod wpływem prądu.

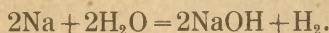
Anjony n. p. kwasu siarkowego (SO_4^{--}) po oddaniu swych ładunków nie mogą już istnieć jako wolne elektrycznie obojętne

¹ Elektrolity stawiają przejściu prądu elektrycznego pewien opór, który jest zależny od wielkości powierzchni elektrod, od ich odległości od siebie i od natury, koncentracji i temperatury roztworu elektrolitu. Odwrotna wartość oporu nazywa się przewodnictwem elektrycznym

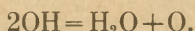
reszty (SO_4). Natychmiast po utracie ładunków wobec wody ulegają one rozkładowi na wolny tlen i bezwodnik kwasu siarkowego (SO_3), który reagując z wodą, tworzy kwas siarkowy, według równania:



Podobnie i katjony sodu i potasu w roztworze wodnym, przy zastosowaniu zwykłych elektrod, zmieniają się pod wpływem ładunku katody w atomy metali elektrycznie obojętne, które od razu reagują z wodą, obecną u katody, tworząc wodorotlenki sodu lub potasu, przyczem wydzielają się równocześnie wodór. Reakcje tego rodzaju wyraża się równaniem:

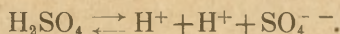


Anjony zaś wodorotlenowe, po oddaniu ładunków elektrycznych anodzie, przechodzą w elektrycznie obojętne grupy OH, które tworzą zaraz wodę i wolny tlen według równania:

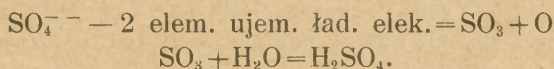


Elektroliza roztworu kwasu siarkowego.

Reakcja.



Reakcje wtórne:



Doświadczenie. Do przeprowadzenia elektrolizy kwasu siarkowego i do zbadania produktów reakcji wtórnej najlepiej nadaje się przyrząd Hofmanna, przedstawiony na ryc. 34 str. 46. Składa on się z naczynka elektrolitycznego, to jest zespołu dwóch rurek szklanych, pionowo ustawionych i trzeciej, łączącej je u dołu. Rurki pionowe, zamknięte u góry kurkami szklanymi, służącymi do wypuszczania i badania gazów, wydzielonych w toku elektrolizy, są ściśle skalibrowane co do objętości swej ze skalą w centymetrach sześciennych, wrytą na ścianach i mają u dołu wtopione druciki platynowe z przytwier-

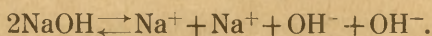
dzonemi elektrodami (platynowemi). Do nalewania roztworu elektrolitu i do zbierania płynu, wypychanego z przyrządu prężnością gazów, wytwarzanych podczas procesu elektrolizy, służy inna rurka pionowo ustawiona z małym zbiornikiem u góry, która jest przytopiona do przewodu, łączącego obie rurki kalibrowane. Przyrząd napełnia się rozcieńczonym kwasem siarkowym tak, by w naczynku elektrolitycznym nie było zgoła powietrza a elektrody łączy się z biegunami baterji akumulatorów. Po zamknięciu obwodu prądu na katodzie wydziela się wodór, na anodzie zaś tlen, jako wytwór reakcji wtórnej. Wytworzony, jako produkt przejściowy, bezwodnik kwasu siarkowego, regeneruje natychmiast z wodą kwas siarkowy. Wskutek tej reakcji ilość kwasu siarkowego nie ulega zmianie, ponieważ zaś na katodzie wydziela się objętościowo dwa razy tyle wodoru ile tlenu na anodzie, proces przedstawia się jakościowo i ilościowo tak, jak gdyby sama woda uległa elektrolizie.



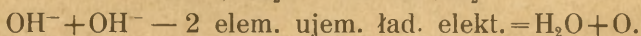
Ryc. 34.

Elektroliza roztworu wodorotlenku sodu.

Reakcja:



Reakcje wtórne:

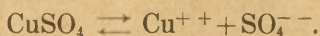


Doświadczenie Przyrząd Hoffmanna, opisany w poprzednim doświadczeniu, wypełnia się rozcieńczonym roztworem wodorotlenku sodu. Po włączeniu przyrządu w obwód baterji akumulatorów, na elektrodach wydzielają się gazy, jako produkty reakcyj wtórnych, i to wodór na katodzie a tlen na anodzie. W roztworze na katodzie powstaje równocześnie wodorotlenek sodu, na anodzie zaś woda. Wydzielony sól rozkłada mianowicie wodę, tworząc wodorotlenek sodu i wodór, podczas gdy grupy wodorotlenowe, po utracie ładunków, tworzą wodę i tlen. Objętość wydzielonego wodoru jest przy elektrolizie wodorotlenku sodu dwa razy większa od objętości tlenu. Proces ten

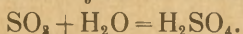
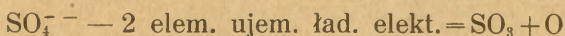
podobnie jak zjawisko rozkładu elektrolitycznego wody, zakwaszonej kwasem siarkowym, przedstawia się pozornie jak elektroliza bezpośrednia wody, ilość bowiem wodorotlenku sodu w roztworze nie ulega zmianie.

Elektroliza roztworu siarczanu miedzi.

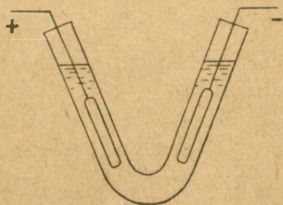
Reakcja:



Reakcje wtórne:



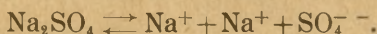
Doświadczenie. Elektrolizę roztworu siarczanu miedzi przeprowadza się najwygodniej w prostym przyrządzie, przedstawionym na ryc. 35. Jest to rurka zgięta pod kątem ostrym, zatkana korkami, w których są osadzone na drutach elektrody, z metalu platyny lub niklu. Korki mają otworki dla ulatniania się gazów, wydzielających się przy elektrolizie, przyrząd zaś umieszcza się w specjalnym statywie. Do naczynka elektrolitycznego nalewa się roztworu siarczanu miedzi barwy niebieskiej a elektrody łączy się z biegunami baterji akumulatorów. Jeżeli prąd elektryczny, przepuszczany przez elektrolit, ma słabe natężenie, to katoda pokrywa się metaliczną czerwoną miedzią, w przeciwnym wypadku t. j. w razie silnego natężenia, miedź wydziela się w postaci osadu brunatno czarnego. Na anodzie zaś, wskutek reakcji wtórnej reszta kwasowa SO_4 wytwarza z wodą kwas siarkowy i tlen, wydzielający się w stanie wolnym.



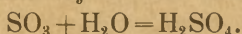
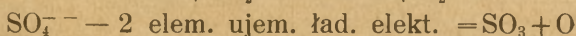
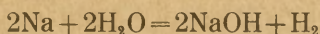
Ryc. 35

Elektroliza roztworu siarczanu sodu.

Reakcja:



Reakcje wtórne:

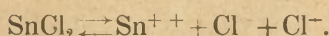


Doświadczenie. Do przyrządu, opisanego przy elektrolizie siarczanu miedzi, nalewa się roztworu siarczanu sodu, zabarwionego obojętnym lakmusem¹ na kolor fioletowo-czerwony, elektrody zaś łączy się jak zwykle z biegunami baterji akumulatorów. Przy obu elektrodach zachodzą reakcje wtórne: na katodzie wydziela się wodór jako gaz i powstaje roztwór wodorotlenku sodu, zmieniający fioletowo-czerwoną barwę lakmusa na niebieską, na anodzie zaś jony SO_4 wytwarzają z wodą wolny tlen i kwas siarkowy, który w przestrzeni anodowej zmienia fioletową barwę lakmusa na czerwoną.

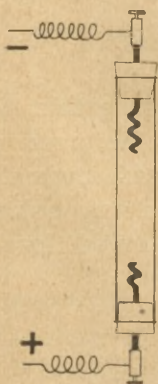
Doświadczenie jest efektowne, roztwór bowiem siarczanu sodu w naczyniu elektrolitycznym przyjmuje po upływie krótkiego już czasu dwie barwy, niebieską przy katodzie a czerwoną przy anodzie, zatrzymując u spodu kolor fioletowo-czerwony obojętnego lakmusa.

Elektroliza roztworu chlorku cynawego.

Reakcja:



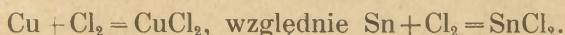
Doświadczenie. Przyrząd do przeprowadzania elektrolizy chlorku cynawego (ryc. 36) składa się z rury szklanej, długości około 15 cm, zamkniętej z obu stron korkami gumowymi z włączonymi elektrodami z metalu miedzi lub cyny. Rurę szklaną napełnia się roztworem chlorku cynawego, utwardza pionowo na statywie a elektrody łączy się z biegunami baterji akumulatorów w ten sposób, by górna była połączona z ujemnym biegunem baterji. Po zamknięciu obwodu prądu wydzielają się na katodzie (górnej elektrodzie) połyskujące kryształki cyny, które tworzą piękne skupienia. Na anodzie natomiast anjony chloru, po utracie ładunków, nie wydzielają się w stanie wolnym jako drobiny chloru, lecz łączą się odrazu z metalem



Ryc. 36.

¹ Zamiast lakmusa można do roztworu siarczanu sodu dodać wyciągu z czerwonej kapusty, który pod wpływem zasad przyjmuje kolor zielony, pod wpływem zaś kwasów czerwony.

anody, miedzią lub cyną, na odpowiednie sole rozpuszczalne w wodzie: chlorek miedzi lub cyny. Zachodzą reakcje:

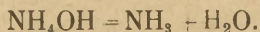


12. Reakcje jonów.

Przyjęcie istnienia wolnych jonów w roztworach wodnych elektrolitów nie tylko wyjaśnia zjawisko elektrolizy, ale także tłumaczy w większości przypadków przebieg reakcji chemicznych w tym środowisku. Zachodzą one bowiem z prędkością, zależną bezpośrednio od stężenia jonów. Moc n. p. pewnego kwasu zależy głównie od ilości wolnych, dodatnio elektrycznych jonów wodorowych, które on zdolny jest odszczepiać w określonej objętości roztworu wodnego. Im więcej ów kwas wydzieli tych jonów w swym roztworze, tem prędzej i energiczniej reaguje w przemianach chemicznych, tem silniejszy jest jego charakter kwasowy. Również moc zasad, wodorotlenków metali, zależy od ilości wolnych jonów wodorotlenowych o ujemnym elementarnym ładunku elektrycznym. Im więcej tych jonów wolnych zawiera roztwór pewnej zasady, tem jest ona mocniejszą w porównaniu z innymi zasadami, tem energiczniej reaguje z kwasami i innymi ciałami.

Do najmocniejszych kwasów, najwięcej zdysocjowanych, należą: chlorowodorowy (HCl), bromo i jodowodorowy (HBr i HI), azotowy (HNO_3), chlorowy i jodowy (HClO_3 i HJO_3), zwłaszcza zaś nadchlorowy (HClO_4). Kwas siarkowy (H_2SO_4) jest nieco słabiej zdysocjowany, jeszcze słabiej kwas fosforowy (H_3PO_4), arsenowy (H_3AsO_4), bardzo słabymi są kwasy: węglowy (H_2CO_3), siarkowodorowy (H_2S), cyjanowodorowy (HCN), borowy (H_3BO_3) i krzemowy ($\text{nSiO}_2 \cdot \text{mH}_2\text{O}$).

Z zasad najsilniej zdysocjowane są wodorotlenki metali alkalicznych, potasu, sodu (KOH , NaOH), znacznie słabszą zdolność dysocjacji wykazują wodorotlenki metali ziem alkalicznych, baru (Ba(OH)_2), wapnia (Ca(OH)_2) najsłabszą zaś wodorotlenek amonu (NH_4OH), bo w większym stężeniu rozpada się zaraz na amoniak i wodę, według równania:



Reakcje jonowe kwasów i zasad z solami.

Po zmieszaniu kwasu silnie zdysocjowanego z solą jakiegokolwiek kwasu zachodzi reakcja odwracalna, prowadząca do powstania innej soli i innego kwasu. Jeżeli produkty tej przemiany będą tak silnie rozszczepione na jony, jak ciała wyjściowe, to w układzie nie nastąpi żadna istotna zmiana. Jako przykład służyć może mieszanina rozcieńczonych roztworów azotanu sodu (NaNO_3) i kwasu solnego (HCl). Niema tu napozór żadnej zmiany składników, oba bowiem wytworzone związki kwas azotowy (HNO_3) i chlorek sodu (NaCl) są tak samo silnie zdysocjowane jak i pierwotne związki, tak że w obu kierunkach zachodzi wymiana jonów i mamy reakcję typowo odwracalną:

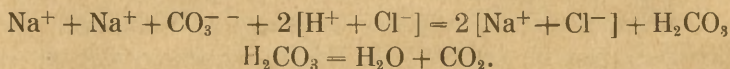


Jeżeli do soli słabego kwasu doda się mocnego, silniej rozszczepionego na jony, to tworzy się sól kwasu mocnego i kwas słabo zdysocjowany. Reakcja zachodzi wtedy przeważnie w jednym kierunku, zwłaszcza jeżeli wytworzony słaby kwas uchodzi z roztworu jako lotny, lub jeśli wydziela się jako związek trudno rozpuszczalny w wodzie.

Gdy zaś do soli słabej zasady doda się mocnej, silnie zdysocjowanej, to powstaje silnie zdysocjowana sól mocnej zasady i wolna zasada słabo zdysocjowana. Jeżeli ta ostatnia jest w wodzie trudno rozpuszczalna, jak n. p. wodorotlenek cynku lub miedzi, to wydziela się z roztworu, gdy zaś jest lotna, to da się łatwo wypędzić z roztworu przez ogrzewanie.

Wydzielanie kwasu węglowego z roztworu sody działaniem kwasu solnego.

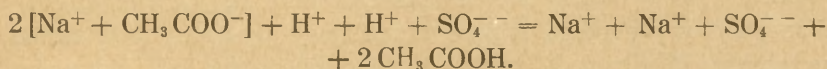
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu węglanu sodu dolewa się rozcieńczony kwas solny; płyn silnie burzy się, wytworzony bowiem w reakcji kwas węglowy, związek nadzwyczaj słabo zdysocjowany, rozkłada się zaraz na wodę i dwutlenek węgla, który wydziela się jako gaz z roztworu.

Wydzielanie kwasu octowego z octanu sodu działaniem kwasu siarkowego.

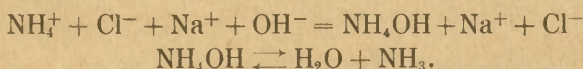
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu octanu sodu (CH_3COONa) w probówce dolewa się ostrożnie po ścianach stężonego kwasu siarkowego, miesza dobrze oba płyny i ogrzewa probówkę płomieniem gazowym. Charakterystyczny zapach wydzielających się par zdradza obecność słabo zdysocjowanego kwasu octowego, wytworzonego w toku reakcji z octanu sodu działaniem silnie zdysocjowanego kwasu siarkowego.

Wydzielanie amonjaku z chlorku amonu działaniem wodorotlenku sodu.

Reakcja :

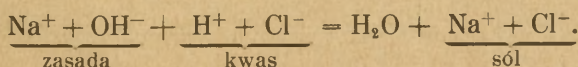


Doświadczenie. Do roztworu chlorku amonu w probówce dodaje się roztworu wodorotlenku sodu.

Działaniem silnie zdysocjowanej zasady wodorotlenku sodu tworzy się z chlorku amonu bardzo słabo zdysocjowana zasada wodorotlenek amonu, rozpadający się łatwo, zwłaszcza w roztworach stężonych, na wodę i amonjak. Przy ogrzewaniu mieszaniny w probówce można zauważyć charakterystyczną woń wydzielającego się amonjaku.

Zobojętnianie zasad kwasami.

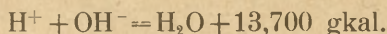
Reakcja zobojętniania zasad kwasami jest ogólna i właściwa wszystkim bez wyjątku kwasom i zasadom. W myśl teorii jonów w roztworze n. p. wodorotlenku sodu występują dodatnie jony Na^+ i ujemne OH^- , w roztworze zaś kwasu solnego dodatnie jony H^+ i ujemne Cl^- . Po zmieszaniu obu roztworów, skutek reakcji zobojętnienia, powstaje woda i sól kuchenna (NaCl), silnie zdysocjowana na jony Na^+ i Cl^- , według równania :



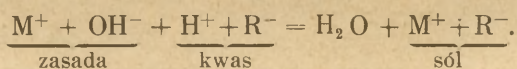
Przewodzenie prądu w elektrolitach odbywa się tylko za pośrednictwem jonów. Ponieważ woda jest bardzo złym przewodnikiem elektryczności, stąd wniosek, że nie ulega ona sama przez się w wydajnej mierze rozszczepieniu na jony H^+ i OH^- i że jony te nie mogą istnieć w roztworze wodnym obok siebie w większych ilościach wskutek przeciwności ich ładunków elektrycznych. Zobojętniając się więc wzajemnie wytwarzają elektrycznie obojętne drobiny wody. Reakcja zobojętniania zasad kwasami polega zatem, biorąc ogólnie, na powstawaniu z jonów H^+ i OH^- niezdysocjowanych drobin wody H_2O ¹.

Wniosek ów znajduje doskonałe potwierdzenie w zjawisku wydzielania jednakowej ilości ciepła, jakie zachodzi przy procesie zobojętnienia jednej gramodrobiny wodorotlenku jedną gramodrobiną kwasu. Jest ona zawsze jednakowa bez względu na rodzaj kwasu, użytego do reakcji zobojętnienia i wynosi 13,700 gkal (kaloryj gramowych).

Wydzielanie się ciepła jest więc wynikiem reakcji łączenia się jonów H^+ z jonami OH^- :



Oznaczając literą M atom jednowartościowego metalu a literą R resztę kwasu jednozasadowego, można reakcję zobojętnienia zasad kwasami wyrazić ogólnie równaniem:

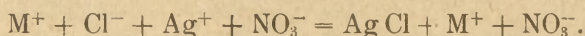


Strącanie osadów ciał trudno rozpuszczalnych w wodzie.

Do reakcji jonów sprowadza się także i większość reakcji chemicznych w roztworach wodnych. Jony kwasów, zasad i soli istnieją mianowicie w roztworach w stanie wolnym, t. j. od siebie naogół niezależnym. Dlatego wszystkie reakcje między nimi są przeważnie natury prostej i niezłożonej i polegają najczęściej na wymianie składników, przyczem jony metali wymieniają się zwykle wzajemnie lub z jonami wodoru.

¹ Patrz ustęp o otrzymywaniu soli działaniem zasad na kwasy, str. 32.

Jeżeli n. p. do kwasu chlorowodorowego lub jakiegokolwiek jego soli rozpuszczalnej, t. j. jakiegokolwiek chlorku, doda się roztworu azotanu srebra, to z najbardziej rozcieńczonych roztworów strąca się biały, serowaty osad chlorku srebra¹ (AgCl) według równania:



W roztworze chlorku jednowartościowego metalu znajdują się dodatnie jony metalu M^+ i ujemne jony chloru Cl^- , w roztworze zaś azotanu srebra dodatnie jony srebra Ag^+ i ujemne reszty kwasu azotowego NO_3^- . W mieszaninach obu roztworów należy więc przypuszczać obecność czterech typów jonów: M^+ , Cl^- , Ag^+ i NO_3^- . Dodatnie jony srebra, w zetknięciu z ujemnymi jonami chloru, wytwarzają natychmiast obojętne drobiny trudno rozpuszczalnego chlorku srebra², jony te bowiem nie mogą istnieć w roztworze wodnym obok jonów chloru w większych ilościach.

Jon srebra jest więc odczynnikiem na jon chloru. Z pośród związków chloru tylko te tworzą z jonami srebra osad chlorku srebra, które w roztworze wodnym ulegają dysocjacji, połączonej z odszczepieniem tego jonu Cl^- .

N. p. chloran potasu ($KClO_3$) nie tworzy w roztworach osadu z azotanem srebra. Dowodzi to, że roztwór chloranu potasu nie zawiera wolnych jonów chloru (Cl^-) tylko jony K^+ i ClO_3^- .

13. Hydroliza.

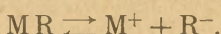
Czysta chemicznie woda jest złym przewodnikiem elektryczności, to znaczy w nieznacznej tylko mierze podlega dysocjacji elektrolitycznej. Obliczono, że dla uzyskania ilości 1 g jonów wodorowych i 17 g jonów wodorotlenowych trzeba aż 10,000.000 litrów wody. Mimo to jednak wpływ jonów wodorowych i wodorotlenowych, jakkolwiek występują one w tak małych ilościach w chemicznie czystej wodzie, uwidacznia się wy-

¹ Patrz ustęp o wymianie podwójnej, str. 26.

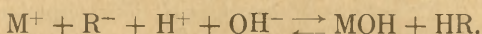
² Osad chlorku srebra strąca się właściwie z roztworu przesyconego chlorkiem srebra, minimalna bowiem ilość tego związku wystarcza do nasycenia wodnego roztworu.

rażnie w pewnych reakcjach n. p. w działaniu rozszczepiającem wody, które ona wywiera na pewne sole.

Sole ulegają, jak wiadomo, w roztworze wodnym ogólnie dysocjacji elektrolitycznej na dodatnie jony metali i ujemne reszt kwasowych. Jeżeli n. p. literą M oznaczmy atomy jednowartościowego metalu a reszty kwasowe literą R, to rozkład soli kwasów jednozasadowych da się wyrazić ogólnie równaniem:

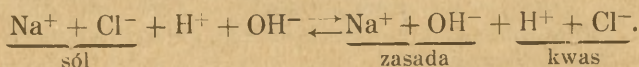


Działaniem jonów wodorowych i wodorotlenowych, obecnych w małej ilości w wodzie, jony soli wytwarzają drobne ilości drobin wolnej zasady i wolnego kwasu według równania:



Tak kwas HR jak i zasada MOH, utworzone działaniem jonów H^+ i OH^- , ulegają dalej dysocjacji elektrolitycznej pod wpływem wody. Gdy oba utworzone związki są w jednakowym stopniu zdysocjowane na jony, to w roztworze mamy jednakowe (w przybliżeniu) ilości jonów H^+ i OH^- i roztwór reaguje obojętnie. Jeżeli jednak utworzona zasada posiada większą zdolność dysocjacji elektrolitycznej, wówczas w roztworze występują w nadmiarze wolne jony ujemne OH^- , roztwór reaguje więc alkalicznie. Odwrotnie, gdy przeważa dysocjacja kwasu, występuje nadmiar jonów dodatnich H^+ i roztwór oddziałuje kwaśno. Działanie takie wody na sole nazwano zjawiskiem dysocjacji hydrolitycznej czyli krótko hydrolizą. Można ją stwierdzić łatwo w roztworach wodnych soli słabych kwasów i słabych zasad. Nie dostrzeżono jej natomiast w roztworach wodnych soli mocnych zasad i mocnych kwasów.

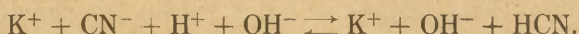
Roztwór n. p. chlorku sodu, zawierający dodatnie jony sodu i ujemne chloru, reaguje zupełnie obojętnie. Działaniem jonów wodorowych i wodorotlenowych, znajdujących się w wodzie, wytwarza się tu wprawdzie wolna zasada wodorotlenek sodu i wolny kwas: chlorowódór, powstałe jednak związki, jako mocne elektrolity, są w jednakowym stopniu zdysocjowane na jony i dlatego roztwór chlorku sodu oddziałuje obojętnie. Reakcję przedstawia równanie:



Podobnie jak chlorek sodu zachowują się wobec wody wszystkie inne sole mocnych zasad i mocnych kwasów, wykazując w roztworach wodnych reakcję obojętną.

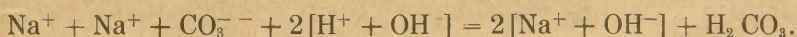
Zjawisko hydrolizy poznaje się głównie po tem, że roztwór soli obojętnych słabych kwasów i mocnych zasad posiada odczyn alkaliczny, podczas gdy roztwór soli obojętnych mocnych kwasów i słabych zasad przejawia reakcję kwaśną.

Cyjanek potasu (KCN), jako sól mocnej zasady, wodorotlenku potasu (KOH) i słabego kwasu cyjanowodorowego (t. zw. pruskiego, HCN), oddziałuje w roztworze wodnym wybitnie alkalicznie¹. Część bowiem soli, pod wpływem jonów H^+ i OH^- , tworzy silnie zdysocjowaną zasadę: wodorotlenek potasu i bardzo słabo zdysocjowany kwas: cyjanowodor, według równania:



Niezdysocjowany kwas cyjanowodorowy zdradza swoją obecność charakterystyczną wonią gorzkich migdałów.

Podobnie węglan sodu, t. zw. soda (Na_2CO_3), jest solą obojętną mocnej zasady $NaOH$ i słabego kwasu węglowego (H_2CO_3), dlatego ulega hydrolizie w roztworze wodnym. Tworzy się silnie zdysocjowana zasada: wodorotlenek sodu i słabo zdysocjowany kwas węglowy²:



Wskutek przewagi jonów wodorotlenowych roztwór reaguje silnie alkalicznie.

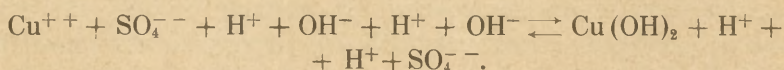
W ten sam sposób reagują roztwory wodne soli metali alkalicznych (potasowców) i kwasów: podchlorawego ($HOCl$), borowego (H_3BO_3), siarkowodorowego (H_2S), krzemowego (H_2SiO_3), obok wymienionych kwasów cyjanowodorowego i węglowego.

Wprost przeciwnie reagują w roztworze wodnym sole mocnych kwasów i słabych zasad.

¹ Reakcję alkaliczną można stwierdzić czerwonym papierkiem lakmusem, który pod wpływem zasady zmienia barwę na niebieską (patrz str. 31).

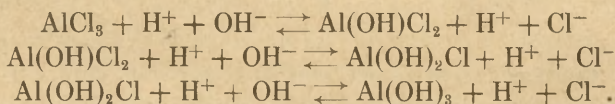
² Kwas węglowy należy dlatego do słabych kwasów, ponieważ w roztworze wodnym w większym stężeniu rozpada się na wodę i dwutlenek węgla tak, że tylko mała ilość kwasu węglowego pozostaje w roztworze rozłożona na jony.

Roztwór wodny czystego siarczynu miedziowego (CuSO_4) reaguje kwaśno, musi więc zawierać wolne jony wodorowe według równania:



Tworzy się tu pod działaniem jonów H^+ i OH^- , zawartych w wodzie, nieco wodorotlenku miedziowego, zasady niezwykle słabo zdysocjowanej, znika przytem taka ilość jonów wodorotlenowych, że roztwór reaguje kwaśno¹, z powodu bowiem obecności silnie zdysocjowanego kwasu siarkowego występuje w nim nadmiar wolnych dodatnich jonów wodorowych.

Chlorek glinu (AlCl_3), jako sól słabej zasady: $\text{Al}(\text{OH})_3$ i mocnego kwasu: HCl , reaguje również kwaśno w roztworze wodnym. Zachodzi tu bowiem, pod wpływem wody, stopniowa hydroliza z powstawaniem soli zasadowych², jako przejściowych produktów. Reakcja da się przedstawić równaniami:



Obok soli zasadowych, słabo zdysocjowanych, tworzy się ostatecznie bardzo słabo zdysocjowana zasada: wodorotlenek glinu ($\text{Al}(\text{OH})_3$) i silnie zdysocjowany kwas: chlorowódor (HCl), którego jony wodorowe wywołują reakcję kwaśną.

Zarówno wodorotlenek glinu jak i sole zasadowe glinu powodują zmętnienie, lekką opalizację cieczy i dlatego jedynie w obecności nadmiaru kwasu solnego można uzyskać roztwory klarowne chlorku glinu, który w tych warunkach nie tworzy soli zasadowych³.

Podobnej hydrolizie jak siarczan miedzi i chlorek glinu ulegają również inne obojętne sole mocnych kwasów n. p. żela-

¹ Papier lakmusowy zmienia barwę niebieską na czerwoną, patrz str. 30.

² Solami zasadowymi nazywamy związki, wyprowadzone od wodorotlenków metali wielowartościowych $\text{M}(\text{OH})_x$ (patrz str. 65) przez częściowe zastąpienie grup wodorotlenowych resztami kwasowymi $\text{M} \begin{smallmatrix} (\text{OH})_{x-y} \\ (\text{R})_y \end{smallmatrix}$ n. p. $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$

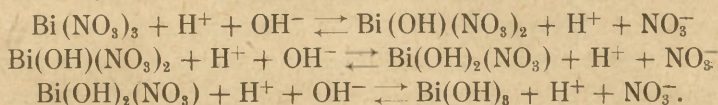
³ Nadmiar kwasu solnego przeciwdziała hydrolizie chlorku glinu.

zowe, chromowe, antymonu i innych metali i dlatego w roztworze wodnym wykazują one kwaśną reakcję.

W pewnych wypadkach hydrolizie soli towarzyszy wydzielanie się osadu soli zasadowej, trudno rozpuszczalnej w wodzie. Niekiedy, wskutek dłuższego działania wody, hydroliza postępuje tak daleko, że zachodzi zupełny rozkład soli, powstają wodorotlenki metali, wydzielające się również w postaci osadu.

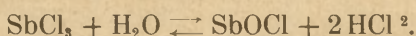
Hydroliza azotanu bizmutu.

Reakcje:

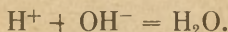


Doświadczenie. Do kilku kryształków azotanu bizmutu w probówce dodaje się kroplę rozcieńczonego kwasu azotowego lub solnego i ostrożnie kroplami tyle wody destylowanej, aż kryształki soli ulegną rozpuszczeniu. Jeżeli tak otrzymany roztwór azotanu względnie chlorku bizmutu rozcieńczy się znaczną ilością wody, to płyn zmętnieje wskutek wydzielenia się soli zasadowych.

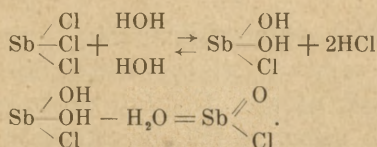
Podobnej hydrolizie ulega również trójchlorek antymonu (SbCl_3). Sól ta z małą już ilością wody wydziela biały osad tlenochlorku antymonu (SbOCl), według równania:



Dodanie nadmiaru kwasu solnego do mętnych roztczynów, zawierających zasadowe sole bizmutu lub tlenochlorek antymonu, przeciwdziała tak dalece hydrolizie, że roztwory stają się znowu klarowne. Wprowadzone bowiem w ten sposób jony wodorowe wycieśniają jony wodorotlenowe, wiążąc się z nimi na wodę niezdyssocjowaną.



¹ Reakcja zachodzi w ten sposób, że tworzy się najpierw jako produkt przejściowy zasadowy chlorek antymonu według równania:



W roztworze pozostają jedynie jony metalu i jony chloru czyli chlorek metalu (bismutu, antymonu) w postaci zdysocjowanej.

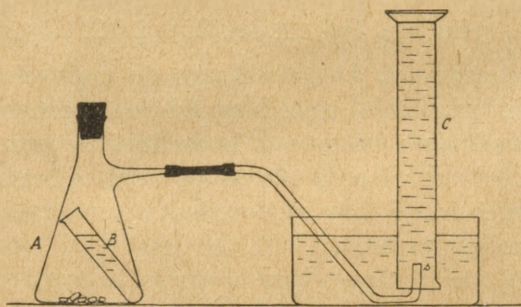
14. Oznaczenie równoważnika chemicznego.

Mianem równoważnika chemicznego określa się tę ilość wagową pewnego pierwiastka, która przy tworzeniu się związku z tlenem łączy się dokładnie z jego 8 częściami wagowymi, albo która przy tworzeniu się związku z wodorem łączy się dokładnie z 1·008 częściami wagowymi tegoż pierwiastka, albo która wreszcie przy reakcjach wymiany zastępuje czyli podstawia dokładnie te właśnie ilości wagowe jednego ze wspomnianych pierwiastków w ich połączeniach chemicznych (t. j. 8 cz. wag. tlenu lub 1·008 cz. wag. wodoru).

Doświadczenie 1.

Oznaczenie równoważnika chemicznego cynku.

0·4–0·5 g chemicznie czystego cynku odważa się dokładnie, wsypuje tę ilość do kolbki z boczną rurką (A) i włada do niej ostrożnie probówkę (B) zawierającą 10–15 cm sz. kwasu solnego rozcieńczonego wodą (w stosunku 1:1), uważając by



Ryc 37.

kwas solny nie zwilżył cynku. Kolbkę zatyka się szczelnie korkiem gumowym a przyrząd zestawia się dokładnie według wskazówek, podanych na ryc. 37. Po zestawieniu przyrządu kolbkę przechyla się ostrożnie tak, by cała ilość kwasu solnego

wypłynęła z probówki (*B*) do kolbki (*A*) a wydzielający się w reakcji wodór chwyta się w cylindrze kalibrowanym (*C*), napełnionym wodą i odwróconym dnem do góry. Należy przytem uważać, by przy przechylaniu kolbki otwór rurki (*S*) znajdował się zawsze w wanience pneumatycznej pod otworem cylindra z podziałką (*C*). Gdy cynk rozpuści się i więcej już gazu nie przybywa w cylindrze (*C*) mierzy się objętość wydzielonego wodoru wraz z powietrzem, wypartem z kolbki. Przed odczytaniem objętości należy zrównać poziom wody w wanience i w cylindrze. Odczytaną objętość V_t w danej temperaturze (*t*) i pod danem ciśnieniem barometrycznem (*p*) przelicza się na objętość w warunkach normalnych V_0 według wzoru:

$$V_0 = \frac{V_t \cdot p \cdot 273}{760(273 + t)}.$$

Przy dokładnych pomiarach należy od odczytanego ciśnienia barometrycznego odjąć jeszcze prężność pary wodnej w temperaturze *t*^o, ponieważ wodór, zebrany w tych warunkach, t. j. nad wodą jest nasycony parą wodną. Jeżeli objętość wodoru w ten sposób obliczoną pomnożymy przez jego ciężar właściwy czyli ciężar 1 cm sz. tego gazu w warunkach normalnych (0^o i 760 mm) t. j. 0.00008987, to otrzymamy ciężar wodoru wydzielonego w toku reakcji:



Na podstawie proporcji:

ilość wagowa użytego do reakcji cynku (*a*) ma się tak do wydzielonej przez nią ilości wagowej wodoru (*b*) jak równoważnik cynku (*x*) do równoważnika wodoru (1.008, lub okrągło 1), oblicza się poszukiwany równoważnik cynku (*x*):

$$x = \frac{a \cdot 1.008}{b}.$$

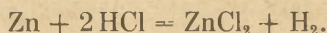
Znając równoważnik cynku można łatwo oznaczyć równoważnik chloru.

Doświadczenie 2.

Oznaczenie równoważnika chloru.

2–3 g chemicznie czystego cynku odważa się dokładnie w parownicze porcelanowej o znanym ciężarze i zadaje się go

rozcieńczonym (1:1) kwasem solnym w nadmiarze, przykrywając zaraz parowniczkę szkiełkiem zegarkowem, dla uniknięcia strat wskutek pryskania cieczy pod wpływem wywiązyującego się żywo wodoru. Reakcja zachodzi według równania:



Gdy cynk się rozpuści, spłukuje się najpierw małą ilością wody destylowanej chlorek cynku ze szkiełka zegarkowego do parowniczkę, poczem otrzymany roztwór odparowuje się do suchości na łaźni wodnej. Pozostałość w parownicze, o ile nie jest sucha, suszy się, ogrzewając małym płomykiem (na siatce azbestowej) i następnie stapia ostrożnie, trzymając bezpośrednio nad palnikiem, przyczem należy unikać zbyt silnego ogrzewania, które powoduje wywiązywanie się białych dymów chlorku cynku, łatwo lotnego w wyższej temperaturze. Po stopieniu wkłada się parowniczkę do eksykatora w celu ostudzenia w suchej atmosferze i waży się ją dokładnie¹. Odejmując od ilości wagowej chlorku cynku, otrzymanego po reakcji, ciężar wziętego do niej cynku, otrzyma się ilość wagową chloru, związanego z daną ilością cynku. Z proporcji:

ilość wagowa cynku (*b*) ma się tak do ciężaru chloru (*a*), jak równoważnik cynku (32·68) do równoważnika chloru (*x*), oblicza się równoważnik chloru:

$$x = \frac{a \cdot 32 \cdot 68}{b}.$$

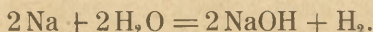
Doświadczenie 3.

Oznaczenie równoważnika sodu.

W celu oznaczenia równoważnika sodu odważa się dokładnie kawałek tego metalu w ilości 0·1—0·2 g, obtarwszy go przedtem starannie bibułą dla oczyszczenia od nafty, pod którą sól się zwykle przechowuje. Odważony sól osadza się następnie na końcu zagiętego drucika miedzianego i wkłada zręcznie i szybko pod cylinder kalibrowany, napełniony wodą i zanu-

¹ Ważyć należy szybko ze względu na silną hygroskopijność chlorku cynku, przyciągającego łatwo wilgoć z powietrza

rzony dnem do góry w wodzie, wypełniającej waniankę pneumatyczną¹. Przebieg reakcji można wyrazić równaniem:



Wskutek ciepła zachodzącej reakcji sól stapia się i odrywając się natychmiast od drucika wypływa na powierzchnię wody u góry cylindra. Wydzielający się wodór wypycha wodę z cylindra do wanianki. Celem dokładnego odmierzania objętości wydzielonego wodoru, po ukończonej reakcji wstawia się parowniczkę z wodą pod cylinder, zawierający wodór i przenosi się go wraz z parowniczką do dużego głębokiego naczynia napełnionego wodą. Następnie usuwa się parowniczkę, zanurza cylinder tak głęboko, aby poziom wody w obu naczyniach był jednakowy i odczytuje dokładnie objętość V_t otrzymanego przy reakcji wodoru. Objętość wodoru odmierzoną w temp. (t) i pod ciśnieniem barometrycznym (p) przelicza się na objętość w warunkach normalnych V_0 według znanego już nam wzoru:

$$V_0 = \frac{p \cdot V_t \cdot 273}{760 (273 + t)}.$$

Mnożąc uzyskaną w ten sposób objętość wodoru V_0 przez ciężar właściwy tego gazu (0·00008987) otrzyma się odpowiadającą ilość wagową wodoru. Na podstawie proporcji:

ilość wagowa wywiązanego przy reakcji wodoru (b) ma się tak do ilości wagowej wziętego do reakcji sodu (a), jak równoważnik wodoru (1·008) do równoważnika sodu (x),

obliczamy równoważnik sodu:

$$x = \frac{a \cdot 1\cdot008}{b}.$$

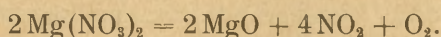
Doświadczenie 4.

Oznaczenie równoważnika magnezu.

0·5—0·6 g czystej wstążki magnezowej odważa się dokładnie i roztwarza ją w małej ilości rozcieńczonego kwasu

¹ Cylinder kalibrowany trzyma się przy wkładaniu sodu na powierzchnię wody, wypełniającej waniankę, to znaczy tak, by tylko brzeg jego był w niej zanurzony.

azotowego w parownicze porcelanowej, którą przykrywa się szkiełkiem zegarkowem. Po rozтворzeniu się *magnezu*¹, zagęszcza się roztwór na łaźni wodnej do małej pozostałości, którą przelewa się do odważonego dokładnie tygielka porcelanowego, spłukując (kilka razy) z parowniczką do tygielka resztki roztworu małemi ilościami wody destylowanej. Roztwór w tygielku odparowuje się na łaźni wodnej do suchości. Po odparowaniu tygielek przykrywa się wieczkiem i ogrzewa wprost palnikiem z początku wolno, potem coraz silniej, aż przestaną uchodzić dymy brunatne dwutlenku azotu i dopóki azotan magnezu nie przemieni się całkowicie na tlenek według równania:



Tygielek z tlenkiem magnezu waży się po ostygnięciu i znając ciężar samego tygielka uzyskuje się ciężar tlenku magnezu (*c*). Odejmując następnie ciężar magnezu (*a*) od ciężaru jego tlenku (*c*), oblicza się ciężar tlenu (*b*), połączonego z pierwotnie odważoną ilością metalu magnezu (*a*). Z proporcji:

ciężar tlenu (*b*) ma się tak do ciężaru magnezu (*a*), jak równoważnik tlenu (8) do równoważnika magnezu (*x*),

oblicza się ten ostatni (*x*):

$$x = \frac{a \cdot 8}{b}.$$

¹ Osadzone na szkiełku zegarkowem kropelki roztworu azotanu spłukuje się wodą destylowaną do parowniczką.

III.

CZĘŚĆ SZCZEGÓŁOWA.

Układ perjodyczny pierwiastków chemicznych.

Z początkiem wieku XIX po wprowadzeniu do nauki chemji hipotezy atomistycznej i zbadaniu własności całego szeregu pierwiastków¹, spostrzeżono, że pewne z nich wykazują duże podobieństwo pod względem chemicznym i fizycznym. Pierwiastki te, jako pokrewne sobie własnościami, zestawiono osobno, grupując je razem.

Tak powstały grupy metali n. p. alkalicznych czyli t. zw. potasowców², ziem alkalicznych t. zw. wapniowców³, lub metaloidów n. p. chlorowców⁴, tlenowców, azotowców. Zauważono równocześnie, że wśród grup tych pierwiastków zachodzą pewne prawidłowości co do różnic wielkości ich ciężarów atomowych⁵. Różnice te przedstawiają, jak wskazuje zestawienie poniższe⁶, w różnych grupach pierwiastków identyczne prawie wartości liczbowe (16, 46, 87).

Grupa potasowców	Li 7 03		Na 23 05		K 39 15		Rb 85 43		Cs 133
Różnica		16 02		16 08		46 3		47 6	
Grupa wapniowców	Mg 24		Ca 40		Sr 87 6		Ba 137 1		
Różnica		16		47 6		49 5			
Grupa azotowców	N 14 04		P 31		As 75		Sb 120 6		Bi 208 0
Różnica		16 96		44		45 6		87 4	
Grupa chlorowców	Fe 19		Cl 35 46		Br 79 97		J 126 8		
Różnica		16 46		44 51		46 8			

¹ Döbereiner (1817), Gmelin (1826)

² Rozdział o potasowcach, str. 73.

³ Rozdział o wapniowcach, str. 78.

⁴ Rozdział o chlorowcach.

⁵ Część ogólna, rozdział 5, str. 28.

⁶ Pettenkofer (1850), Dumas (1857), Lothar Meyer (1864).

Układ periodyczny pierwiastków chemicznych.

Grupa	I	II	III	IV	V a	VI a	VII a	VIII	I a	II a	III a	IV a	V	VI	VII	O	
L. a.	1															2	I periód
C. a.	H															He	
	1008															40	
L. a.	3	4	5	6												10	II periód
C. a.	Li	Be	B	C												Ne	
	694	901	1082	12005												202	
L. a.	11	12	13	14												17	III periód
C. a.	Na	Mg	Al	Si												Ar	
	2300	2432	271	283												3988	
L. a.	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	36	IV periód
C. a.	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Kr	
	3910	4007	451	411	510	520	5493	5584	5897	5868	6357	6537	699	725	7496	8292	
L. a.	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	54	V periód
C. a.	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Xe	
	8545	8763	887	9060	935	960	—	1017	1029	1067	10788	11240	1148	1187	1217	1275	
L. a.	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	86	VII periód
C. a.	Cs	Ba	Ziemia rzadkie	Ha	Ta	W	—	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Em	
	13281	13737			1815	1840		1909	1931	1952	1972	2006	2040	2072	2090	2244	
L. a.	87	88	89	90	91	92											
C. a.	—	Ra	Ac	Th	Pa	U											
		2260	227	2324	230	2382											

Pierwiastki ziem rzadkich.

L. a.	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
C. a.	La	Ce	Pr	Nd	—	Sm	Eu	Gd	Tb	Ds	Ho	Er	Tu	Yb	Lu
	1390	14025	1409	1443		1504	1520	1573	1592	1625	1635	1677	1685	1735	1750

L a. liczba atomowa, C. a. ciężar atomowy.

Pierwiastki oznaczone w tabeli kursywą nie są uwzględnione w części szczegółowej podręcznika.

Spostrzeżenia te doprowadziły zkolei do wniosku, że między własnościami pierwiastków a wielkością ich ciężarów atomowych zachodzą pewne zależności, występujące szczególnie wyraźnie, jeżeli zestawimy razem wszystkie pierwiastki według wzrastających ciężarów atomowych. Dokonawszy takiego zestawienia można mianowicie odrazu zauważyć¹, że w szeregu tym co pewien określony odstęp, czyli t. zw. perjod, występują pierwiastki zbliżone do siebie własnościami chemicznymi i fizycznymi. Jeżeli szereg ten ciągly rozdzielić w miejscach, zajmowanych przez pierwiastki o podobnych własnościach, t. j. należące do jednej i tej samej grupy, zaczynając n. p. od najbliższych stosunkowo potasowców i umieścić otrzymane małe szeregi (perjody) kolejno pod sobą, to otrzyma się t. zw. układ perjodyczny pierwiastków. (Tabela str. 64). W zestawieniu tem pierwiastki o podobnych własnościach chemicznych i fizycznych znajdują się w rzędach, pionowo pod sobą, te zaś, których własności zmieniają się stopniowo, obok siebie, tworząc szeregi poziome. Każdy pierwiastek zajmuje w tablicy systemu perjodycznego czyli naturalnego ściśle określone miejsce, które można oznaczyć liczbą porządkową, t. zw. obecnie liczbą atomową.

Znając położenie danego pierwiastka w układzie perjodycznym można ocenić w przybliżeniu jego charakter chemiczny i fizyczny, przedewszystkiem zaś jego ważną cechę, t. zw. wartościowość. Jest to liczba, która wskazuje, jaką ilość atomów² wodoru, wzgl. równoważną ilość atomów innego pierwiastka może związać ze sobą jeden atom danego pierwiastka, tworząc z nim połączenie. Wartościowość n. p. chloru równa się 1, ponieważ tworzy on z wodorem połączenie HCl, w którym jeden jego atom wiąże się z jednym atomem wodoru. Wartościowość należy do ważnych, perjodycznych znamion pierwiastków charakterystycznych dla ich położenia w układzie naturalnym.

Perjodyczność pewnych własności pierwiastków uwydatnia się najlepiej sposobem graficznym n. p. objętości atomowych (t. j. ilorazów ciężaru atomowego i ciężaru właściwego) przez ich wykres. Zaznaczając w układzie spólrzędnych na osi odciętych pierwiastki według wzrastających liczb atomowych, a na

¹ Chancourtois (1856), Newland (1864), Mendelejew (1869).

² Część ogólna, rozdział 5. Prawo stosunków stałych. Patrz str. 28.

osi rzędnych objętości atomowe poszczególnych pierwiastków w miarę wzrostu ich liczb atomowych, otrzymuje się charakterystyczną krzywą objętości atomowych (patrz wykres str. 67), gdzie na odpowiadających sobie co do położenia punktach krzywej występują pierwiastki, należące do jednej grupy. Na wznoszących się odcinkach krzywej widzimy mianowicie pierwiastki niemetaliczne, na opadających zaś pierwiastki metaliczne. Potasowce, pierwiastki o najsilniejszym charakterze elektrododatnim występują w najwyższych punktach krzywej, t. zw. maksimach, podczas gdy argonowce, gazy szlachetne, zawarte w powietrzu¹, tworzą przejście między nimi a chłorowcami, pierwiastkami najbardziej elektroujemnymi.

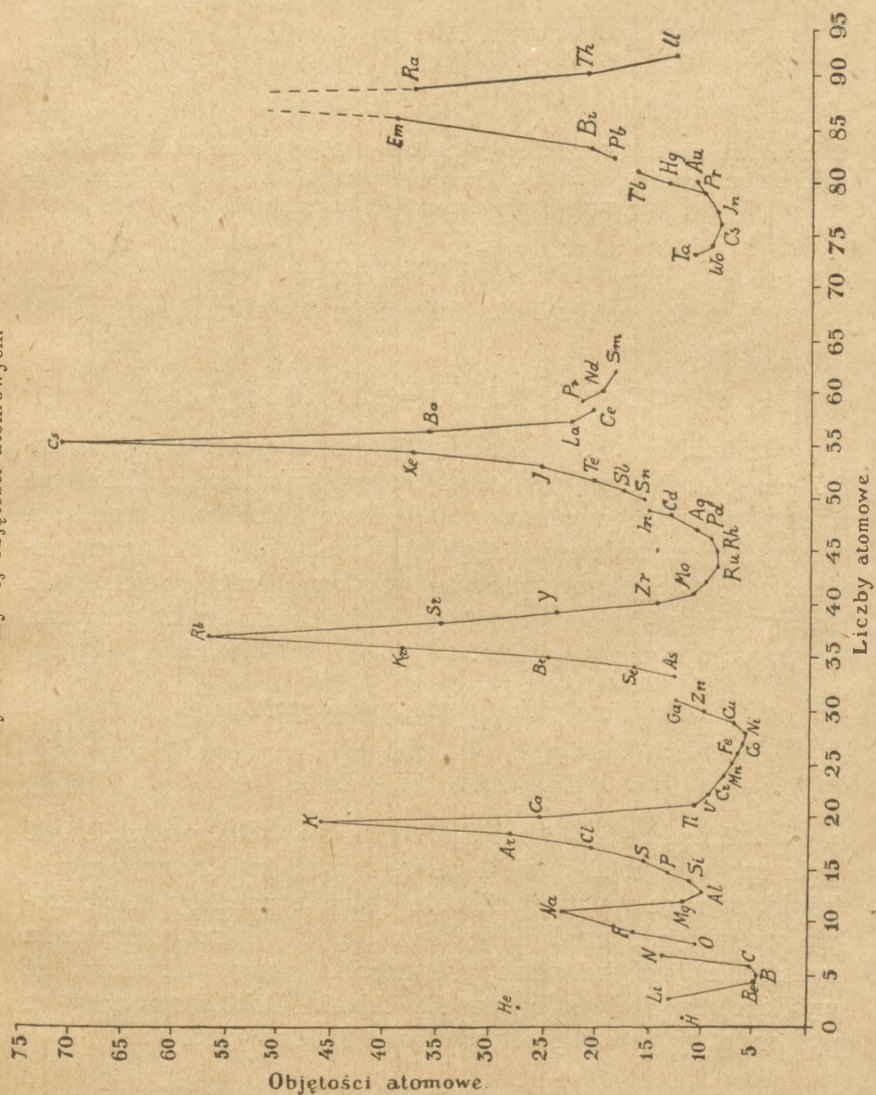
Układ pierwiastków perjodyczny czyli naturalny oparty jest na zasadzie, że własności pierwiastków zmieniają się w sposób perjodyczny, zależnie od ich stanowiska w układzie naturalnym, czyli od t. zw. liczby atomowej.

Liczba atomowa w układzie perjodycznym pierwiastków ma jeszcze inne ważne znaczenie. Atomy pierwiastków nie są, jak się przekonano w ostatnich czasach, niepodzielnymi cząstkami materji. Według hipotezy Bohra budowa atomów przedstawia rodzaj systemu planetarnego, gdzie dookoła jądra atomu o dodatnim ładunku elektrycznym krążą, jak gdyby planety około słońca, elektrony, t. j. najmniejsze cząsteczki elektryczności o ujemnym ładunku². Masa całego układu skupia się w jądrze atomu, którego ładunek elektryczny, czyli ilość efektywnych elementarnych ładunków dodatnich, określa liczba atomowa. Liczbą tą wyraża się również ilość elektronów, krążących naokoło jądra po torach eliptycznych lub kołowych w mniejszem i większem od niego oddaleniu. Atomy przedstawiają więc układy elektrycznie obojętne, ujemne bowiem ładunki elektronów zobojętniają się w nich dodatnimi ładunkami jądra. Elektrony poruszające się po torach zewnętrznych, warunkują pewne własności chemiczne, przedewszystkiem zaś wartościowość pierwiastków. Tak n. p. atomy jednowartościowe potasowców zawierają tylko jeden elektron, u atomów zaś dwuwartościowych wapniowców występują dwa elektrony zewnętrzne.

¹ Rozdział 18 o tlenie

² Część ogólna, rozdział 11 o elektrolizie str. 43.

Wykres krzywej objętości atomowych.



Atomy pierwiastków metalicznych, tracąc swe elektrony zewnętrzne, przechodzą w jony dodatnie, podczas gdy naodwrot atomy pierwiastków niemetalicznych stają się jonami ujemnymi wskutek przyłączenia elektronów.

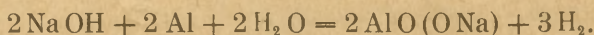
1. Wodór (H).

Liczba atomowa 1. Ciężar atomowy 1·008. Gęstość względem powietrza 0·0695. Temperatura wrzenia — 252·5°. Temperatura zestalenia — 258°. Ciężar 1 litra 0·08995 (w normalnych warunkach).

Sposoby otrzymania:

1) Z wodorotlenku sodu działaniem metalicznego glinu.

Reakcja:



Doświadczenie. Opilki metalu glinu ogrzewa się w probówce ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu. Glin roztwarza się w wodnym roztworze wodorotlenku na glinian sodu $\text{AlO}(\text{ONa})^1$ z wydzielaniem wolnego wodoru, co można stwierdzić, zapalając gaz, uchodzący u wylotu probówki, po skraplaniu się powstającej pary wodnej na zimnych ścianach naczynia, trzymanego nad płomieniem.

2) Z wody działaniem pyłu cynkowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Probówkę zwilża się wodą, wsypuje tyle pyłu cynkowego, aby osiadł wewnątrz na ścianie, u wylotu probówki, tworząc warstwę wilgotną (w razie potrzeby dodać kroplę wody z tryskawki) i ogrzewa się w miejscu oblepionem cynkiem z początku wolno, potem coraz silniej, tak długo, aż wywiązujący się wodór sam się zapali. Działaniem wody na pył cynkowy powstaje równocześnie tlenek cynku.

3) Z wody działaniem metalicznego magnezu.

Reakcja:



¹ Strącanie wodorotlenku, glinu, rozdział 8, strona 83.

Doświadczenie. Małą ilość wody destylowanej ogrzewa się do wrzenia w kolbce Erlenmayera lub w kolbce z krótką szyjką. Gdy kolbka wypełni się parą wprowadza się do niej zapaloną taśmę magnezową. Wydzielający się wodór zapala się nad płomieniem magnezowym u wylotu kolbki żółtawym płomieniem. Magnez w wyższej temperaturze rozkłada energicznie parę wodną, przechodząc w biały tlenek magnezu, przyczem wydziela się wodór.

4) *Z kwasu siarkowego działaniem metalicznego cynku.*

Reakcja:



Doświadczenie. Kilka kawałków cynku granulowanego lub w laseczkach wsypuje się do grubościennej kolby Erlenmayera z boczną rurką (ryc. 14 str. 6), zatyka otwór kolby korkiem gumowym z rozdzielaczem¹ (ryc. 13 str. 6) i przez rozdzielacz nalewa tyle kwasu siarkowego rozcieńczonego wodą w stosunku 1:5, aby cynk w kolbie został całkiem kwasem pokryty. Łącząc boczną rurkę kolby węzem gumowym z szklaną rurką do odprowadzania gazów (ryc. 29 str. 29) można łatwo wywiązanym wodorem napełnić cylinder szklany, umieszczony w wanience pneumatycznej. Należy przytem zachować ostrożność: nie używać do doświadczeń pierwszych zaraz porcji wywiązyującego się gazu, lecz dalszych, zebranych do cylindra, po upływie pewnego czasu, gdy przekonamy się, że powietrze (tlen) zostało z wnętrza przyrządu doszczętnie wyparte prądem wydzielającego się wodoru, t. j. gdy się stwierdzi, że w kolbie niema już zgoła powietrza. W tym celu do próbówki wypełnionej wodą i umieszczonej w wanience wprowadza się wodór, poczem wyjąwszy próbówkę zatkaną palcem przytyka się (po odjęciu palca) do płomienia. Jeśli wodór zapala się spokojnie, świadczy to, że nie zawiera już tlenu (powietrza). W przeciw-

¹ Zamiast rozdzielacza można użyć także lejka z długą rurką, kolbę zaś z boczną rurką można zastąpić zwykłą kolbą lub fiolką. W tym wypadku umieszcza się w korku obok lejka zgiętą rurkę do odprowadzania wywiązyującego się gazu.

nym razie, gdy zapala się eksplozyjnie z łoskotem, jest to dowodem, że w aparacie znajduje się jeszcze tlen, który tworzy z wodorem mieszaninę wybuchową. Obecność przymieszki takiej jest niebezpieczna, przy zapaleniu jej bowiem u ujścia rurki płomień, sięgając do wnętrza, może wywołać wybuch mieszaniny obu gazów i rozsądzenie przyrządu.

W razie, gdy działanie cynku na kwas siarkowy z powodu czystości preparatów nie zachodzi dość energicznie, wówczas dla przyspieszenia reakcji należy dodać, jako katalizatora, kilka kropeł roztworu chlorku platyny lub rtęci.

Do otrzymywania wodoru z kwasu siarkowego i cynku, używa się w pracowniach chemicznych najczęściej bardzo dogodnego przyrządu Kippa.

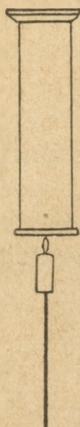
Doświadczenie. Kilka laseczek czystego cynku¹ wkłada się do środkowej bani przyrządu Kippa (ryc. 22 str. 9), do górnej zaś nalewa się tyle rozcieńczonego kwasu siarkowego, aby wypełnił całą banię dolną i połowę środkowej, której otwór należy przedtem odetkać dla wypuszczenia powietrza. Jeżeli następnie, po nalaniu kwasu, zamknie się otwór, to wodór, wywiązujący się z kwasu siarkowego i cynku, prężnością swoją wypchnie kwas z bani środkowej do górnej i reakcja po chwili ustanie, ponieważ gazowa warstwa wodoru oddzieli kwas od cynku. Przez kilkakrotne otwieranie i zamykanie otworu, można powietrze zupełnie wypędzić z bani środkowej i otrzymać strumień czystego wodoru. Odpowiednie nastawienie kurka szklanego, zamykającego otwór bani środkowej, pozwala nie tylko dowolnie regulować wypływ gazu, ale także przerwać reakcję każdej chwili. W ten sposób nie zużywa się niepotrzebnie cennego materiału doświadczalnego.

Badanie własności fizycznych i chemicznych.

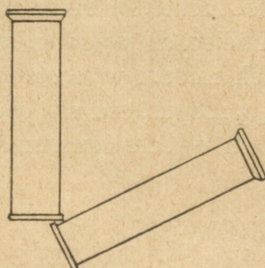
Doświadczenie 1. Cylinder, umieszczony w wanience pneumatycznej, napełnia się wodorem, wyjmując dnem do góry

¹ Do przyrządu Kippa można użyć w braku czystego cynku, także zwykłej blachy cynkowej, pokrajanej w wąskie paski, wodór jednak otrzymany w ten sposób będzie silnie zanieczyszczony jego związkami ze składnikami surowego cynku, zwłaszcza arsenem.

i wkłada doń zapaloną świecę (ryc. 38). Wodór zapala się u wylotu cylindra a świeca wewnątrz gaśnie w atmosferze wodoru. Doświadczenie poucza, że wodór jest gazem bezbarwnym, palnym, ale nie podtrzymującym palenia.



Ryc. 38.

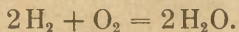


Ryc. 39.

Doświadczenie 2. Cylinder, napełniony wodorem, odwrócony dnem do góry, zbliża się otworem do otworu drugiego cylindra, również odwróconego, napełnionego powietrzem, poczem cylinder pierwszy przechyla się ostrożnie (ryc. 39). Wodór, jako gaz, znacznie (14·38 razy) lżejszy od powietrza, przedostaje się do wnętrza drugiego cylindra w ten sposób, że powietrze ulega wyciśnięciu do dolnego cylindra na miejsce wodoru. Mała eksplozja za zbliżeniem zapalonej świecy wskazuje, że w górnym cylindrze znajduje się wodór z małą przymieszką powietrza. Doświadczenie poucza, że zaszła częściowa dyfuzja, t. j. przenikanie i wzajemne zmieszanie obu gazów.

Otrzymanie wody przez spalanie wodoru w powietrzu.

Reakcja:



Doświadczenie. Wodór zapala się na końcu dmuchawki metalowej, połączonej kawałkiem węża kauczukowego z przyrządem Kippa. Na płomień wodorowy nakłada się szerszą rurę szklaną. Wodór, łącząc się wskutek spalania z tlenem powie-

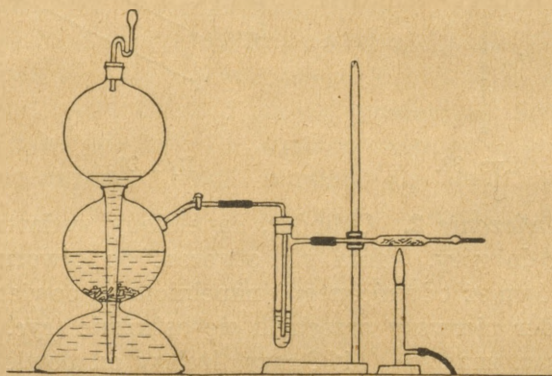
trza, tworzy wodę, która w postaci kropeł zbiera się na zimniejszych ścianach rury szklanej.

Odtlanianie (redukcja) tlenku miedzi zapomocą wodoru.

Reakcja:



Doświadczenie. Do rurki ze szkła trudno topliwego (ryc. 40), w dwóch miejscach wydętej, wsypuje się do pierwszego wgłębienia tlenek miedzi w postaci strużyn (drułu pociętego). Nad warstwą tą przepuszcza się wodór z przyrządu Kippa, przepuszczając go w celu osuszenia przez warstwę stężonego kwasu



Ryc. 40.

siarkowego w opłuczce. Gdy powietrze z rurki i opłuczki zostanie całkowicie wyparte wodorem (próba zapalania jak wyżej!!) ogrzewa się tlenek miedzi i to z początku słabo, następnie silnie, tak długo, aż zajdzie redukcja czarnego tlenku miedzi (CuO) na metaliczną miedź (Cu) barwy czerwonej. Następnie wstrzymuje się ogrzewanie, przepuszczając w dalszym ciągu wodór, dopóki rurka z miedzią w jego atmosferze nie ostygnie. Przy redukcji tlenku miedzi działaniem wodoru tworzy się para wodna, która się skrapla na zimnych ścianach drugiego wgłębienia szklanej rurki. Doświadczenie poucza, że działaniem wodoru z tlenków ciężkich metali tworzą się metale i że wodór jest silnym środkiem redukującym.

Potasowce.

Sód, potas (lit, rubid, cez).

Są to pierwiastki jednowartościowe, o najsilniejszym charakterze elektrododatnim, metale lekkie i miękkie, barwy srebrzystej. Utleniają się łatwo na powietrzu i dlatego przechowuje się je najczęściej w nafcie. Metale tej grupy rozkładają wodę energicznie, już w zwykłej temperaturze. W toku reakcji wywiązuje się wodór i tworzą się wodorotlenki o własnościach wybitnie alkalicznych. Sole tych metali są przeważnie bezbarwne i łatwo rozpuszczalne w wodzie. Jako ciała lotne, zabarwiają w sposób charakterystyczny, nieświecący płomień gazowy.

2. Sód (Na).

Liczba atomowa 11. Ciężar atomowy 23.00. Ciężar właściwy 0.971. Temperatura topnienia 97.8°. Temperatura wrzenia 877°.

Rozkładanie wody metalicznym sodem.

Reakcja:



Doświadczenie. Mały krążek bibuły wrzuca się do zlewki, napełnionej do jednej czwartej wodą destylowaną, poczem na bibule kładzie się kawałeczek metalicznego sodu, oczyszczonego wprzód starannie od nafty przez wytarcie bibułą. Sód, rozgrzany wskutek ciepła reakcji, stapia się na kulkę i wskutek tarcia o bibułę, która utrudnia mu poruszanie się na powierzchni, rozkłada wodę tak energicznie, że wydzielający się wodór zapala się i pali, porywając pary sodu, płomieniem żółtym. Ponieważ przy końcu reakcji następuje mała eksplozja, przeto dla uniknięcia rozpryskiwań cieczy, należy albo usunąć się na pewną odległość, albo nakryć zlewkę płytką szklaną. Tworzący się wodorotlenek sodu nadaje wodzie reakcję silnie alkaliczną. Czerwony papier lakmusowy, zanurzony w niej zmienia swą pierwotną barwę na niebieską.

Zabarwianie nieświecącego płomienia gazowego solami sodu.

Doświadczenie. Drucik platynowy, wtopiony w pręcik szklany, wyżarza się najpierw w nieświecącym płomieniu ga-

zowym tak długo, aż przestanie barwić płomień. Następnie zanurza się drucik do roztworu soli sodu (najlepiej w postaci chlorku) i wprowadza do podstawy płomienia gazowego. Płomień przyjmuje silne żółte zabarwienie od rozżarzonych par sodu, wydzielających się przy rozkładzie jego soli.

Powstawanie pyroantymonianu sodowo-wodorowego.

Reakcja:



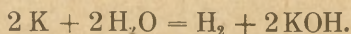
Doświadczenie. Do niezbyt rozcieńczonego obojętnego lub słabo alkalicznego roztworu soli sodu wlewa się roztwór pyroantymonianu potasowo-wodorowego ($\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$). Powstaje krystaliczny biały osad kwaśnego pyroantymonianu sodowego $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$, (zwykle dopiero po pewnym czasie).

3. Potas (K).

Liczba atomowa 19. Ciężar atomowy 39.1. Ciężar właściwy 0.862. Temperatura topnienia 62.5°. Temperatura wrzenia 757.5°.

Rozkładanie wody metalicznym potasem.

Reakcja:



Doświadczenie. Kawałek metalicznego potasu, osuszonego starannie bibułą od nafty, wrzuca się do zlewki napełnionej do $\frac{1}{4}$ wodą destylowaną. Potas rozkłada wodę energiczniej od sodu, tak że (bez wrzucania bibuły do zlewki) wydzielony wodór od razu się zapala i pali się razem z potasem, płomieniem fioletowym. Zlewkę należy przykryć szklaną płytką, przy końcu bowiem reakcji zachodzi mała eksplozja. Można łatwo stwierdzić zapomocą papierka lakmusowego, że woda w zlewce ma, od wytworzonego i rozpuszczonego w niej wodorotlenku potasu, reakcją silnie alkaliczną. Zjawisko podobne jak w doświadczeniu z sodem.

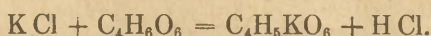
Zabarwianie płomienia gazowego solami potasu.

Sole potasu (najlepiej chlorek) barwią płomień gazowy w części nieświecącej na kolor fioletowy. Bada się przy pomocy

drucika platynowego taksamo jak sole sodu. W razie obecności soli sodu, które łatwo zakrywają barwę, pochodzącą od soli potasu, bada się barwę płomienia albo przez szkło kobaltowe niebieskie lub przez pryzmat szklany, napełniony roztworem indyga.

Otrzymanie kwaśnego winianu potasu ¹.

Reakcja:



Doświadczenie. Do probówki, zawierającej niezbyt rozcieńczony roztwór jakiegokolwiek obojętnej soli potasu (n. p. chlorku), dolewa się roztworu kwasu winowego ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$); powstaje biały krystaliczny osad winianu jednopotasowego, łatwo rozpuszczalny w kwasach mineralnych i zasadach.

4. Magnez (Mg).

Liczba atomowa 12. Ciężar atomowy 24.32. Ciężar właściwy 1.75. Temperatura topnienia 633°. Temperatura wrzenia 1100°.

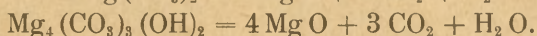
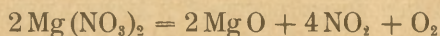
Metal lekki, srebrzysto-biały, w kwasach łatwo rozpuszczalny. Ogrzany spala się jasnym płomieniem na biały tlenek magnezu (MgO). Wodę rozkłada energicznie, ale dopiero w wyższej temperaturze ². Jedne sole jego jak chlorek, siarczan są łatwo rozpuszczalne w wodzie. Inne natomiast jak wodorotlenek, węglan, fosforan, arsenin i arsenian rozpuszczają się trudno, w bardzo nieznacznych tylko ilościach. Wszystkie są bezbarwne zarówno w stanie stałym jak w roztczynach.

¹ Sposoby otrzymywania i własności chemiczne innych soli potasu i sodu omawia się w dalszym ciągu, przy następnych pierwiastkach o charakterze niemetalicznym. Z pominiętych trzech potasowców: litu, rubidu i cezu, tylko o litie należy tu wspomnieć pokrótce, a to ze względu, że jest to pierwiastek najlżejszy z metali, (ciężar wł. 0.534, pływa na nafcie) i że w przeciwieństwie do reszty potasowców, tworzy dwie sole: węglan (Li_2CO_3) i fosforan (Li_3PO_4), trudno rozpuszczalne w wodzie. Sole te można otrzymać przez strącenie ze stężonych roztworów soli litu działaniem węglanu amonu lub fosforanu dwusodowego. Lit przeto zachowaniem swoim przypomina metale, należące do drugiej grupy, zwłaszcza magnez. Jego sole barwią płomień gazowy w części nieświecącej na odcień karminowo-czerwony.

² Rozkład wody działaniem metalicznego magnezu, rozdział I, str. 68.

Otrzymanie tlenku magnezu z azotanu lub zasadowego węglanu magnezu.

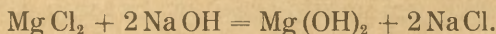
Reakcje:



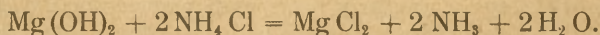
Doświadczenie. Małą ilość azotanu magnezu, lub zasadowego węglanu, ogrzewa się w tygielku lub w zatopionej na jednym końcu rurce ze szkła trudno topliwego tak długo, aż przestanie uchodzić dwutlenek azotu (brunatny gaz), względnie dwutlenek węgla oraz para wodna. Pozostaje tlenek magnezu w postaci białego sypkiego proszku. Jeżeli nie prażono go zbyt silnie rozpuszcza się w kwasach mineralnych, z wodą zaś łączy się zwolna na trudno rozpuszczalny wodorotlenek magnezu ($\text{Mg}(\text{OH})_2$). Wodorotlenek ten oddziaływa alkalicznie znacznie słabiej od wodorotlenków metali alkalicznych sodu lub potasu i ziem alkalicznych wapnia lub baru.

Strącanie wodorotlenku magnezu z roztworu soli magnezu.

Reakcja:



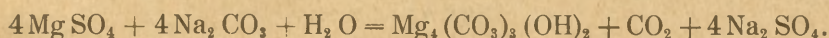
Doświadczenie. Do roztworu chlorku magnezu w probówce dolewa się wodorotlenku sodu lub baru. Strąca się biały galaretowaty osad wodorotlenku magnezu, który rozpuszcza się łatwo nie tylko w kwasach, ale i w roztworach soli amonu. Jeżeli do roztworu soli magnezu, przed waniem wodorotlenku sodu, doda się nadmiaru roztworu soli amonu n. p. chlorku, to wodorotlenek sodu nie strąci wodorotlenku magnezu. Zachodzi bowiem reakcja:¹



¹ Wodorotlenek magnezu rozpuszcza się trudno w wodzie, w małych tylko ilościach, w roztworach istnieje jednak w stanie silnie zdysocjowanym na jony Mg^{++} i 2OH^- . W obecności dużej ilości chlorku amonu NH_4Cl , silnie zdysocjowanego na jony NH_4^+ i Cl^- , jony OH^- wodorotlenku magnezu, łączą się z jonami NH_4^+ chlorku amonu na słabo zdysocjowany wodorotlenek amonu NH_4OH , rozpadający się łatwo na amoniak NH_3 i wodę H_2O . Powoduje to zniknięcie jonów OH^- i NH_4^+ , tak że w roztworze pozostają tylko jony Mg^{++} i 2Cl^- , a więc zdysocjowany chlorek magnezu MgCl_2 .

Otrzymanie zasadowego węglanu magnezu.

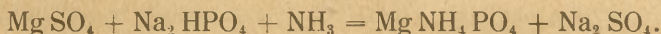
Reakcja:



Doświadczenie. Do ogrzanego roztworu siarczanu magnezu w zlewce wlewa się roztwór węglanu sodu. Wydziela się zasadowy węglan jako delikatny biały osad. Skład strąconego osadu, przedstawiającego mieszaninę węglanu i wodorotlenku magnezu, zmienia się zależnie od temperatury i stężenia roztworu. Osad, zebrany na sączku, przemyty kilka razy wodą destylowaną i wysuszony, przedstawia delikatny biały proszek, stosowany w medycynie pod nazwą „magnesia alba“.

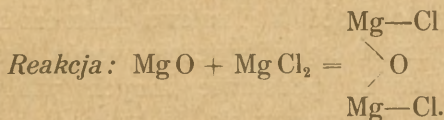
Otrzymanie fosforanu magnezowo-amonowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu siarczanu magnezu w probówce dolewa się najpierw roztworu chlorku amonu, potem amonjaku, a w końcu roztworu fosforanu sodu. Strąca się osad biały, krystaliczny, fosforanu magnezowo-amonowego, rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach. Substancja ta zawiera sześć cząsteczek wody krystalizacyjnej ($\text{Mg NH}_4 \text{PO}_4 \cdot 6 \text{H}_2 \text{O}$).

Otrzymanie tlenochlorku magnezu (cementu magnezowego).



Doświadczenie. Kilka cm sześć. nasyconego roztworu chlorku magnezu miesza się z taką samą ilością sproszkowanego tlenku magnezu w parownicze lub na płytce szklanej i zostawia na pewien czas. Mieszanina zastyga, tworząc masę

Wskutek zachwiania równowagi w roztworze, nowe ilości strąconego wodorotlenku magnezu rozpuszczają się w wodzie. Proces ów powtarza się dalej i ostatecznie cały osad wodorotlenku magnezu rozpuszcza się pod wpływem chlorku amonu, przemieniając się na chlorek magnezu.

twardą jak kamień, tak zwany cement magnezowy czyli tlenochlorek magnezu.

Wapniowce.

Wapń, bar (stront).

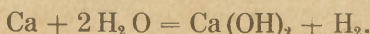
Są to pierwiastki również o charakterze metalicznym, silnie elektrododatnie, dwuwartościowe, barwy srebrzystej z odcieniem żółtawym, lekkie, jednak cięższe i twardsze od potasowców. Na powietrzu, zwłaszcza wilgotnem, utleniają się. Wodę rozkładają już w zwykłej temperaturze z wydzieleniem wodoru, tworząc trudno rozpuszczalne wodorotlenki, których roztwory wodne wykazują alkaliczną reakcję. Sole ich są przeważnie bezbarwne. Niektóre rozpuszczają się w wodzie bardzo trudno (siarczany, węglany, fosforany, szczawiany) inne natomiast są łatwo rozpuszczalne, (chlorki, bromki, jodki, azotany, azotyny, octany).

5. Wapń (Ca).

Liczba atomowa 20. Ciężar atomowy 40·07. Ciężar właściwy 1·41. Temperatura topnienia 760°.

Zachowanie się metalu wapnia wobec wody.

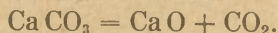
Reakcja:



Doświadczenie. Małą łyżeczkę laboratoryjną wiórek metalu wapnia wsypuje się do probówki i nalewa kilka cm sześć. wody destylowanej. Wydziela się energicznie wodór, (rozpoznanie przez zapalenie lub na podstawie innych własności wyżej podanych) z metalu zaś tworzy się biały osad wodorotlenku wapnia.

Otrzymanie tlenku wapnia czyli wapna palonego.

Reakcja:

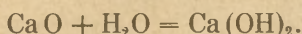


Doświadczenie. Kawałek węglanu wapnia (marmuru lub wapienia) praży się w tygielku porcelanowym, żelaznym lub niklowym, w płomieniu dmuchawki gazowej tak długo, aż prze-

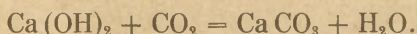
stanie uchodzić dwutlenek węgla, gaz bezbarwny, niepalny i niepodtrzymujący palenia i dopóki kropla wody wapiennej, trzymana na przeciku u wylotu tygielka, nie przestanie mętnieć. Powstaje biała, bezpostaciowa masa tlenku wapnia, tak zwane wapno palone.

Gaszenie wapna palonego i otrzymanie wody wapiennej.

Reakcja:

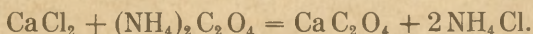


Doświadczenie. Na kawałek tlenku wapnia, czyli t. zw. wapna palonego, w parownicze porcelanowej nalewa się nieco wody. Wapno łączy się po chwili energicznie z wodą, nieraz z wydzielaniem pary wodnej, tworząc wodorotlenek wapnia t. zw. wapno gaszone. Jeżeli otrzymany produkt rozcieńczy się większą ilością wody i przesączy, to otrzymuje się bezbarwny płyn zwany wodą wapienną. Płyn ten oddziaływa alkalicznie a przy przepuszczaniu powietrza wydychanego z płuc, zawierającego dwutlenek węgla, mętnieje wskutek powstawania trudno rozpuszczalnego białego osadu węglanu wapnia:



Strącanie szczawianu wapnia z roztworu soli wapnia.

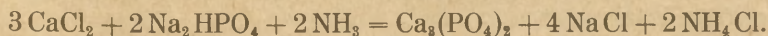
Reakcja:



Doświadczenie. Do gorącego roztworu chlorku wapnia w probówce dodaje się amonjaku i roztworu szczawianu amonu. Wydziela się biały, krystaliczny osad szczawianu wapnia, łatwo rozpuszczalny w kwasach mineralnych (HCl, HNO₃).

Strącanie fosforanu wapnia.

Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu chlorku wapnia dolewa się roztworu amonjaku i fosforanu sodu. Strąca się biały osad obojętnego czyli tak zwanego trzeciorzędnego fosforanu wapnia Ca₃ (PO₄)₂.

Strącanie węglanu wapnia.

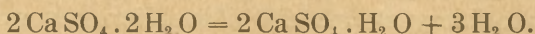
Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn chlorku wapnia w probówce, daje się rozczynem węglanu sodu, lub amonjaku i węglanu amonu. Powstaje biały osad węglanu wapnia, rozpuszczalny w kwasach mineralnych (HCl, HNO₃).

Otrzymanie gipsu palonego.

Reakcja:



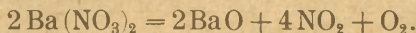
Doświadczenie. Krystaliczny siarczan wapnia (gips) ogrzewa się lekko do 150° (najlepiej w suszarce) w probówce, lub w tygielku porcelanowym. Kryształły mętnieją, rozsypują się, wydziela się woda i powstaje biały proszek, gips palony¹. Produkt po oziębieniu, zarobiony małą ilością wody, twardnieje w krótkim czasie wskutek wytworzenia się krystalicznego siarczanu wapnia $\text{Ca SO}_4 \cdot 2 \text{H}_2 \text{O}$.

6. Bar (Ba).

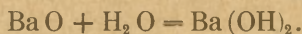
Liczba atomowa 56. Ciężar atomowy 137.4. Ciężar właściwy 3.8. Temperatura topnienia 850—900°.

Otrzymanie tlenku baru z azotanu baru.

Reakcja:



Doświadczenie. Małą łyżeczkę azotanu baru ogrzewa się w probówce z początku zwolna, następnie silniej, aż przestaną uchodzić brunatne dymy dwutlenku azotu. Powstaje biały tlenek baru, łączący się po oziębieniu energicznie z wodą na wodorotlenek według równania:



¹ Gips palony przedstawia w głównej swej masie, półwodzian siarczanu wapnia $2 \text{Ca SO}_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, obok małej ilości soli bezwodnej Ca SO_4 , rozpuszczalnej w wodzie.

Wodorotlenek baru rozpuszcza się w wodzie łatwiej od wodorotlenku wapnia, roztwory jego wykazują reakcję silnie alkaliczną.

Strącanie siarczanu baru z roztworu soli baru.

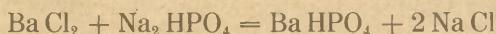
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu chlorku baru w probówce wlewa się rozcieńczony kwas siarkowy. Wydziela się biały kryształiczny osad siarczanu baru, jedno z ciał najtrudniej rozpuszczalnych w wodzie.

Otrzymanie fosforanu i węglanu baru.

Reakcje:



Doświadczenie. Wykonuje się tak samo jak z solami wapnia (str. 79), t. j. do roztworu soli baru dolewa się roztwór fosforanu sodu względnie węglanu sodu. Powstaje biały osad fosforanu lub węglanu baru.

Zabarwianie nieświecącego płomienia gazowego solami baru.

Sole baru (chlorek), wprowadzone na druciku platynowym do płomienia gazowego, barwią go na kolor żółtozielony¹. (Zastosowanie azotanu w pyrotechnice). Doświadczenie wykonuje się tak samo jak z solami sodu i potasu (str. 73, 74).

7. Bor (B).

Liczba atomowa 5. Ciężar atomowy 10.9. Ciężar właściwy odmiany bezpostaciowej 2.45, odmiany krystalicznej 2.55.

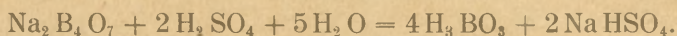
Pierwiastek trójwartościowy, o charakterze przeważnie elektroujemnym. Odmiana krystaliczna ma barwę stalowoszarą

¹) Stront, trzeci pierwiastek, należący do grupy metali ziem alkalicznych (wapniowców) własnościami fizycznymi i chemicznymi, a zwłaszcza rozpuszczalnością soli, zajmuje pośrednie miejsce pomiędzy wapniem i barem. Lotne jego sole zabarwiają na czerwono nieświecącą część płomienia gazowego. Reakcje soli strontu są podobne do reakcyj soli wapnia i baru.

i jest tak twarda jak diament. W stanie silnie rozdrobnionym, jako odmiana bezpostaciowa (proszek szarobrunatny), łączy się w wysokiej temperaturze wprost z pierwiastkami: chlorem, bromem, azotem. Redukuje również wodę (w postaci pary wodnej) w wysokiej temperaturze i dwutlenek węgla. Ze związków boru największe znaczenie praktyczne ma kwas borowy (H_3BO_3) i jego sole, oraz boraks ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), sól t. zw. kwasu czteroborowego.

Otrzymanie kwasu borowego z boraksu.

Reakcja:



Doświadczenie. Do stężonego roztworu boraksu (5 g w 10 cm sz.) wlewa się ostrożnie zgęszczony kwas siarkowy (3 cm sz.). Po oziębieniu wydziela się kwas borowy w postaci bezbarwnych, połyskujących blaszek.

Zmiana barwy papierka kurkumowego pod wpływem roztczynów kwasu borowego.

Papierek kurkumowy zanurza się w roztwór kwasu borowego lub boranu, zakwaszonego kwasem solnym. Żółty papierek barwi się na odcień czerwono-brunatny¹, po zwilżeniu zaś roztworem wodorotlenku sodu zmienia barwę na czarnoniebieską.

Strącanie boranu srebra z roztworu boraksu.

Reakcja:



Doświadczenie. Do stężonego roztworu boraksu wlewa się roztwór azotanu srebra. Powstaje biały osad metaboranu srebra². Osad ten przez gotowanie z wodą rozkłada się na brunatny tlenek srebra i na kwas borowy, który przechodzi do roztworu:



Z rozcieńczonych natomiast roztworów boranów opada wprost, po dodaniu azotanu srebra, skutek hydrolizy, brunatny tlenek srebra.

¹ Po wysuszeniu barwa papierka znacznie ciemnieje.

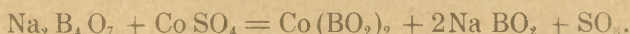
² Sól kwasu metaborowego (HBO_2).

Zabarwianie płomienia alkoholowego boranem metylowym.

Doświadczenie. Boraks, lub kwas borowy, zadaje się w tygielku porcelanowym alkoholem metylowym, lub etylowym, następnie stężonym kwasem siarkowym, miesza się i zapala alkohol. Tworzy się lotny boran metylowy $B(OCH_3)_3$, lub etylowy $B(OC_2H_5)_3$, który ulatnia się z parami alkoholu i zabarwia płomień po brzegach na odcień zielony.

Otrzymywanie perł boraksowych.

Doświadczenie. Drucik platynowy (najlepiej zgięty na końcu w kółeczko) rozżarza się w płomieniu gazowym i zanurza w sproszkowanym boraksie. Przyczepioną do drucika małą ilość boraksu, ogrzewa się następnie tak długo w płomieniu, aż powstanie przezroczysta kulka (perła boraksowa). Jeżeli tak otrzymaną, bezbarwną perłę, zwilżoną roztworem soli pewnego metalu np. soli kobaltu (lub pokrytą jej warstewką), ogrzeje się w nieświecącej sferze płomienia gazowego, to perła barwi się na odcień szafirowy. Proces ten polega na tworzeniu się boranu kobaltowego, substancji barwy niebieskiej.



Sole manganu barwią perłę fioletowo, sole chromu smaragdowo, sole innych metali na inne odcienie.

8. Glin (Al).

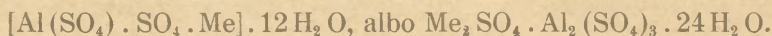
Liczba atomowa 13. Ciężar atomowy 27.1. Ciężar właściwy 2.7. Temperatura topnienia 657°. Temperatura wrzenia 1800°.

Glin, metal trójwartościowy, lekki, o barwie srebrzystej, roztwarza się łatwo w ługu sodowym i potasowym¹, łatwo również w kwasie solnym (zgęszczonym i rozcieńczonym), trudniej w siarkowym (zwłaszcza rozcieńczonym), a bardzo trudno w kwasie azotowym. Sole jego są bezbarwne, w roztczynach wodnych ulegają hydrolizie². Rozczyny te wykazują odczyn kwaśny. Glin tworzy sole złożone t. zw. aluny. Są

¹ Otrzymywanie wodoru, rozdział 1, str. 68.

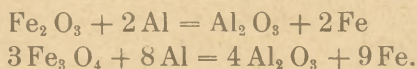
² Objaśnienie zjawiska hydrolizy, część ogólna, rozdział 13, str. 56.

to sole podwójne siarczanu glinu z siarczanami potasu, rubidu, cezu, talu, amonu, o ogólnym wzorze:



Otrzymanie „termitu Goldschmidta“.

Reakcja:



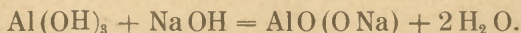
Doświadczenie. 16 g tlenku żelaza (Fe_2O_3) lub lepiej zendry (Fe_3O_4) miesza się z 6 g sproszkowanego glinu (grysiku glinowego), wsypuje tę mieszaninę do tygielka glinianego lub zagłębienia w piasku i zapala t. zw. zapałem, t. j. mieszaniną pyłu magnezowego i nadtlenu baru z kawałkiem wstęgi magnezowej. Mieszanina rozżarza się szybko, wytwarzając temperaturę bardzo wysoką. Przy łączeniu się glinu z tlenem na tlenek (Al_2O_3) wydziela się mianowicie duża ilość ciepła, na każdą gramodrobinę przeszło 390 kilogramowych kaloryj. Glin należy do najenergiczniejszych środków redukujących.

Strącanie wodorotlenku glinu z roztworu soli glinu działaniem wodorotlenku sodu.

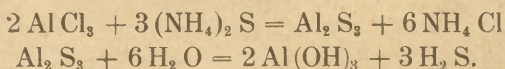
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu soli glinu dodaje się kroplami roztworu wodorotlenku sodu; powstaje galaretowaty osad wodorotlenku glinu, rozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Tworzy się glinian sodu, sól rozpuszczalna w wodzie.

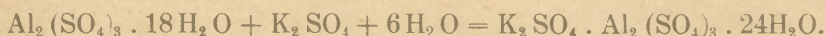


Amonjak strąca również z roztczynów soli glinu wodorotlenek, który jednak w tym razie nie rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika. Osad wodorotlenku wydziela się z nich wreszcie także działaniem siarczku amonu. Tworzący się mianowicie w pierwszej fazie działania siarczek glinu ulega wskutek działania wody hydrolizie. Przebieg reakcji wyraża równanie:



Otrzymanie alunu glinowego.

Reakcja:



Doświadczenie. 7 g siarczanu glinu i 2 g siarczanu potasu, rozpuszcza się osobno w małej ilości gorącej wody, miesza oba roztwory i poddaje powolnej krystalizacji; wydzielają się bezbarwne kryształy siarczanu glinowo-potasowego (alunu glinowego), zawierające 24 drobin wody krystalizacyjnej.

9. Węgiel (C).

Liczba atomowa 6. Ciężar atomowy 12.

Pierwiastek czterowartościowy, występuje w stanie wolnym w dwóch krystalicznych odmianach alotropowych, jako diament i grafit. Pierwszy, w czystym stanie bezbarwny i przezroczysty, 3·5 cięższy od wody, krystalizujący w układzie regularnym, ma bardzo duży współczynnik załamania światła (2·4) i najwyższy stopień twardości (10). Drugi stalowo szary, krystalizuje w układzie heksagonalnym, ma mniejszy ciężar właściwy (około 2·3) i bardzo mały stopień twardości (około 1). Przedstawia odmianę trwalszą w wysokiej temperaturze, bo diament przechodzi z wolna w tej temperaturze w grafit. Obie odmiany są bardzo odporne na działanie kwasów i zasad i na wpływy wysokiej temperatury, (w nieobecności tlenu). Mają najwyższą ze wszystkich pierwiastków, nieznaną jeszcze dokładnie, temperaturę topnienia i wrzenia (powyżej 3600°). Silnie prażone w atmosferze tlenu spalają się powoli na dwutlenek węgla.

Materiały, występujące w przyrodzie i określane mianem węgla, n. p. węgiel brunatny, kamienny, antracyt, torf nie są bynajmniej specjalnymi odmianami tego pierwiastka. Są to mieszaniny różnych organicznych związków chemicznych, zawierające również pewne ilości węgla jako przymieszki.

Ciała takie, jak węgiel drzewny, koks, węgiel zwierzęcy, przedstawiają produkty znacznie bogatsze w ten pierwiastek. Otrzymują się one z drzewa lub z węgla kopalnych i z różnych ciał, n. p. zwierzęcych, przez suchą destylację, t. j. pra-

żenie bez dostępu powietrza. Zawierają one obok czystego węgla, t. j. pierwiastka jako głównego składnika, przymieszki mineralne.

Jeszcze czystsza postacią węgla sztucznego jest sadza (kopeć), produkt tworzący się przy silnem prażeniu ciał organicznych bez dostępu powietrza, przyczem rozdrobniony delikatnie węgiel, jako pył, unosi się, porwany prądem gazów i osadza się na ścianach naczyń, w rurach odpływowych pieców i t. p.

Najczystszy typem węgla sztucznego, t. j. otrzymanego z materiałów organicznych, jest produkt, tworzący się przy silnem prażeniu cukru trzcinowego, po odpowiedniem oczyszczeniu chemicznem (tj. przemyciu go kwasem solnym i wyprażeniu następnie w strumieniu chloru). Jest to rodzaj grafitu subtelnie rozdrobnionego, delikatny czarny proszek, bardzo trudno topliwy i nielotny.

Węgiel spala się w atmosferze tlenu na dwutlenek węgla (CO_2), z fluorem tworzy już w zwyczajnej temperaturze czterofluorek (CF_4), z chlorem zaś w wysokiej temperaturze sześciokloroetan (C_2Cl_6) i sześcioklorobenzol (C_6Cl_6). Z wodorem łączy się w temperaturze łuku elektrycznego na związek zwany acetylenem (C_2H_2), przy ogrzewaniu zaś do niższej temperatury i w obecności pewnych katalizatorów (Ni) na metan (CH_4).

Pierwiastek ten, ogrzewany z siarką, tworzy dwusiarczek węgla (CS_2), z krzemem zaś i pewnemi metalami węgliki (karbidki) odnośnych pierwiastków (n. p. SiC , CaC_2 , Al_4C_3 i inne).

Materiały takie, jak węgiel drzewny i zwierzęcy (z krwi i kości), odznaczają się dzięki swej ogromnej porowatości i swej niepomniernie wielkiej (w stosunku do masy) powierzchni, wybitną zdolnością adsorbowania (czyli zagęszczania przy sobie) gazów i różnych, zwłaszcza bardzo złożonych związków chemicznych, jak n. p. barwików, garbników, ciał białkowych i t. p. Służą one do chłonięcia gazów trujących i do odbarwiania cieczy.

Adsorbacja barwika przez węgiel kostny.

Doświadczenie. Do probówki wsypuje się nieco potłuczonego węgla kostnego lub zwierzęcego, nalewa kilka cm. sz. rozcieńczonego wodą wina czerwonego, lub rozczynu lakmusu,

ogrzewa przez kilka minut i sączy przez bibułę. Wskutek adsorpcji barwika przez węgiel płyn ulega odbarwieniu i przechodzi bezbarwny przez sącze.

Połączenia węgla z tlenem.

Dwutlenek węgla CO_2 .

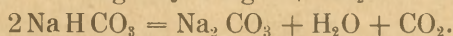
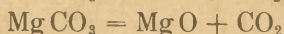
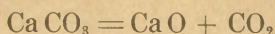
Gęstość względem powietrza 1.529. Temperatura wrzenia — 79° .

Temperatura topnienia — -56.4° .

Sposoby otrzymania:

a) z węglanu wapnia, magnezu i dwuwęglanu sodu przez ogrzewanie do wyższej temperatury.

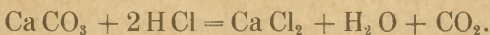
Reakcje:



Doświadczenie Próbkę węglanu wapnia, magnezu oraz dwuwęglanu sodu praży się, każdą osobno, w probówkach i bada wydzielające się gazy na ich zdolność podtrzymywania palenia, wprowadzając w otwór probówki zapaloną drzazgę. Łuczywo palące się gaśnie. Wydzielający się z węglanów gaz bezbarwny nie zapala się sam, ani też nie podtrzymuje palenia.

b) z krystalicznego węglanu wapnia (marmuru) działaniem kwasu solnego.

Reakcja:



Doświadczenie. Reakcję wykonuje się najdogodniej w przyrządzie Kippa. Napełnia się go tak, jak podano przy otrzymywaniu wodoru (str. 70) z tą tylko różnicą, że do bani środkowej wprowadza się kawałki marmuru¹, do górnej zaś wlewa się kwas solny, rozcieńczony wodą (w stosunku 1:4). Po wypędzeniu powietrza z przyrządu przez kilkakrotne otwieranie i zamykanie kurka szklanego w rurze odpływowej (umieszczonej szczelnie w otworze bani środkowej) można otrzymać strumień czy-

¹ Krystaliczny węgiel wapnia (Ca CO_3).

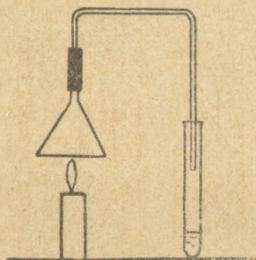
stego dwutlenku węgla i napełniać gazem tym cylindry szklane w wanience pneumatycznej.

Stwierdzenie obecności dwutlenku węgla w produktach spalania świecy i w powietrzu wydychanem z płuc.

Reakcja:



Doświadczenie 1. Zapaloną świecę stawia się pod lejek przyrządu przedstawionego na ryc. 41. Gazy, powstające przy spalaniu się materiału świecy (parafiny) t. j. CO_2 i H_2O wprowadza się do probówki, zawierającej 1–2 cm. sz. wody wapiennej Ca(OH)_2 . Przy wstrząsaniu probówki woda wapienna mętnieje wskutek tworzenia się białego osadu węglanu wapnia.



Ryc. 41.

Doświadczenie 2. Do probówki z wodą wapienną wdmuchuje się przez rurkę szklaną powietrze oddechowe, t. j. zużyte po przejściu przez płuca, zawierające CO_2 , jako produkt spalania ciał organicznych w toku przemiany materji w krwi. Woda wapienna mętnieje podobnie jak przy doświadczeniu pierwszym.

Badania własności fizycznych i chemicznych.

Doświadczenie stwierdzające, że dwutlenek węgla jest gazem cięższym od powietrza. Do środka słoja lub wysokiego cylindra, wprowadza się (mniej więcej do połowy naczynia) zapaloną świecę na drucie i dopuszcza powoli dwutlenek węgla z przyrządu Kippa rurką, sięgającą prawie do dna słoja. Gdy gaz, po wyparciu powietrza, dojdzie do płomienia, świeca gaśnie. Dwutlenek węgla jest gazem przeszło $1\frac{1}{2}$ razy cięższym od powietrza.

Spalanie magnezu w atmosferze dwutlenku węgla.



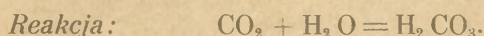
Doświadczenie. Do małego słoika napełnionego dwutlenkiem węgla wkłada się zapaloną taśmę magnezową. Magnez spala się na tlenek magnezu, równocześnie na ścianach słoja

osiada węgiel w postaci czarnego nalotu. Doświadczenie poucza, że dwutlenek węgla składa się z pierwiastków węgla i tlenu.

Rozpuszczanie się dwutlenku węgla w wodzie.

Doświadczenie. Kolbkę ($\frac{1}{2}$ l) wypełnia się do połowy zimną wodą i wpuszcza ponad wodę dwutlenek węgla tak długo, aż zgaśnię zapalka wprowadzona w otwór kolbki. Następnie zatyka się otwór dłonią zwilżoną wodą i silnie wstrząsa się kolbkę. Kolbka nie odpada od dłoni, wskutek próżni wytworzonej w niej przez rozpuszczenie się dwutlenku węgla w wodzie.

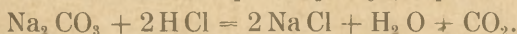
Otrzymanie roztworu wodnego kwasu węglowego.



Doświadczenie. Do probówki nalewa się wody destylowanej i zabarwia ją na niebiesko przez dodanie słabo alkalicznego roztworu barwika lakmusa, poczem wprowadza się dwutlenek węgla z przyrządu Kippa. Wskutek łączenia się tego związku z wodą na kwas węglowy, roztwór lakmusa zmienia po chwili pierwotną barwę swą na czerwoną.

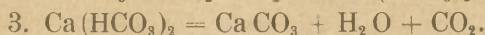
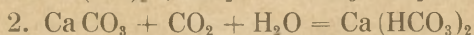
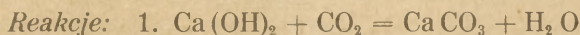
Otrzymanie węglanu sodu z wodorotlenku sodu działaniem dwutlenku węgla.

Reakcje:



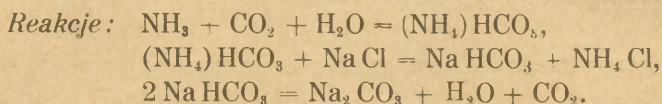
Doświadczenie. Do roztworu chemicznie czystego wodorotlenku sodu w probówce wprowadza się, przez dłuższy czas, dwutlenek węgla z przyrządu Kippa. Tworzy się węglan sodu. O ile roztwór pierwotny wodorotlenku sodu (przed wprowadzeniem doń gazu) nie wydzielał pod działaniem kwasu solnego baniek gazu, to po nasyceniu go gazem i następnem zakwaszeniu burzy silnie, wskutek wydzielania się dwutlenku węgla.

Otrzymanie kwaśnego węglanu wapnia.

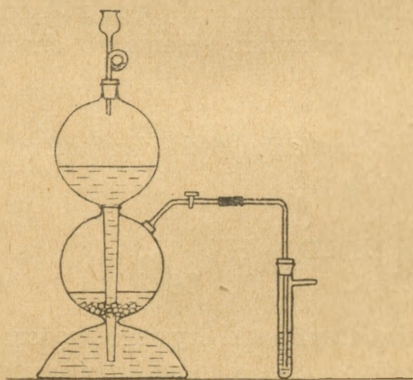


Doświadczenie. Do wody wapiennej w probówce wprowadza się przez dłuższy czas dwutlenek węgla z przyrządu Kippa. Wytworzony początkowo biały osad węglanu wapnia przechodzi przy dłuższem przepuszczaniu dwutlenku węgla do roztworu. Powstaje mianowicie rozpuszczalny w wodzie kwaśny węglan wapnia, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Rozczyn ten przy ogrzaniu do wrzenia mętnieje powtórnie, zachodzi bowiem rozkład kwaśnego węglanu wapnia według podanego wyżej równania (3).

Otrzymanie sody (Na_2CO_3) metodą Solvay'a.



Doświadczenie. 5 g sproszkowanego węglanu amonu $[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]$ zadaje się w kolbce 20 cm. sz. zgęszczonego amoniaku i, zatkawszy ją szczelnie korkiem gumowym, wstrząsa w celu rozpuszczenia substancji. Do roztworu, uzyskanego w ten



Ryc. 42

sposób wsypuje się 4—5 g sproszkowanej soli kuchennej, zatyka ponownie kolbkę korkiem i wstrząsa znów i to dość długo, by jak największa ilość dodanej soli uległa rozpuszczeniu. Otrzymany roztwór sączy się od nadmiaru soli, wlewa się do probówki z boczną rurką, zatyka ją korkiem z rurką do wprowadzenia gazu (ryc. 42) i przez roztwór prze-

puszcza się tak długo dwutlenek węgla z przyrządu Kippa, aż zaczną się wydzielać kryształki kwaśnego węglanu sodu (NaHCO_3). Osad odsąca się po kilkogodzinnem staniu roztworu, (najlepiej przy pomocy pompy wodnej), suszy na bibule, a po wysuszeniu ogrzewa w probówce tak długo, aż przestanie uchodzić para wodna i dwutlenek węgla. Wskutek rozkładu kwaśnego węglanu sodu powstaje soda i to w postaci bezwodnej (Na_2CO_3). Przez krystalizację tego produktu z wody, można otrzymać sodę krystaliczną ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$).

Tlenek węgla CO.

Gęstość względem powietrza 0·967. Temperatura wrzenia — 190°.

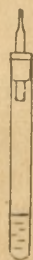
Temperatura zestalenia — 199°.

Otrzymanie z kwasu mrówkowego działaniem kwasu siarkowego.

- Reakcje:* 1. $\text{HCOOH} - \text{H}_2\text{O} = \text{CO}$,
2. $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$,
3. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3$.

Doświadczenie. 1 cm. sz. kwasu mrówkowego zadaje się w probówce 4—5 cm. sz. stężonego kwasu siarkowego, miesza dobrze obie ciecze, probówkę zatyka korkiem z rurką o wąskim otworze (ryc. 43) i ogrzewa ostrożnie. Wskutek działania zgęszczonego kwasu siarkowego, odszczepiającego wodę, kwas mrówkowy rozkłada się, wydzielając gaz bezbarwny: tlenek węgla. Gaz ten, zapalony na końcu rurki, pali się płomieniem niebieskim, przechodząc wskutek utlenienia się w dwutlenek węgla (CO_2).

By stwierdzić że dwutlenek węgla jest produktem spalania tlenku węgla, trzyma się przez chwilę nad palącym się gazem zlewkę zwilżoną wodą wapienną. Ściany jej pokrywają się wówczas wewnątrz białym osadem węglanu wapnia (CaCO_3).



Połączenia węgla z wodorem.

Metan CH_4 .

Gęstość względem powietrza 0·55. Temperatura wrzenia — 164°.

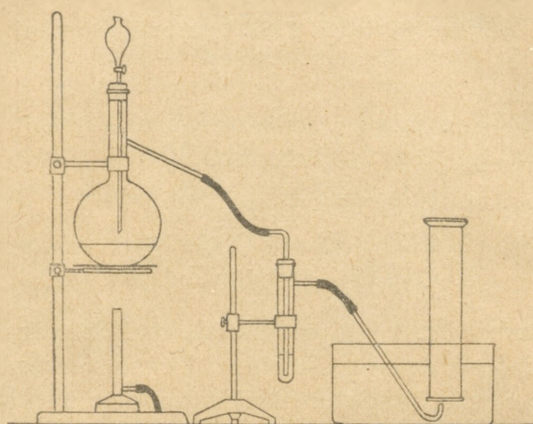
Temperatura zestalenia — 186°.

Otrzymanie z węglika glinu i wody.

Reakcja. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al(OH)}_3 + 3\text{CH}_4$.

Doświadczenie Do kolbki destylacyjnej wysypuje się 2—3 g rozdrobnionego węglika glinu, zatyka ją korkiem z lejkiem rozdzielczym (ryc. 44 str. 92) i dopuszcza się zwolna z lejka 20 cm. sz. letniej wody, ogrzewając kolbkę słabym płomieniem aż

do chwili, gdy gaz zacznie się wywiązywać. Wydzielający się metan, wolny od powietrza (które należy wycisnąć z kolbki

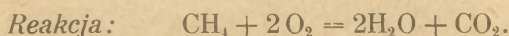


Ryc. 44.

starannie prądem gazu) chwyta się do cylindrów szklanych, napełnionych wodą w waniece pneumatycznej.

Doświadczenia z metanem.

Palenie metanu w powietrzu.



Doświadczenie. Odsuwa się szybką, przykrywającą cylinder napełniony metanem i bezzwłocznie zapala się gaz, zbliżając do ujścia naczynia płomień palnika.

Metan jest gazem bezbarwnym, lżejszym od powietrza. Spala się słabo świecącym, niebieskawym płomieniem, przechodząc wskutek utlenienia się w wodę i dwutlenek węgla.

Woda wapienna $\text{Ca}(\text{OH})_2$, wlana do cylindra, wypełnionego otrzymanym w ten sposób dwutlenkiem węgla, mętnieje wskutek wydzielania się węglanu wapnia¹.

Spalanie mieszaniny metanu z tlenem.

Doświadczenie Mały cylinder szklany lub rurkę zatopioną na jednym końcu napełnia się w jednej trzeciej metanem

¹ Rozdział 9, str. 88.

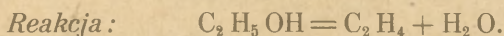
a w dwóch trzecich tlenem (lub w $\frac{1}{10}$ metanem a w $\frac{9}{10}$ powietrzem) poczem mieszaninę tę zapala się. Następuje silna eksplozja. Jako produkty zupełnego spalania metanu tworzą się: woda i dwutlenek węgla.

Etylen C_2H_4 .

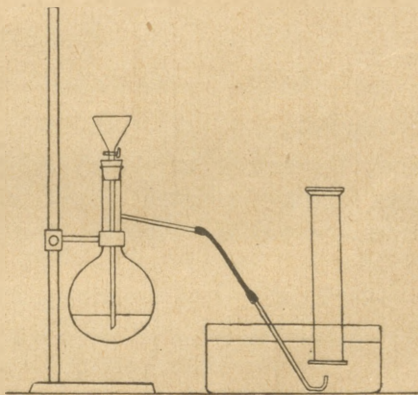
Gęstość względem powietrza 0.993. Temperatura wrzenia -102° .

Temperatura topnienia -169° .

Otrzymanie z alkoholu działaniem stężonego kwasu siarkowego.



Doświadczenie. Garstkę piasku wsypuje się do małej kolbki destylacyjnej (z boczną rurką), wlewa do kolbki mieszaninę 5 g alkoholu etylowego z 30 g stężonego kwasu siarkowego, miesza ciecze razem z piaskiem, zatyka kolbkę szczelnie korkiem gumowym i ogrzewa się na siatce azbestowej, na małym płomieniu. Wydzielający się gaz (etylen) przepuszcza się przez opłuczki (ryc. 44 str. 92), napełnione sodą żrącą i stężonym kwasem siarkowym, dla oczyszczenia go od dwutlenku siarki, dwutlenku węgla, pary wodnej, alkoholu i eteru¹. Po wypędzeniu należytem powietrza z całego przyrządu, etylen zbiera się w cylindrach szklanych, napełnionych wodą, umieszczonych w wanience pneumatycznej.



Ryc. 45.

Własności: Etylen jest gazem bezbarwnym nieco lżejszym od powietrza.

¹ Przy ogrzewaniu alkoholu z stężonym kwasem siarkowym tworzy się obok etylenu (C_2H_4) w małej ilości eter etylowy ($C_2H_5OC_2H_5$). Alkohol łączy się mianowicie najpierw z kwasem siarkowym na siarczan jednoetylowy $C_2H_5O.SO_3H$, który w wyższej temperaturze rozkłada się na kwas siarkowy i etylen. W razie obecności nadmiaru alkoholu tworzy się natomiast głównie kwas siarkowy i eter etylowy.

Doświadczenia z etylenem.

Spalanie etylenu w powietrzu.

Doświadczenie. Etylen zapala się, po odsłonięciu otworu cylindra, w którym się znajduje, przybliżając płomień palnika lub płonącego łuczywa. Gaz spala się płomieniem świecącym i kopcącym.

Spalanie mieszaniny etylenu z tlenem.

Doświadczenie. Probówkę (rurkę zatopioną na jednym końcu) napełnia się w jednej trzeciej etylenem a następnie w dwóch trzecich tlenem, miesza dobrze oba gazy i zapala mieszaninę płomieniem gazowym. Następuje silna eksplozja, jak w doświadczeniu z metanem.

Odbarwianie wody bromowej

Reakcja: $C_2H_4 + Br_2 = C_2H_4Br_2$.

Doświadczenie. Do cylindra z etylenem wlewa się nieco wody bromowej, zatyka cylinder i wstrząsa nim przez pewien czas. Barwa brunatna bromu znika wskutek powstawania bezbarwnego bromku etylenu ($C_2H_4Br_2$).

Acetylen C_2H_2 .

Gęstość względem powietrza 0.905. Temperatura wrzenia -84° .

Temperatura zestalenia -81° .

Otrzymanie z węglika wapnia i wody.

Reakcja: $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$.

Doświadczenie. Do kilku kawałków węglika wapnia w kolbie destylacyjnej zatkanej korkiem z rozdzielaczem (ryc. 45 str. 93) wpuszcza się kroplami wodę z rozdzielacza, a wywiązujący się acetylen, po wypędzeniu powietrza z kolbki, chwyta się albo wprost do cylindrów szklanych w waniencie pneumatycznej, albo poddając wpierw oczyszczeniu od siarkowodoru i fosforowodoru. W tym celu przepuszcza się gaz, tworzący się, przez opłuczki z wodą wapienną i roztworem nadmanganianu potasu albo podchlorynu sodu.

Własności: Acetylen przedstawia gaz bezbarwny o eterycznej woni (w stanie czystym¹), łatwo rozpuszczalny w organicznych rozpuszczalnikach, zwłaszcza w acetonie. Zmieszany z powietrzem lub tlenem tworzy mieszaninę gwałtownie wybuchającą (przy zapaleniu).

Doświadczenia z acetylenem.

Spalanie w powietrzu.

Acetylen zapala się na końcu rurki odprowadzającej gaz po dokładnem wypędzeniu powietrza z przyrządu. Gaz pali się płomieniem silnie kopącym. Jeśli rurkę do odprowadzania gazu połączy się zapomocą kawałka węża kauczukowego z odpowiednio skonstruowanym palnikiem, umożliwiającym należyte wymieszanie się gazu z powietrzem, to acetylen spala się płomieniem jasnym, niekopącym.

Otrzymanie acetylenków srebra i miedzi.

Do małego cylindra z acetylenem wlewa się kilka cm. sz. roztworu amonjakalnego azotanu srebra, zatyka i wstrząsa cylinder kilka razy; powstaje biały osad acetylenku srebra C_2Ag_2 . Osad zbiera się na sączku, przemywa wodą i suszy. Substancja ta po wysuszeniu wybucha przy uderzeniu młotkiem. Acetylen tworzy z amonjakalnym roztworem siarczanu miedzi, odbarwionym wpięrow zapomocą hydroksylaminu (wskutek redukcji na sól miedziawą), czerwono-brunatny osad acetylenku miedzi, który wysuszony wybucha również za uderzeniem.

Gaz świetlny.

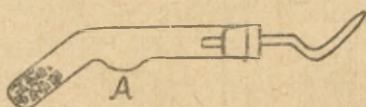
Przy suchej destylacji t. j. prażeniu węgla kamiennego bez dostępu powietrza, wydzielają się produkty gazowe oraz pary ciał ciekłych i stałych. Gaz powstający w ten sposób składa się głównie z wodoru, metanu, tlenku i dwutlenku węgla, siarkowodoru, etylenu i acetyleny, nadto z amonjaku, siarkowodoru i cyjanu. Amonjak rozpuszcza się w wodzie, obecnej w przyrządach kondenzacyjnych wskutek skraplania się pary wodnej (zawartej w gorącym gazie surowym) i w wodzie dostarczanej

¹ Bardzo nieprzyjemna woń acetyleny techniczny pochodzi od zanieczyszczeń związkami siarki i fosforu z wodorem.

specjalnie dla przemycia gazu w płuczkach wodnych tworząc t. zw. wodę amonjakalną (surowy roztwór amonjaku). Pary ciał ciekłych i stałych o charakterze organicznym skraplają się przy oziębieniu gazu na t. zw. smołę pogazową, ciecz zawierającą obficie prócz małych ilości związków acyklicznych (alifatycznych) węglowodory aromatyczne, ich pochodne tlenowe (fenole), związki heterocykliczne azotowe i siarkowe.

Otrzymanie gazu świetlnego.

Doświadczenie. Do probówki z odbieralnikiem (A) (ryc. 46) wsypuje się nieco mialkiego węgla kamiennego, zatyka ją korkiem z rureczką zgiętą dwukrotnie i umieszcza na statywie w poziomem położeniu. Następnie ogrzewa się z początku słabo,

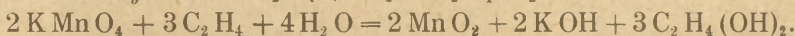
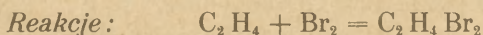


Ryc. 46.

potem coraz silniej. Uchodzący gaz zapala się na końcu rureczki,

wyciągniętej delikatnie i wąsko u ujścia. W odbieralniku zbiera się skraplająca się woda i smoła pogazowa.

Stwierdzanie obecności etylenu (acetyleny) w gazie świetlnym.



Doświadczenie. Dwa cylindry szklane napełnia się w zwykły sposób w waniencie pneumatycznej gazem świetlnym, wlewa do jednego z nich kilka cm. sz. wody bromowej, do drugiego zaś kilkanaście cm. sz. rozcieńczonego roztworu nadmanganianu potasu, zalkalizowanego kilkoma kroplami roztworu sody, zatyka oba cylindry płytkami i wstrząsa silnie. Etylen (C_2H_4), zawarty w gazie świetlnym (około 4%), odbarwia wodę bromową¹, z roztworu zaś alkalicznego nadmanganianu potasu strąca brunatny osad dwutlenku manganu względnie jego wodzian.

10. Krzem (Si).

Liczba atomowa 14. Ciężar atomowy 28.3.

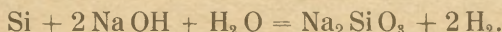
Pierwiastek czterowartościowy o charakterze przeważnie metaloidowym, barwy czarno brunatnej, o ciężarze wł. przeszło dwa

¹ Powstaje bezbarwny związek bromek etylenu $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$.

razy wyższym od wody (c. wł. 2°35—2°39). Topi się dopiero w temperaturze białego żaru i odznacza się, zwłaszcza w postaci swej odmiany krystalicznej, wielką odpornością na działanie kwasów. Działaniem kwasu fluorowodorowego ulega przemianie na fluorek krzemu (SiF_4), gaz bezbarwny. Krzem rozтворя się łatwo we wrzącym roztworze wodorotlenku sodu lub potasu. Proces ten, połączony z wydzieleniem wodoru, polega na tworzeniu się krzemianów metali alkalicznych. W wysokiej temperaturze pierwiastek ten łączy się z chlorowcami, azotem i z rozmaitemi metalami. Z jego związków wymienić należy dwutlenek krzemu, znajdujący się bardzo obficie w przyrodzie, dalej węglík krzemu (karborund), ważny pod względem technicznym, wreszcie sole kwasu krzemowego t. zw. krzemiany (proste i złożone).

Działanie wodorotlenku sodu na krzem.

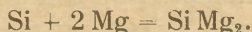
Reakcja:



Doświadczenie. Małą ilość sproszkowanego krystalicznego krzemu wsypuje się do probówki, dolewa roztworu wodorotlenku sodu i ogrzewa lekko. Uchodzący równocześnie wodór można rozpoznać przez zapalenie. Krzem rozтворя się, przechodząc w rozpuszczalny w wodzie krzemian sodu (Na_2SiO_3).

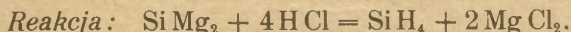
Otrzymanie krzemku magnezu SiMg_2 .

Reakcja:



Doświadczenie 1 g sproszkowanego krzemu krystalicznego miesza się dokładnie z 1·7 g pyłu magnezowego, wsypuje mieszaninę do probówki (ujętej na statywie zapomocą łapki w położeniu poziomem) tak, by mieszanina tylko wąską warstwą zasłaniała spód jej, poczem ogrzewa się ją płomieniem palnika. Mieszanina ogrzana rozżarza się najpierw miejscowo, następnie reakcja udziela się całej masie i powstaje czarnobrunatny krzemek magnezu.

Otrzymanie krzemowodoru z krzemku magnezu działaniem kwasu solnego.



Doświadczenie. Rozcieńczony kwas solny (1:1) zadaje się w miseczce porcelanowej kilkoma kawałkami krzemku magnezu. Wydziela się mieszanina połączeń krzemu z wodorem, i wodoru, która zapala się przy zetknięciu z powietrzem. Oprócz krzemometanu (SiH_4) wydzielają się w małych ilościach i inne związki krzemu z wodorowem (Si_2H_6 , Si_3H_8 i inne).

Otrzymanie t. zw. kwasu krzemowego (H_2SiO_3)¹.

a) *Z roztworu szkła wodnego działaniem kwasu solnego.*

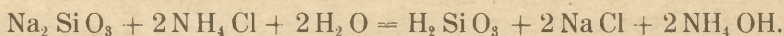
Reakcja:



Doświadczenie. Do probówki wlewa się 1—2 cm. sz. zgęszczonego roztworu szkła wodnego (krzemianu sodu), dodaje stężonego kwasu solnego i miesza obie ciecz. Wydziela się bezbarwny, galaretowaty osad kwasu krzemowego.

b) *Z roztworu szkła wodnego działaniem chlorku amonu.*

Reakcja:



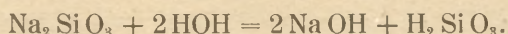
Doświadczenie. Rozcieńczony roztwór szkła wodnego (6 g na 100 cm. sz. wody) zadaje się w zlewce nasyconym roztworem (20 cm. sz.) chlorku amonu (NH_4Cl). Po dłuższym czasie wydziela się galaretowaty osad kwasu krzemowego. Osad sączy się przez duży sączek, przemywa starannie wodą destylowaną i suszy na łaźni wodnej (lekki biały proszek).

Stwierdzenie rozkładu (hydrolizy) szkła działaniem wody.

Doświadczenie. Kawałek zwyczajnego szkła proszkuje się dokładnie w moździerzyku agatowym lub stalowym, wsypuje proszek do kolbki z wodą destylowaną, dodaje do wody parę kropel roztworu fenoltaleiny i wstrząsa kolbką silnie przez dłuższy czas. Woda zabarwia się na różowo wskutek działania wodorotlenku metalu alkalicznego (NaOH lub KOH), który tworzy

¹ T. zw. kwas krzemowy, typowe ciało koloidalne, nie jest istotnym kwasem o wzorze H_2SiO_3 względnie H_4SiO_4 , lecz produktem składającym się z dwutlenku krzemu i pewnej ilości drobin wody zaadsorbowanej ($\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$).

się pod wpływem hydrolitycznego działania wody na krzemiany alkaliczne, składniki zawarte obok krzemianu wapnia w zwyczajnych rodzajach szkła. Przebieg reakcji hydrolizy krzemianu sodowego można przedstawić równaniem:

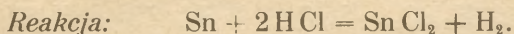


11. Cyna (Sn).

Liczba atomowa 50. Ciężar atomowy 118·7. Ciężar właściwy odmian cyny waha się w granicach: 5·8—7·3.

Metal srebrzysto-biały, ciągliwy w zwyczajnej temperaturze i łatwo topliwy (232°). Jest to pierwiastek dwu i cztero-wartościowy, tworzący sole cynawe (Sn^{II}) i cynowe (Sn^{IV}). Rozpuszcza się trudno w rozcieńczonych kwasach, łatwo w stężonych (w wyższej temperaturze). Działaniem stężonego kwasu solnego na cynę tworzy się chlorek cynawy (SnCl_2), kwasu siarkowego zaś siarczan cynowy [$\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$]. Pod wpływem stężonego kwasu azotowego powstaje (wskutek utlenienia) trudno-rozpuszczalny kwas metacynowy [$\text{SnO}(\text{OH})_2$]. W wodzie królewskiej (mieszanie stężonego kwasu solnego i azotowego) cyna ulega rozpuszczeniu, przechodząc w chlorek cynowy (SnCl_4).

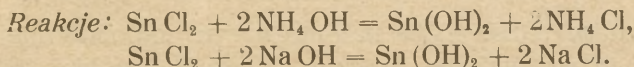
Otrzymanie chlorku cynawego działaniem kwasu solnego na cynę.



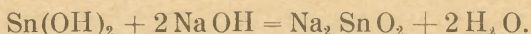
Doświadczenie. Kilka kawałków granulowanej cyny (lub mały zwitek staniolu) rozpuszcza się na gorąco w stężonym kwasie solnym w parownicze. Reakcji tworzenia się chlorku cynawego towarzyszy wydzielanie się wodoru. Rozczyn soli tej rozcieńcza się kilkakrotnie wodą destylowaną i sączy przez bibułę. Zaleca się dodać do otrzymanego roztworu nieco cyny dla zapobiegnięcia utlenianiu się chlorku cynawego na cynowy pod wpływem tlenu powietrza.

Reakcje soli cynawych.

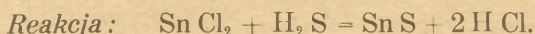
Strącanie wodorotlenku cynawego z roztworu chlorku cynawego działaniem amoniaku lub wodorotlenku sodu.



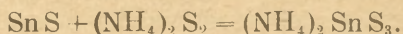
Doświadczenie. Do roztworu chlorku cynawego w próbówce dolewa się amoniaku. Wydziela się biały galaretowaty osad wodorotlenku cynawego prawie zupełnie nierozpuszczalny w nadmiarze amoniaku. Jeśli zamiast amoniaku zastosować ług sodowy (NaOH), to tworzący się osad wodorotlenku cynawego rozpuszcza się łatwo w nadmiarze ługu sodowego wskutek przemiany w cynin sodowy.



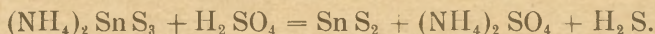
Strącanie siarczku cynawego z roztworu chlorku cynawego działaniem siarkowodoru.



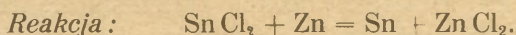
Doświadczenie. Do słabo kwaśnego roztworu soli cynawej w próbówce dolewa się mocnej wody siarkowodorowej lub wpuszcza gazowy siarkowodor (z przyrządu Kippa). Powstaje brunatno-czarny osad siarczku cynawego (SnS). Osad ten rozpuszcza się na gorąco w żółtym siarczku amonu. Tworzy się siarkocynian amonu.



Jeżeli do otrzymanego roztworu doda się rozcieńczonego kwasu siarkowego, to opada żółty osad siarczku cynowego.



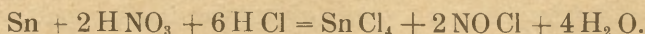
Strącanie cyny z roztworu chlorku cynawego działaniem metalicznego cynku.



Doświadczenie. Do roztworu chlorku cynawego dodaje się kawałeczek cynku. Strąca się cyna w postaci blaszek lub charakterystycznej czarno-brunatnej gąbki.

Otrzymanie roztworu chlorku cynowego z cyny działaniem wody królewskiej.

Reakcja:

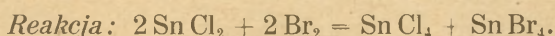


Doświadczenie. Kilka kawałków cyny granulowanej poddaje się w parownicze działaniu wody królewskiej (3 części

stężonego kwasu solnego, jedna część stężonego kwasu azotowego). Gdy cała ilość cyny rozpuści się, otrzymany roztwór chlorku cynowego rozcieńcza się wodą destylowaną i sączy przez bibułę.

Rozczyn chlorku cynowego można otrzymać także z roztworu chlorku cynowego działaniem wody bromowej.

Utlenianie chlorku cynowego wodą bromową.

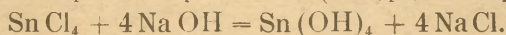
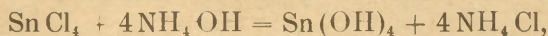


Doświadczenie. Do roztworu chlorku cynowego w zlewce dodaje się kroplami, mieszając ciągle, mocnej wody bromowej. Brunatna barwa bromu znika w obecności nadmiaru chlorku cynowego, pozostaje zaś, gdy cała ilość soli cynowej ulegnie przemianom w sole cyny czterowartościowej (t. j. cynowe). Roztwór otrzymany zawiera chlorek i bromek cynowy (w mieszaninie).

Reakcje soli cynowych.

Strącanie wodorotlenku cynowego (kwasu α cynowego) z roztworu chlorku cynowego działaniem amonjaku lub wodorotlenku sodu.

Reakcje:



Doświadczenie. Do roztworu chlorku cynowego w probówce wlewa się roztwór amonjaku. Powstaje galaretowaty puszysty biały osad kwasu α -cynowego Sn (OH)_4 ¹, prawie nierozpuszczalny w nadmiarze amonjaku, zwłaszcza w obecności soli amonowych. Jeśli zamiast amonjaku zastosuje się do strącenia ług sodowy (roztwór Na OH), to tworzący się osad rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika wskutek przemiany w α -cynian sodu.

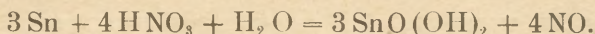


Cyniany wyprowadza się od hipotetycznego kwasu sześcioksy-cynowego $\text{Sn (OH)}_6 \text{H}_2$, nie zaś od kwasu cynowego Sn (OH)_4 .

¹ Osad wysuszony nad kwasem siarkowym przechodzi w związek o wzorze: Sn O (OH)_3 .

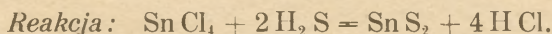
Otrzymanie kwasu b-cynowego (t. zw. metacynowego, izomerycznego z kwasem a-cynowym) z cyny działaniem stężonego kwasu azotowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Kawałek cyny granulowanej ogrzewa się w parownicze z kwasem azotowym (c. g. 1·2—1·3) tak długo, aż przestaną wydzielać się brunatne dymy tlenków azotu. W tych warunkach tworzy się najpierw azotan cynowy, który przez gotowanie z wodą ulega hydrolizie na kwas azotowy i t. zw. kwas b-cynowy. Jest to biały proszek prawie nierozpuszczalny w kwasie azotowym i innych kwasach mineralnych, czem się różni od izomerycznego z nim kwasu a-cynowego, który rozpuszcza się łatwo w kwasach mineralnych. Skład chemiczny kwasu, wysuszonego nad kwasem siarkowym, odpowiada wzorowi: $\text{SnO}(\text{OH})_2$, jego sole wyprowadzają się jednak od polimerycznej postaci kwasu $[\text{SnO}(\text{OH})_2]_5$ czyli $\text{Sn}_5 \text{O}_5(\text{OH})_{10}$.

Strącanie siarczku cynowego z roztworu chlorku cynowego działaniem siarkowodoru.



Doświadczenie. Do słabo kwaśnego roztworu soli cynowej w probówce dolewa się mocnej wody siarkowodorowej, lub co lepiej, wprowadza się gazowy siarkowodor (z przyrządu Kippa). Wydziela się żółty osad siarczku cynowego, rozpuszczalny łatwo w żółtym siarczku amonu wskutek tworzenia się siarkocynianu amonu $(\text{NH}_4)_2 \text{SnS}_3$.

12. Ołów (Pb).

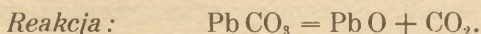
Liczba atomowa 82. Ciężar atomowy 207·2.

Jest to pierwiastek dwu i cztero wartościowy o charakterze metalicznym. Tworzy sole pochodne głównie postaci dwuwartościowej pierwiastka (Pb^{II}). Połączenia Pb^{IV} są przeważnie mało trwałe i ulegają łatwo rozkładowi. Metal szaro-niebieski, ciężki (c. wł. 11·34), bardzo miękki, ciągliwy i stosunkowo łatwo topliwy (327°). Rozpuszcza się łatwo jedynie w kwasie azo-

towym, ulegając przytem przemianie na azotan ołowiu $[Pb(NO_3)_2]$. W rozcieńczonym kwasie solnym lub siarkowym rozpuszcza się trudno, pokrywając się warstwą odpowiedniej soli ($PbCl_2$ lub $PbSO_4$) w wodzie trudno rozpuszczalnej, która chroni metal od dalszego działania kwasów. Kwasy wspomniane rozpuszczają jednak ołów na gorąco, tworząc się bowiem powłoki soli ulegają rozpuszczeniu, przechodząc w obecności nadmiaru kwasów w odpowiednie sole kwaśne: $PbCl_2 \cdot HCl$ i $PbSO_4 \cdot H_2SO_4$.

Ołów tworzy z tlenem trzy ważne połączenia: żółty tlenek ołowiu (t. zw. glejte PbO), czerwony tlenek ołowiu (t. zw. minję Pb_3O_4) i brunatny dwutlenek ołowiu (PbO_2). Tlenek ołowiu (PbO) ma własności zasadowe. Od niego to wyprowadza się sole ołowiu dwuwartościowego czyli t. zw. sole ołowiaawe. Sole te, przeważnie trudno rozpuszczalne w wodzie, rozpuszczają się łatwo w rozcieńczonym kwasie azotowym.

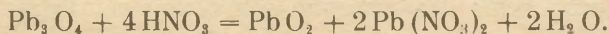
Otrzymanie tlenku ołowiu z węglanu.



Doświadczenie. Małą ilość węglanu ołowiu ogrzewa się w probówce. Wydziela się dwutlenek węgla i powstaje żółty tlenek ołowiu (PbO).

Otrzymanie dwutlenku ołowiu z minji działaniem kwasu azotowego.

Reakcja:

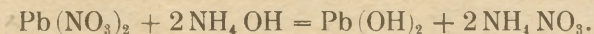


Doświadczenie. 1—3 g minji (Pb_3O_4) ogrzewa się w probówce lub lepiej w parownicze z rozcieńczonym kwasem azotowym. Czerwona barwa ciemnieje. Tworzy się brunatny dwutlenek ołowiu oraz azotan ołowiu, który rozpuszcza się w wodzie.

Reakcje soli ołowiu.

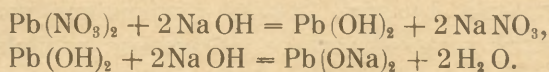
Strącanie wodorotlenku ołowiawego działaniem amonjaku lub wodorotlenku sodu.

Reakcja:



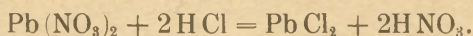
Doświadczenie. Do roztworu soli ołowiu n. p. azotanu dolewa się nieco amonjaku. Powstaje biały osad wodorotlenku

ołowiawego, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Za dodaniem wodorotlenku sodu strąca się również wodorotlenek ołowiawy, który rozpuszcza się jednak w nadmiarze odczynnika. W tym razie tworzy się ołowin sodowy:



Otrzymanie chlorku ołowiawego z azotanu działaniem kwasu solnego.

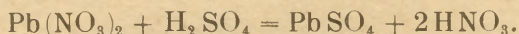
Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn azotanu ołowiu $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ zadaje się w probówce rozcieńczonym kwasem solnym. Strąca się biały osad chlorku ołowiawego¹. Po opadnięciu odlewa się ostrożnie ciecz z ponad niego, dodaje nieco zimnej wody destylowanej i wstrząsa silnie. Substancja rozpuszcza się trudno w wodzie zimnej, łatwo natomiast w gorącej i z roztworu takiego krystalizuje po oziębieniu

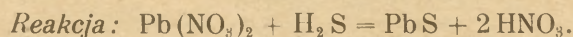
Strącanie siarczanu ołowiu działaniem kwasu siarkowego.

Reakcja:



Doświadczenie Do roztworu soli ołowiawej dodaje się rozcieńczonego kwasu siarkowego. Strąca się biały osad siarczanu ołowiawego (Pb SO_4), rozpuszczalny w stężonym kwasie siarkowym.

Strącanie siarczku ołowiu działaniem siarkowodoru na roztwór azotanu.



Doświadczenie. Do roztworu azotanu ołowiu dodaje się świeżej wody siarkowodorowej. Powstaje brunatny osad siarczku ołowiawego (Pb S), nierozpuszczalnego w siarczku amonu.

¹ Obok chlorku ołowiawego (Pb Cl_2) istnieje jeszcze chlorek ołowiowy, pochodny ołowiu czterowartościowego (żółty płyn krzepnący w -15°).

13. Azot (N).

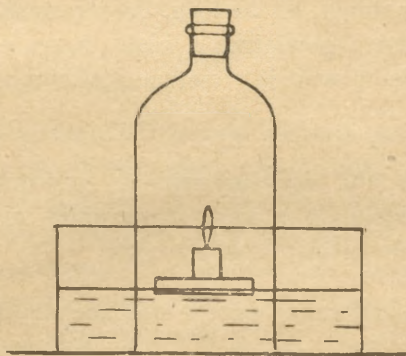
Liczba atomowa 7 Ciężar atomowy 14·008. Gęstość (względem powietrza) 0·967.
(1 litr waży w normalnych warunkach 1·2508 g).

Jest to gaz bezbarwny, bez zapachu, nieco lżejszy od powietrza o bardzo niskiej temperaturze wrzenia ($-195\cdot7^{\circ}$) i ze-stalenia (-210°). W zwyczajnej temperaturze nie łączy się zupełnie z innymi pierwiastkami, natomiast w wysokiej tworzy połączenia z metalami lekkimi (n. p. z litem, magnezem, wapniem, glinem), oraz z pewnymi metaloidami (n. p. z borem, krzemem), zwane azotkami. Jest gazem niepalnym i niepodtrzymującym palenia. Łączy się z tlenem dopiero w wysokiej temperaturze łuku elektrycznego. Jest obok tlenu głównym składnikiem powietrza, które zawiera nadto jeszcze w mniejszych ilościach argon i pierwiastki typu argonu, t. zw. gazy szlachetne¹, oraz połączenia jak dwutlenek węgla, woda (w postaci pary) i t. p.

Otrzymanie azotu z powietrza.

a) Przez spalanie organicznych substancyj w powietrzu.

Doświadczenie. Do wanienki pneumatycznej, wypełnionej częściowo wodą (n. p. do $\frac{1}{4}$ objętości, ryc. 47) wstawia się zapaloną świecę (umieszczoną na metalowej podstawie lub na drewnianym korku) i nakrywszy ją kloszem z otworem u góry zatyka się szczelnie otwór klosza korkiem szklanym lub gumowym. Wskutek stopniowo postępującego wyczerpywania się tlenu, który jest zawarty w powietrzu pod kloszem i który zużywa się na spalanie substancyj organicznych, zawartych w świecy, płomień jej gaśnie w braku czynnika, podtrzymującego palenie. Równocześnie tworzą się wskutek spalania się substancyj or-

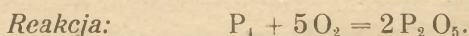


Ryc. 47

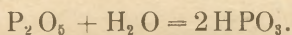
¹ Rozdział 18 (o tlenie).

ganicznych, zawartych w materiale świecy, woda i dwutlenek węgla, które rozpuszczają się w wodzie. Wobec ubytku tlenu z przestrzeni, zajętej pierwotnie przez powietrze, pod kloszem wytwarza się częściowo próżnia, woda z wanienki podnosi się, wypełniając część objętości pierwotnej, która ubyła skutkiem zużycia w niej tlenu. Ubytek wynosi około $\frac{1}{5}$ pierwotnej objętości, to jest zachodzi w tym stosunku, w jakim zawarty jest tlen w powietrzu. Jeżeli następnie do wanienki doleje się tyle wody, by jej poziom w kloszu i wanience był jednakowy, odetka się klosz i do środka wprowadzi zapalone łuczywko (lub świecę na drucie), to łuczywko zgaśnie. Gaz pozostały pod kloszem (azot) jest niepalny i nie podtrzymuje palenia.

b) Przez utlenianie fosforu w powietrzu.



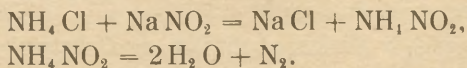
Doświadczenie. W wanience, wypełnionej częściowo (do $\frac{1}{4}$ objętości) wodą, umieszcza się duży płaski korek z przykrywką od tygielka a na niej kawałek żółtego fosforu. Następnie nakrywa się korek i fosfor kloszem, otwartym u góry, zapala fosfor przez dotknięcie ogrzanym pręcikiem szklanym, wyjmuje szybko pręcik i zatyka się otwór klosza korkiem szczelnym, przyciskając klosz lekko do dna wanienki przez cały czas spalania się fosforu. Fosfor, spalając się na pięciotlenek, odciąga tlen z powietrza a białe dymy produktu spalania rozpuszczają się w wodzie, tworząc kwas metafosforowy.



W obu doświadczeniach otrzymuje się jako pozostałość po usunięciu tlenu azot, zawierający nieco argonu i innych pierwiastków grupy argonowców.

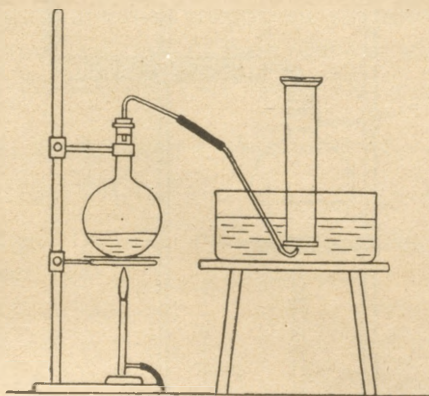
Otrzymanie azotu chemicznie czystego przez rozkład azotynu amonowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Do kolbki z dnem okrągłym, pojemności około 150 cm. sz., wlewa się rozczyn chlorku amonu $\text{NH}_4 \text{Cl}$

(1·5 g.) i dwuchromianu potasu $K_2Cr_2O_7$ (1·5 g w 15 cm. sz. wody), dolewa roztworu azotynu sodu $NaNO_2$ lub potasu, KNO_2 , (1·5 g w 5 cm. sz. wody) zatyka się kolbkę korkiem z rurką do odprowadzania gazu i ogrzewa ostrożnie małym płomieniem, aż do chwili rozpoczęcia reakcji (ryc. 48). Następnie zmniejsza się płomień lub nawet (w razie energicznej reakcji) odstawia palnik i zbiera się, po wypędzeniu powietrza z przyrządu, wydzielający się azot do cylindrów szklanych, napełnionych wodą w wanience pneumatycznej.



Ryc. 48.

Połączenia azotu z wodorem.

Amonjak NH_3 .

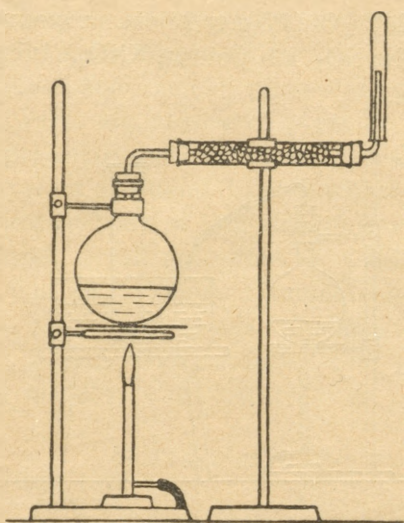
Temperatura wrzenia — $33\cdot5^\circ$. Temperatura zestalenia — $76\cdot0^\circ$

Gęstość (względem powietrza) 0·597.

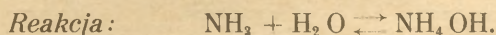
Sposoby otrzymania i badania własności fizycznych i chemicznych.

1. Wydzielanie gazowego amonjaku z wodnego roztworu amonjaku handlowego.

Doświadczenie. Do kolbki z dnem okrągłym (pojemności 150 cm. sz.) wlewa się 50 cm. sz. handlowego zgęszczonego roztworu amonjaku, zatyka kolbkę korkiem z rurką do odprowadzania gazu, a roztwór amonjaku ogrzewa do wrzenia. Wydzielający się amonjak, gaz bezbarwny o charakterystycznej ostrej woni, przeprowadza się dla osuszenia przez rurkę z wapnem palonem (ryc. 49 str. 108), poczem chwyta się go do suchych probówek (lub flaszek), odwróconych dnem do góry. Gdy powietrze, wyparte przez gatunkowo lżejszy amonjak ujdzie z probówki, zatyka się ją suchym palcem, wstawia do wody i otwiera. (W razie użycia flaszki zatyka się ją korkiem z rurką szklaną o wąskim otworze i wstawia do wody w wanience). O ile probówka zawierała dokładnie osuszony amonjak, woda

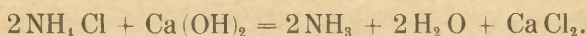


Ryc. 49.



2. Otrzymanie amonjaku z salmijaku działaniem wapna gaszonego.

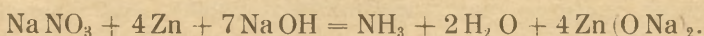
Reakcja:



Doświadczenie. Do probówki wsypuje się małą ilość salmijaku (NH_4Cl), dodaje podwójną ilość wapna gaszonego oraz taką ilość wody, by otrzymać rzadką masę, którą ogrzewa się na łaźni wodnej lub wprost małym płomieniem gazowym. Wydziela się amonjak, gaz o charakterystycznej woni, zmieniający barwę czerwonego wilgotnego papierka lakmusowego na niebieską.

3. Wywiązanie amonjaku z azotanów działaniem wodoru in statu nascendi¹.

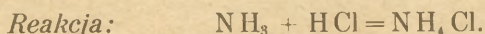
Reakcja:



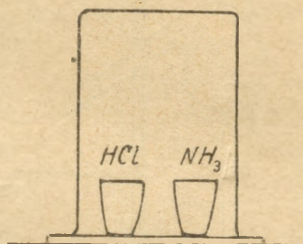
¹ Wodór wydzielający się w chwili tworzenia się (in statu nascendi) działa bardziej energiczniej niż zwykły. W tym bowiem razie pierwiastek występuje w postaci atomowej a nie drobinowej, jak to zachodzi, gdy wydzielanie

Doświadczenie. Mieszaninę, zawierającą 1 g. pyłu cynkowego, kilka cm. sz. roztworu (1:10) azotanu sodu (NaNO_3) i kilka cm. sz. zgęszczonego roztworu wodorotlenku sodu, ogrzewa się w probówce. Wydzielający się amonjak rozpoznaje się łatwo po charakterystycznej silnej woni, lub po zmianie barwy wilgotnego czerwonego papierka lakmusowego na niebieską,

Otrzymanie chlorku amonu z amonjaku i chlorowodoru.



Doświadczenie. Do małego tygielka nalewa się silnego roztworu amonjaku, do drugiego zgęszczonego kwasu solnego, stawia oba tygielki obok siebie na płycie szklanej i nakrywa kloszem lub dużą zlewką (ryc. 50). Tworzą się białe dymy salmiaku, czyli chlorku amonu (NH_4Cl), które osiadają na dnie i na ścianach naczynia.



Ryc. 50.

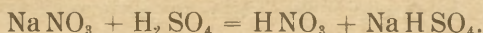
Połączenia azotu z tlenem.

Kwas azotowy HNO_3 .

Cieężar właściwy 1.54, temp. wrzenia 86° , temp. topnienia -41.3° .

Otrzymanie z saletry chilijskiej działaniem kwasu siarkowego.

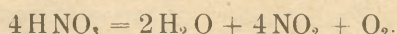
Reakcja:



Doświadczenie. 10 g azotanu sodu w retorcie z tubusem zadaje się, dolewając przez lejek, stężonym kwasem siarkowym (20 g) i miesza się całą masę ostrożnie pręcikiem szklanym tak, by ją rozmieścić równomiernie na dnie retorty. Po zatkaaniu retorty szlifowanym korkiem szklanym i załączeniu odbieralnika chłodzonego wodą (ryc. 51, str. 110), ogrzewa się mieszaninę w retorcie na łaźni piaskowej, lub wprost małym płomieniem tak długo, aż przestaną destylować pary kwasu

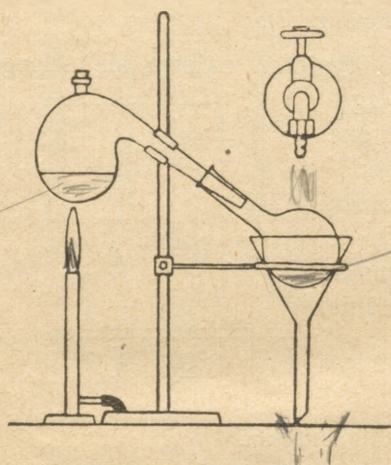
już nastąpiło. Atomy jako wolne cząsteczki o silnem powinowactwie chemicznem działają znacznie energiczniej niż, utworzone z nich, nasycone drobiny.

azotowego. Brunatne dymy w retorcie wskazują na rozkład kwasu azotowego, który zachodzi w wyższej temperaturze według równania:



Destylat zawiera kwas azotowy rozcieńczony wodą i zanieczyszczony tlenkami azotu, zwłaszcza dwutlenkiem (NO_2). Stąd pochodzi barwa czerwono-żółta zgęszczonego, technicznego kwasu azotowego.

Czysty kwas azotowy jest cieczą bezbarwną o gęstości 1.54. Wrze w temperaturze 86° , ulegając równocześnie częściowemu rozkładowi na wodę i tlenki azotu. Tlenki azotu uchodzą, woda zaś rozcieńcza destylujący, częściowo nierozłożony kwas azotowy. Wskutek tego temperatura wrzenia podnosi się ciągle i ostatecznie w 120.5° destyluje mieszanina o stałym składzie, zawierająca tylko 68% kwasu (handlowy zgęszczony kwas azotowy).

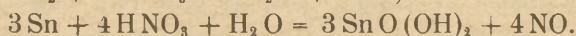
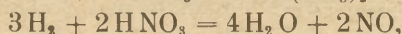
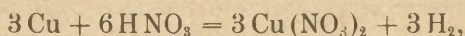


Ryc. 51.

Kwas azotowy jest jednozasadowym, najmocniejszym (po kwasach chlorowcowodorowych) z kwasów. Tworzy sole trwałe, wszystkie rozpuszczalne w wodzie. Jest silnym środkiem utleniającym, dlatego zgęszczony niszczy i utlenia energicznie ciała organiczne; na skórze wytwarza żółte plamy.

Roztwarczanie metali w kwasie azotowym.

Reakcje:

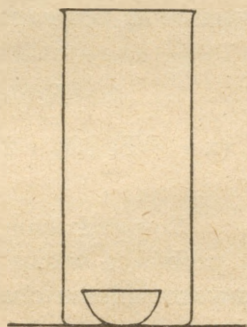


Doświadczenie. Do probówek wsypuje się nieco opilek miedzi, żelaza, cynku, i cyny w postaci staniolu i nalewa do każdej z nich małą ilość stężonego kwasu azotowego. Metale

roztwarzają się, przechodząc w rozpuszczalne w wodzie azotany. Wyjątek stanowi cyna, która utlenia się na nierozpuszczalny kwas metacynowy. Wydzielający się w reakcji wodór redukuje odrazu część kwasu azotowego na tlenki azotu. Po brunatnych dymach można sprawdzić obecność dwutlenku azotu (NO_2).

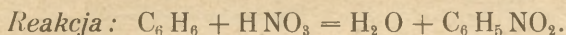
Zapalenie olejku terpentynowego zapomocą kwasu azotowego.

Doświadczenie. Do małej parowniczkii nalewa się kilka cm. sz. zgęszczonego kwasu azotowego, dodaje dla odciągnięcia wody podwójną ilość zgęszczonego kwasu siarkowego, wstawia parowniczkę do wysokiego słoja szklanego (ryc. 52) i dodaje do mieszaniny obu kwasów kilka kropel olejku terpentynowego. Działanie utleniające kwasu azotowego na olejek jest tak energiczne i gwałtowne, że substancja ta zapala się.



Ryc. 52.

Otrzymanie nitrobenzolu z benzolu działaniem kwasu azotowego.



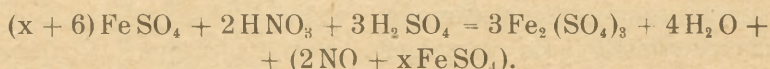
Doświadczenie. 6 cm. sz. mieszaniny równych ilości stężonego kwasu azotowego i siarkowego, którą przyrządza się dodając kwas siarkowy do azotowego (nie odwrotnie!), wlewa się do próbki lub małej kolbki i wprowadza stopniowo 2 cm. sz. benzolu, mieszając starannie za każdym dodaniem. W razie zbyt gwałtownej reakcji próbkę względnie kolbkę oziębia się zimną wodą. Benzol ulega w ten sposób działaniu kwasu azotowego (t. zw. nitrowaniu). Tworzy się nitrobenzol. Reakcji towarzyszy wydzielanie się brunatnych dymów dwutlenku azotu (NO_2). Po wlaniu mieszaniny do wody w zlewce nitrobenzol osiada na dnie. Jest to ciężki olej, w stanie czystym prawie bezbarwny, wzgl. jasno-żółtawy, odznaczający się zapachem gorzkich migdałów.

Reakcje kwasu azotowego.

Reakcja z dwufenyloaminem.

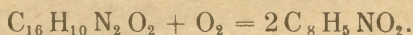
Doświadczenie. Szczyptę dwufenyloaminu $[(C_6H_5)_2NH]$ rozpuszcza się w kilku cm. sz. stężonego kwasu siarkowego w probówce i do roztworu dolewa ostrożnie roztworu azotanu sodu tak, aby ciecze się nie mieszały. Na granicy zetknięcia się warstw płynów bezbarwnych tworzy się po kilku minutach warstewka pośrednia o zabarwieniu błękitnem.

Reakcja z siarczanem żelazawym.



Doświadczenie. Do kilku cm. sz. roztworu azotanu sodu w probówce wlewa się równą objętość stężonego kwasu siarkowego, miesza oba płyny a po oziębieniu dolewa do mieszaniny ostrożnie stężonego roztworu siarczanu żelazawego tak, aby płyny się nie mieszały. W miejscu zetknięcia obu płynów tworzy się brunatna warstewka pochodząca od nietrwałego związku tlenu azotu z siarczanem żelazawym.

Reakcja z indygiem (indygokarminem).



Doświadczenie. Kilka cm. sz. stężonego kwasu solnego zabarwia się na niebiesko małą ilością roztworu indygokarminu, ogrzewa do wrzenia i dodaje roztworu azotanu sodu. Wydzielający się kwas azotowy utlenia barwik ten na izatynę. Błękitna barwa indyga znika ustępując miejsca zabarwieniu żółtawo-pomarańczowemu izatyny. Jeżeli przed dodaniem roztworu azotanu kwas solny odbarwia się podczas gotowania, jest to dowodem, że nie jest on czysty, t. j. że zawiera wolny chlor, który działa również odbarwiająco na indygo. Wtedy roztwór azotanu zabarwia się na niebiesko roztworem indyga, dodaje ostrożnie równą ilość stężonego kwasu siarkowego i miesza szybko, by się ciecz zagrzała. Odbarwienie roztworu wskazuje na obecność soli kwasu azotowego.

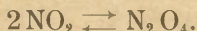
Dwutlenek azotu (NO_2 względnie N_2O_4).

Temperatura wrzenia 22° , temp. topnienia -9° .

Otrzymanie z azotanu ołowiu.



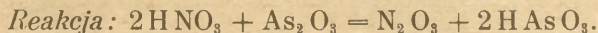
Doświadczenie. Kilka kryształków azotanu ołowiu ogrzewa się w probówce z początku wolno, potem silniej. Wydziela się dwutlenek azotu, gaz brunatny o woni przykrej, $1\frac{1}{2}$ razy cięższy od powietrza. Jeżeli probówkę, po ostygnięciu, oziębi się silnie zimną wodą lub lepiej lodem, barwa gazu staje się mniej intensywną wskutek częściowej przemiany dwutlenku azotu na bezbarwny czterotlenek. Jest to reakcja odwracalna.



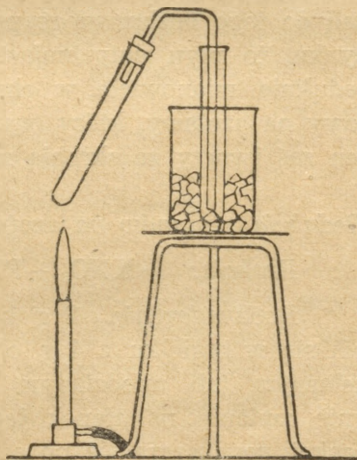
Trójtlenek azotu, N_2O_3 (bezwodnik kwasu azotawego).

Temperatura wrzenia 43° , temp. topnienia, około -10° , ciężar właściwy 1.456.

Otrzymanie z kwasu azotowego i trójtlenku arsenu (arszeniku).



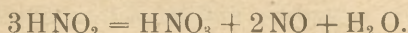
Doświadczenie. 2 g sproszkowanego arszeniku zadaje się w probówce 4 cm. sz. zgęszczonego kwasu azotowego o ciężarze właściwym 1.3, miesza dokładnie oba ciała i probówkę zatyka się korkiem z rurką do odprowadzania gazu, która jest w dwóch miejscach zgięta, jak to widać na załączonej rycinie (ryc. 53). Drugi koniec rurki wprowadza się do probówki, chłodzonej lodem lub mieszaniną lodu i soli. Przez ogrzanie kwasu azotowego z arszenikiem wydziela się wskutek redukcji kwasu azotowego bezwodnik kwasu azotawego, który w oziębionej probówce skrapla się na ciecz barwy błękitnej, względnie niebieskozielonej. Ciecz ta rozkłada się przy lekkim ogrzaniu na tlenek i dwutlenek azotu.



Ryc. 53

Kwas azotawy, HNO_2 .

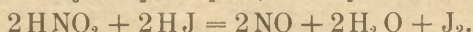
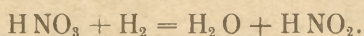
Czysty kwas jest znany tylko w postaci wodnych roztworów i to jedynie w niskiej temperaturze. Rozkłada się łatwo już w temperaturze pokojowej na tlenek azotu (NO), wodę i kwas azotowy według równania:



Sole kwasu azotawego są daleko trwalsze od kwasu wolnego i rozpuszczają się łatwo w wodzie, z wyjątkiem azotynu srebra i azotynu kobaltowo potasowego. Sole te, zw. azotynami, otrzymuje się z azotanów przez ogrzewanie lub działanie środkami redukującymi.

Redukcja kwasu azotowego na azotawy działaniem wodoru in statu nascendi.

Reakcja:



Doświadczenie. Roztwór azotanu potasu lub sodu zakwasza się kwasem siarkowym, dodaje do niego kilka kropel roztworu jodku potasu i 1—2 cm. sz. roztworu kleiku skrobji. Jeżeli do tego bezbarwnego płynu wrzuci się kilka kawałeczków cynku, to płyn natychmiast zabarwi się na błękitno. Wodór redukuje mianowicie, w chwili wywiązywania się, kwas azotowy na azotawy, który wydziela z jodku potasu wolny jod, ten zaś tworzy ze skrobją związek barwy błękitnej.

Redukcja azotanów na azotyny działaniem metalicznego ołowiu.

Reakcja: $\text{KNO}_3 + \text{Pb} = \text{KNO}_2 + \text{PbO}.$

Doświadczenie. 2 g saletry sodowej lub potasowej stapia się w tygielku z 4 g ołowiu i mieszając masę drucikiem żelaznym lub miedzianym ogrzewa tak długo, aż ołów ulegnie zmianie na tlenek tego metalu. Sproszkowany produkt reakcji rozpuszcza się po oziębieniu w wodzie, odsącza roztwór od tlenku ołowiu, a przesącz, zawierający azotyn sodu wzgl. potasu, odparowuje się na łaźni wodnej do suchości. Mała ilość pozostałości (azotynu sodu lub potasu) rozpuszczona w wodzie wykaże, po zakwaszeniu kwasem siarkowym i zadaniu rozczy-

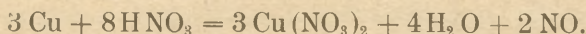
nem jodku potasu i kleiku skrobji, reakcję błękitną charakterystyczną dla kwasu azotawego.

Tlenek azotu, NO.

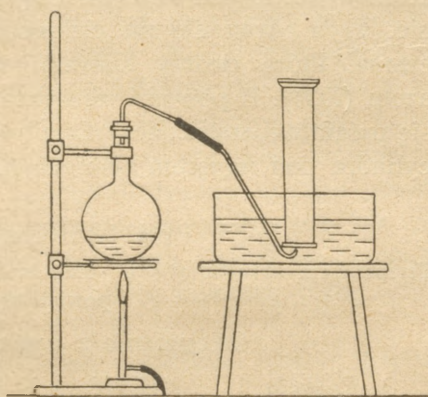
Temp. wrzenia — $153^{\circ}6'$, temp. zestalenia — 167° , gęstość wzgl. pow. 1 038.

Otrzymanie z kwasu azotowego i miedzi.

Reakcja:



Doświadczenie. 4 g wiórek z metalu miedzi wsypuje się do kolbki z dnem okrągłym, wlewa 30 cm. sz. kwasu azotowego o ciężarze właściwym 1·2, zatyka kolbkę korkiem z rurką do odprowadzania gazu (ryc. 54) i ogrzewa się na siatce małym płomieniem. Wydzielający się gaz bezbarwny (tlenek azotu, NO) chwyta się po wypędzeniu powietrza z kolbki do cylindrów szklanych, napełnionych wodą, w waniencie pneumatycznej.

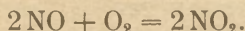


Ryc. 54.

Doświadczenia z tlenkiem azotu.

Utlenianie tlenku azotu tlenem powietrza.

Reakcja:



Doświadczenie. Cylinder szklany napełniony tlenkiem azotu odwraca się dnem do góry i powoli otwiera. Tlenek azotu, gaz bezbarwny i nieco tylko cięższy od powietrza, łączy się szybko z tlenem powietrza na dwutlenek, gaz barwy brunatnej.

Palenie dwusiarczku węgla w atmosferze tlenku azotu.

Doświadczenie. Do cylindra, napełnionego tlenkiem azotu, wlewa się ostrożnie, zdaleka od płomienia, przez mały otwór, utworzony przez lekkie uchylenie płytki zakrywającej cylinder, kilka kropel dwusiarczku węgla, zatyka się cylinder, wstrząsa

i przechyliwszy zapala mieszaninę pary dwusiarczku węgla i tlenku azotu. Dwusiarek węgla spala się intensywnie niebieskim płomieniem. Doświadczenie udaje się tylko wówczas gładko, jeśli cylinder wypełni się przedtem całkowicie tlenkiem azotu.

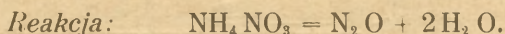
Otrzymanie nietrwałego połączenia tlenku azotu z siarczanem żelazawym.

Doświadczenie. Do cylindra, napełnionego tlenkiem azotu, wlewa się ostrożnie kilka cm. sz. stężonego roztworu siarczanu żelazawego, zatyka się cylinder płytką szklaną i wstrząsa nim silnie. Płyn barwi się na ciemnobrunatno od nietrwałego połączenia, które tworzy siarczan żelazawy (FeSO_4) z tlenkiem azotu (NO)¹. Z powodu absorpcji tlenku azotu i wytworzenia się próżni wewnątrz naczynia, płytka przylega mocno do brzegów cylindra pod naporem ciśnienia powietrza z zewnątrz naczynia.

Podtlenek azotu, N_2O .

Temperatura wrzenia — 89.4° , temp. zestalenia — 102.3° . gęstość (względem powietrza) 1.524.

Otrzymanie z azotanu amonowego.



Doświadczenie. 2–3 g azotanu amonu ogrzewa się w probówce najpierw do stopienia (w celu odwodnienia), zatyka probówkę korkiem z rurką do odprowadzania gazu, poczem ogrzewa się dalej, chwytając wydzielający się gaz do cylindrów napełnionych wodą i umieszczonych w wanience pneumatycznej. Podtlenek azotu, bezbarwny gaz, $1\frac{1}{2}$ razy cięższy od powietrza, podtrzymuje łatwiej palenie, niż tlenek azotu. Nietylko żarzące się łuczywo, ale nawet zapalona siarka pali się intensywnym płomieniem w atmosferze tego gazu. Doświadczenia wykonuje się w sposób, opisany w części ogólnej (strona 30, rozdział o tlenie).

14. Fosfor (P).

Liczba atomowa 15, ciężar atom. 31.04, ciężar właściwy 1.83–2.32.

Pierwiastek niemetaliczny, trój lub pięciowartościowy, występuje w kilku odmianach alotropowych. Fosfor biały

¹ Reakcje kwasu azotowego, rozdział 13, strona 112.

(t. zw. żółty) przedstawia w stanie czystym ciało bezbarwne, kryształiczne, o ciężarze gatunkowym 1·83, nierozpuszczalne w wodzie. Odmiana ta topi się w temperaturze 44°. Na powietrzu utlenia się szybko, zapalając się już w 60°. Dlatego przechowuje się ją w wodzie. Jest ona bardzo trująca. Rozpuszcza się łatwo w dwusiarczku węgla (olejku terpentynowym), reaguje energicznie z innymi pierwiastkami. Fosfor biały, pozostawiony na świetle żółknieje najpierw, poczem pokrywa się warstwą czerwoną przechodząc zwolna na powierzchni w odmianę zw. fosforem czerwonym. Jest to nieokreślona bliżej odmiana trwałej postaci allotropowej, t. zw. fosforu fioletowego. Ten ostatni przedstawia czerwono-fioletowe kryształki, jest twardszy i gatunkowo cięższy od fosforu białego (c. wł. 2·3). Niema własności trujących, nie rozpuszcza się w dwusiarczku węgla, ani też w innych rozczynnikach organicznych, które rozpuszczają fosfor biały. Na powietrzu zapala się dopiero w wysokiej temperaturze (300—400°, zależnie od czystości), trudno topliwy (około 600°) jest ciałem o wiele mniej aktywnem chemicznie niż odmiana biała. Fosfor czerwony przedstawia, jak przypuszczają, odmianę fioletową, zanieczyszczoną nieco odmianą białą.

Doświadczenie, stwierdzające łatwą zapalność białego fosforu w powietrzu

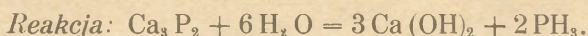
Doświadczenie Kawałeczek fosforu białego osuszonego ostrożnie bibułą¹ rozpuszcza się zdaleka od płomienia w małej objętości dwusiarczku węgla, zwilża tym roztworem skrawek bibuły i zawiesza na statywie. Gdy rozczynnik wyparuje na powietrzu, bibuła zapala się od szybko i gwałtownie utleniającego się fosforu.

Połączenia fosforu z wodorem.

Fosfor z wodorem tworzy trzy związki chemiczne: fosforowódór gazowy (PH_3), wrzący w temperaturze — 86·2°, fosforowódór ciekły (P_2H_4), o temperaturze wrzenia 58° i stały (P_{12}H_6), który jest prawdopodobnie stałym roztworem fosforowodoru gazowego (PH_3) w fosforze białym.

¹ Z powodu łatwej zapalności fosfor biały należy krajać pod wodą, nie dotykając palcami.

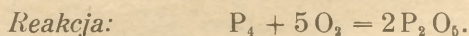
Otrzymanie fosforowodoru (fosforjaku, PH_3) z fosforku wapnia i kwasu solnego.



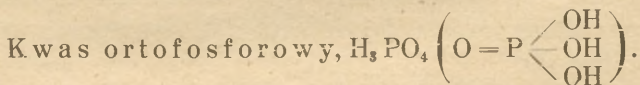
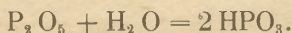
Doświadczenie. Do zlewki pojemności mniejwięcej 300 cm sz. wlewa się około 250 cm sz. wody, zakwaszonej kwasem solnym, wrzuca kilka małych kawałków fosforku wapnia (Ca_3P_2) i nakrywa je małym lejkiem z krótką rurką uważając, by cały lejek zanurzony był w cieczy. Zachodzi energiczna reakcja, przez otwór lejka wydobywają się bańki bezbarwnego gazu (fosforowodoru¹) zapalające się natychmiast przy zetknięciu się z powietrzem. Jest to następstwem obecności w produkcie reakcji; innego połączenia fosforu z wodorem, t. zw. fosforowodoru ciekłego (P_2H_4), który tworzy się równocześnie w małej ilości.

Połączenia fosforu z tlenem.

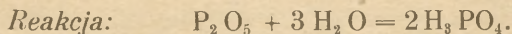
Otrzymanie pięciotlenku fosforu (P_2O_5).



Doświadczenie. W małej parownicze porcelanowej, umieszczonej na korku na płycie szklanej zapala się kawałeczek żółtego fosforu i zaraz potem nakrywa się parowniczkę kloszem. Tworzy się biały, sypki proszek pięciotlenku fosforu, który osiada na płytce i na ścianach klosza. Związek ten łączy się chciwie z wodą na kwas metafosforowy:



Otrzymanie z pięciotlenku fosforu i wody.



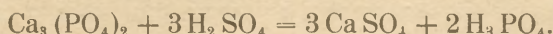
Doświadczenie. Małą ilość pięciotlenku fosforu wsypuje się do suchej probówki, dodaje ostrożnie wody a otrzymamy roztwór ogrzewa się do wrzenia. Wskutek ogrzewania kwas meta-

¹ Z powodu trujących własności fosforowodoru, szkodliwych dla zdrowia i bardzo przykłej woni, należy doświadczenie wykonać pod dobrze działającym wyciągiem.

fosforowy (HPO_3), tworzący się przy działaniu wody na zimno, przechodzi w kwas ortofosforowy (H_3PO_4). Kwas ten przedstawia ciało krystaliczne, rozpuszczające się na powietrzu. Z jego soli tylko fosforany metali alkalicznych (potasowców) i sole jednometaliczne ziem alkalicznych, wapniowców, rozpuszczają się łatwo w wodzie. Inne natomiast są bardzo trudno rozpuszczalne. Jest to kwas trójzasadowy. Tworzy sole trojakięgo typu: jedno, dwu i trójmetaliczne (t. zw. kwaśne i obojętne).

Otrzymanie kwasu fosforowego z kości.

Reakcja:

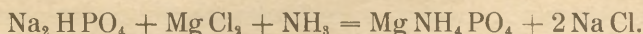


Doświadczenie. 2 g popiołu kostnego, otrzymanego przez silne wyprażenie na siatce drucianej kości, uprzednio wygotowanych w wodzie, ogrzewa się w parownicze przez dłuższy czas z 50 cm sz. rozcieńczonego (50%-owego) kwasu siarkowego, mieszając starannie pręcikiem szklanym. Po oziębieniu, płyn rozcieńcza się wodą i sączy przez bibułę. W ten sposób otrzymuje się roztwór kwasu fosforowego, zanieczyszczonego nieco kwasem siarkowym.

Reakcje kwasu fosforowego.

Otrzymanie fosforanu magnezowo-amonowego.

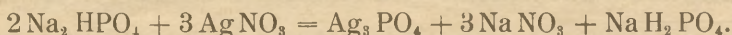
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu kwasu fosforowego lub lepiej fosforanu dwusodowego (w probówce) dolewa się kolejno roztworu amonjaku, chlorku amonu i chlorku magnezu. Strąca się biały krystaliczny osad fosforanu magnezowo-amonowego, substancja rozpuszczająca się łatwo we wszystkich kwasach, bardzo zaś trudno w rozcieńczonym, 2%-wym roztworze amonjaku.

Strącanie fosforanu srebro z roztworu fosforanu sodu.

Reakcja:

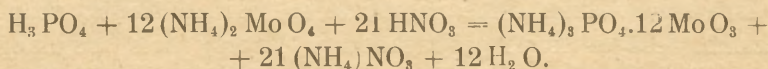


Doświadczenie. Do roztworu fosforanu dwusodowego

(Na_2HPO_4) dolewa się roztworu azotanu srebra; wydziela się żółty osad fosforanu trójsrebrowego (Ag_3PO_4).

Otrzymanie fosforanu molibdeno-amonowego.

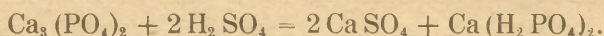
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu fosforanu dwusodowego dolewa się najpierw kwasu azotowego a następnie roztworu molibdenianu amonu. Strąca się żółty krystaliczny osad fosforanu molibdeno-amonowego. Lekkie ogrzanie przyspiesza znacznie tę reakcję.

Otrzymanie t. zw. superfosfatu z fosforytu.

Reakcja:



Doświadczenie. 3 g fosforytu dokładnie sproszkowanego ogrzewa się małym płomykiem w parownicze przez 10 minut z 4 cm sz. kwasu siarkowego, rozcieńczonego wodą w stosunku 1:1. Powstaje mieszanina fosforanu jednowapniowego $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ i siarczanu wapnia¹. Dla wykazania obecności w niej rozpuszczalnego w wodzie fosforanu jednowapniowego zadaje się po oziębieniu produkt reakcji wodą destylowaną (20 – 30 cm sz.) i sączy płyn otrzymany przez bibułę. Przesącz, zakwaszony kwasem azotowym, tworzy z molibdenianem amonowym charakterystyczny żółty osad fosforanu molibdeno-amonowego. Handlowy, sproszkowany superfosfat, wstrząsany w kolbce przez dłuższy czas z nadmiarem wody, wykazuje również w przesączu powyższą reakcję charakterystyczną dla kwasu fosforowego.

Wykrycie obecności soli kwasu fosforowego w t. zw. mączce Thomasa.

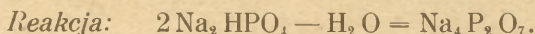
Doświadczenie. 2 g nawozu sztucznego, zwanego mączką Thomasa, dobrze sproszkowanego, wstrząsa się w kolbce przez pewien czas z dwuprocentowym roztworem kwasu cytrynowego

¹ Mieszanina tego rodzaju, znana pospolicie pod nazwą superfosfatu, ma jak wiadomo duże zastosowanie w rolnictwie jako nawóz.

i sączy przez bibułę. W przesączu można wykryć obecność kwasu fosforowego zapomocą reakcji z molibdenianem amonowym.

Kwas pyrofosforowy ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$).

Otrzymanie pyrofosforanu sodu z fosforanu dwusodowego.



Doświadczenie. 2g fosforanu dwusodowego ($\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) wsypuje się do tygielka lub próbówki ze szkła trudno topliwego i ogrzewa z początku wolno, potem coraz silniej, w końcu na płomieniu dmuchawki. Sól rozpuszczając się w swej wodzie krystalizacyjnej, topi się najpierw, poczem, po częściowem odparowaniu wody zestala się i dopiero w silnym ogniu traci ostatnią cząsteczkę wody, tworząc pyrofosforan sodu. Pozostałość rozpuszcza się po oziębieniu w wodzie i roztwór zadaje się roztworem azotanu srebra. Powstaje biały osad pyrofosforanu srebra. W ten sposób można łatwo rozróżnić jon kwasu pyrofosforowego ($\text{P}_2\text{O}_7^{''''}$), od jonu kwasu ortofosforowego, który z azotanem srebra tworzy żółty osad fosforanu trójsrebrowego (Ag_3PO_4).

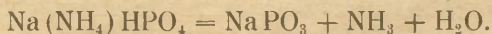
Reakcja:



Kwas metafosforowy (HPO_3).

Otrzymanie metafosforanu sodu z fosforanu sodowo-amonowego.

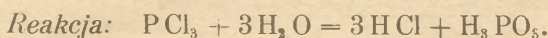
Reakcja:



Doświadczenie. 2 g krystalicznego fosforanu sodowo-amonowego [$\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$] ogrzewa się w tygielku porcelanowym na płomieniu dmuchawki. Związek ten traci podczas ogrzewania najpierw wodę krystalizacyjną, następnie amonjak i wodę, tworząc ostatecznie metafosforan sodu (NaPO_3). Roztwory metafosforanów alkalicznych mają charakterystyczną własność strącania ciał białkowych z ich roztworów, t. zw. koagulowania czyli ścinania białka, czem różni się od soli kwasu orto i pyrofosforowego.

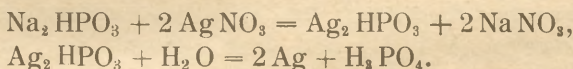
Kwas ortofosforawy, $\text{H}_3\text{PO}_3 \left(\text{O} = \text{P} \begin{array}{l} \text{OH} \\ \text{OH} \\ \text{H} \end{array} \right)$.

Otrzymanie z trójlorku fosforu i wody.



Doświadczenie. Do ciepłej wody w kolbce wlewa się kroplami trójllorek fosforu. Zachodzi reakcja połączona z wydzielaniem się chlorowodoru. Otrzymany roztwór zawiera kwas fosforawy (H_3PO_3) i nieco kwasu solnego, który można usunąć przez odparowanie. Kwas fosforawy przedstawia w stanie czystym i bezwodnym masę bezbarwną, krystaliczną, bardzo łatwo w wodzie rozpuszczalną. Z roztworów jego za dodaniem azotanu srebra wydziela się biały osad fosforynu srebra (Ag_2HPO_3), który szybko czernieje za ogrzaniem, wskutek rozkładu soli na wolny kwas fosforowy i wydzielenia się metalicznego srebra.

Reakcja:



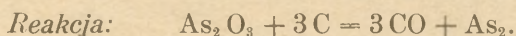
15. Arsen (As).

Liczba atomowa 33, ciężar atomowy 74·96, ciężar właściwy 2·03 (5·73), temperatura topnienia (pod ciśn.) 480°.

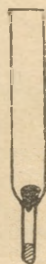
Jest to pierwiastek znany, podobnie jak fosfor, w dwu odmianach alotropowych: jako arsen żółty i metaliczny. Odmiana żółta przypomina swym niskim ciężarem gatunkowym (2·03), swemi własnościami fizycznymi i chemicznymi fosfor biały. Arsen metaliczny, gatunkowo znacznie cięższy (5·73) przedstawia trwalszą odmianę pierwiastka. Jest to ciało kruche, barwy stalowo szarej, o połysku metalicznym, rozpuszczalne w kwasie azotowym i w wodzie królewskiej. Arsen metaliczny ogrzany silnie na powietrzu sublimuje i wydziela charakterystyczną woń czosnku. Pary arsenu zapalone spalają się niebieskawobiałym płomieniem. Produktem utlenienia jest biały trójtlenek arsenu, t. zw. arsenik (As_2O_3). Jest to bezwodnik kwasu arsenawego (H_3AsO_3), który nie istnieje w stanie wolnym, a znany jest jedynie w roztworach i w postaci soli. Sole tego kwasu, t. zw. arseniny, otrzymuje się rozpuszczając arsenik w alkaliach. Przez

utlenienie przechodzą one w arseniany, sole kwasu arsenowego (H_3AsO_4). Bezwodnikiem tego ostatniego jest pięciotlenek (As_2O_5), substancja biała.

Otrzymanie arsenu z arseniku.

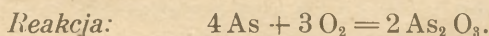


Doświadczenie. Do rurki ze szkła trudnotopliwego zwężonej u końca i zatopionej (ryc. 55) wysypuje się najpierw szczyptę arseniku a następnie mały kawałek wyżarzonego węgla drzewnego. Rurkę ogrzewa się zwolna tak, aby pary arseniku przechodziły ponad rozżarzonym węglem. Arsenik ulega w tych warunkach redukcji na arsen, który tworzy w szerszej części rurki czarną obwódkę o metalicznym połysku.



Ryc. 55.

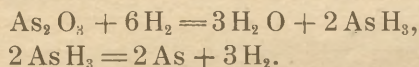
Spalanie arsenu w powietrzu.



Doświadczenie. Kawałek arsenu ogrzewa się na węglu w płomieniu dmuchawki. Metal spala się niebieskim płomieniem na arsenik, który ulatnia się w postaci białych dymów o charakterystycznej woni czosnku.

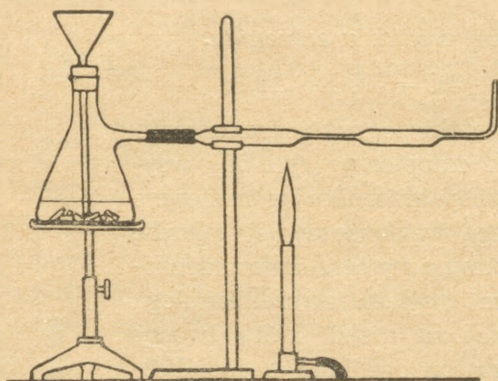
Wykrywanie arseniku i innych związków arsenu metodą Marsh'a.

Reakcja:



Doświadczenie. Do kolbki z boczną rurką (ryc. 56, str. 124) wsypuje się kilka kawałków cynku chemicznie czystego, zatyka się kolbkę korkiem z lejkiem, sięgającym prawie do jej dna i wlewa przezeń 100 cm sz. rozcieńczonego kwasu siarkowego (chem. cz.). Wywiązujący się wodór przepuszcza się dla osuszenia przez rurkę z chlorkiem wapniowym a następnie przez rurkę ze szkła trudnotopliwego, w kilku miejscach zwężoną, zgiętą u końca i zwróconą ku górze. Po wyparciu powietrza z przyrządu zapala się wodór na końcu

rukki i ogrzewa ją płomieniem gazowym w miejscu bliższym zwężenia. Wodór pali się płomieniem słabo świecącym, rurka poza zwężeniem pozostaje zupełnie czysta. Jeśli do kolbki



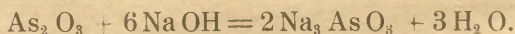
Ryc. 56.

wprowadzi się przez lejek [nieco arseniku, lub innego związku arsenu, to w rurce, poza zwężeniem, wydzieli się po ogrzaniu czarny metaliczny nalot arsenu, wodór zaś zapali się jasnym płomieniem, wydzielając obficie białe dymy arseniku. Zimna płytka porcelanowa wprowadzona do płomienia

pokryje się szybko czarnym nalotem arsenu (lustro arsenowe). Reakcja polega na tem, że wodór in statu nascendi redukuje związki arsenu na arsenowodór (AsH_3), który przy ogrzewaniu rozkłada się na arsen i wodór, względnie spala się na arsenik i wodę.

Otrzymanie arseninu sodu z arseniku i wodorotlenku sodu.

Reakcja:

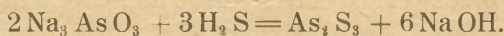


Doświadczenie. Drobną ilość arseniku (As_2O_3) zadaje się w parownicze porcelanowej roztworem sody żrącej (NaOH) i ogrzewa lekko, mieszając pręcikiem szklanym. Gdy arsenik przestanie się rozpuszczać, odsącza się ciecz od pozostałości i otrzymuje roztwór arseninu sodu (Na_3AsO_3).

Reakcje kwasu arsenawego.

Otrzymanie trójsiarczku arsenu.

Reakcja:



Doświadczenie. Roztwór arseninu sodu zakwasza się kwa-

sem solnym i zadaje mocną wodą siarkowodorową. Powstaje żółty kłaczkowaty osad trójsiarczku arsenu, rozpuszczalny łatwo w żółtym siarczku amonowym wskutek przeniany na siar-koarsenin amonu $((\text{NH}_4)_3 \text{AsS}_3)$. Z roztworów takich działaniem kwasów wydziela się z powrotem siarczki arsenu.

Otrzymanie arseninu srebra.

Reakcja:

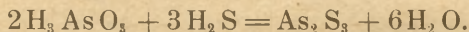
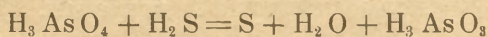


Doświadczenie. Do roztworu arseninu sodu, zobojętnionego dokładnie kwasem azotowym, dolewa się roztworu azotanu srebra. Strąca się jasno żółty osad arseninu srebra $(\text{Ag}_3 \text{AsO}_3)$.

Reakcje kwasu arsenowego.

Redukcja kwasu arsenowego na arsenawy działaniem siarkowodoru.

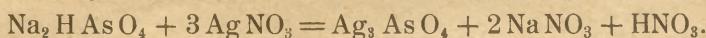
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu arsenianu sodu lub potasu, zakwaszonego kwasem solnym i ogrzanego do temp. około 60° , dolewa się mocnej wody siarkowodorowej lub wprowadza siarkowodór gazowy z przyrządu Kippa. Wydziela się mieszanina siarki i żółtego trójsiarczku arsenu. Reakcja polega na redukcji kwasu arsenowego na arsenawy i przemianie tego ostatniego na siarczki arsenawy.

Otrzymanie arsenianu srebra.

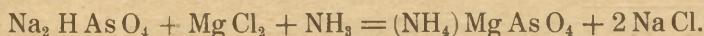
Reakcja:



Doświadczenie. Obojętny roztwór arsenianu sodu zadaje się roztworem azotanu srebra. Powstaje czekoladowobrunatny osad arsenianu srebra $(\text{Ag}_3 \text{AsO}_4)$.

Otrzymanie arsenianu magnezowo amonowego.

Reakcja:



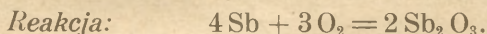
Doświadczenie. Do roztworu arsenianu sodu dodaje się kolejno roztworu amonjaku, chlorku amonu i chlorku magnezu. Wydziela się biały krystaliczny osad arsenianu magnezowo-amonowego $[(\text{NH}_4)\text{MgAsO}_4]$.

16 Antymon (Sb).

Liczba atomowa 51, ciężar atom. 121·7, ciężar właściwy 6 518, temp. topnienia 630·6°.

Metal kruchy, srebrzysto biały, trój lub pięciowartościowy. Na powietrzu spala się łatwo na trójtlenek antymonu (Sb_2O_3). Najlepszym rozpuszczalnikiem antymonu jest woda królewska, która rozтворя go na chlorek (SbCl_3). Inne kwasy, zwłaszcza rozcieńczone, słabo atakują ten pierwiastek. Trójtlenek antymonu (Sb_2O_3) okazuje głównie właściwości zasadowe, podczas gdy pięciotlenek (Sb_2O_5) zdradza raczej charakter bezwodnika kwasowego. Sole antymonu ulegają pod wpływem wody łatwo rozkładowi hydrolitycznemu.

Palenie antymonu w powietrzu.



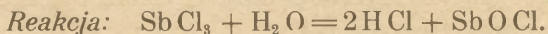
Doświadczenie. Małą ilość antymonu ogrzewa się na węglu w płomieniu dmuchawki. Antymon topi się i spala, tworząc białe dymy tlenku antymonowego (Sb_2O_3).

Otrzymanie trójchlorku antymonu.

Doświadczenie. Szczypkę antymonu ogrzewa się w probówce z wodą królewską; antymon rozтворя się na chlorek antymonawy (SbCl_3). Przez odparowanie roztworu na łaźni wodnej można otrzymać ciecz krzepnącą po oziębieniu w postaci dużych miękkich kryształów.

Reakcje soli antymonu.

Strącanie tlenochlorku antymonu.



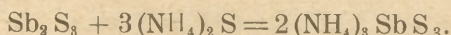
Doświadczenie. Rozczyn chlorku antymonowego rozcieńcza się wodą. Wskutek hydrolizy wydziela się biały osad tlenochlorku antymonu¹ łatwo rozpuszczalny w kwasie solnym.

¹ Część ogólna, rozdział 13 o hydrolizie, strona 57.

Otrzymanie siarczku antymonawego.

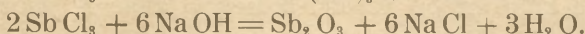
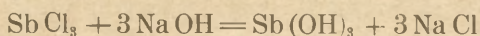
Reakcja: $2 \text{Sb Cl}_3 + 3 \text{H}_2 \text{S} = \text{Sb}_2 \text{S}_3 + 6 \text{H Cl}$.

Doświadczenie. Do roztworu soli antymonawej dolewa się wody siarkowodorowej. Wydziela się kłaczkowaty osad, trójsiarczku antymonu, barwy pomarańczowej. Osad ten rozpuszcza się w siarczku amonu, tworząc siarkoantymonin amonowy:



Otrzymanie wodorotlenku antymonawego.

Reakcje:



Doświadczenie. Do roztworu soli antymonawej dolewa się roztworu wodorotlenku sodu. Strąca się, zależnie od stężenia roztworu wodorotlenku sodu, biały, bezkształtny osad wodorotlenku antymonawego $[\text{Sb (OH)}_3]$, lub tlenku $(\text{Sb}_2 \text{O}_3)$.

Strącanie metalicznego antymonu zapomocą cynku.

Reakcja: $2 \text{Sb Cl}_3 + 3 \text{Zn} = 3 \text{Zn Cl}_2 + 2 \text{Sb}$.

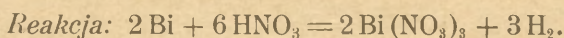
Doświadczenie. Do roztworu chlorku antymonawego w kwasie solnym wrzuca się kawałeczek metalicznego cynku. Wydziela się antymon metaliczny, w postaci czarnego proszku.

17. Bizmut (Bi).

Liczba atomowa 83, ciężar atom. 209, ciężar własc. 9.78, temp. topnienia 270°.

Jest to metal kruchy, ciężki, barwy czerwono-białej. Rozpuszczalny łatwo w kwasie azotowym, w kwasie siarkowym rozpuszcza się trudno i dopiero na gorąco. W kwasie solnym jest prawie całkiem nierozpuszczalny. Przy silnem prażeniu tworzy żółty tlenek bizmutawy $(\text{Bi}_2 \text{O}_3)$ od którego wyprowadzają się sole bizmutawe, pochodne bizmutu trójwartościowego (Bi''') . Sole te, przeważnie bezbarwne, ulegają hydrolizie przy zadaniu większą ilością wody, tworząc nierozpuszczalne sole zasadowe.

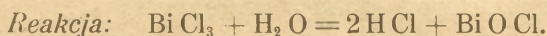
Otrzymanie azotanu bizmutu.



Doświadczenie. Kawałeczek metalicznego bizmutu rozтворя się w parownicze w nadmiarze stężonego kwasu azotowego. Powstaje roztwór azotanu bizmutu w kwasie azotowym.

Reakcje soli bizmutu.

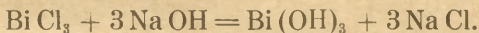
Otrzymanie tlenochlorku bizmutu.



Doświadczenie. Do małej ilości roztworu azotanu bizmutu dodaje się kilka kropel kwasu solnego i dolewa większą ilość wody. Wskutek hydrolizy opada biały osad tlenochlorku bizmutu (BiOCl)¹.

Otrzymanie wodorotlenku bizmutawego.

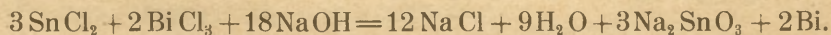
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu soli bizmutu dodaje się roztworu wodorotlenku sodu. Powstaje biały osad wodorotlenku bizmutawego ($\text{Bi}(\text{OH})_3$), nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

Strącanie metalicznego bizmutu cyninem sodu.

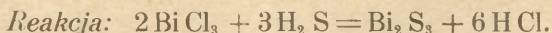
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu chloru cynawego w probówce dolewa się najpierw tyle roztworu sody żrącej, aby wydzielony początkowo biały osad wodorotlenku cynawego ($\text{Sn}(\text{OH})_2$) zupełnie się rozpuścił. Następnie do tak otrzymanego roztworu cyninu sodu (Na_2SnO_3) dodaje się parę kropel roztworu soli bizmutu. Po skłóceniu płynu wydziela się czarny osad bizmutu metalicznego. Pod wpływem cyninu sodowego redukuje się mianowicie wytworzony w reakcji produkt przejściowy (wodorotlenek bizmutu) na metaliczny bizmut.

¹ Część ogólna, rozdział 13 o hydrolizie, strona 57.

Otrzymanie siarczku bizmutawego.



Doświadczenie. Do roztworu soli bizmutu w probówce dolewa się mocnej wody siarkowodorowej. Strąca się brunatny osad siarczku bizmutu (Bi_2S_3).

18. Tlen (O).

Liczba atomowa 8, ciężar atom. 16, gęstość (względem powietrza) 1.1056, ciężar 1 litra 1.429 (temp. 0°, ciśn. 760 mm.), temperatura wrzenia — 182.9°.

Sposoby otrzymywania i własności chemiczne tego pierwiastka omówiono już w części ogólnej¹. Jest to gaz bezbarwny, bez zapachu, nieco tylko cięższy od powietrza (g 1.1056), o bardzo niskiej temperaturze wrzenia (—182.9° C). Tworzy związki chemiczne, t. zw. tlenki, ze wszystkimi prawie pierwiastkami. Tylko gazy szlachetne (hel, neon, argon, krypton, ksenon)² i fluor³ nie łączą się z nim zupełnie. Tlenki są to substancje o różnych własnościach, w wodzie trudno lub łatwo rozpuszczalne. Rozpuszczając się w wodzie tworzą z nią, zależnie od rodzaju pierwiastka złączonego z tlenem, albo kwasy (tlenki metaloidów), albo zasady (tlenki metali).

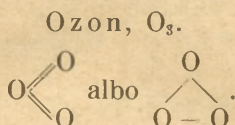
Tlen, występujący w przyrodzie, jest zwykle gazem dwuatomowym, to znaczy drobiny jego składają się z dwóch atomów. W pewnych warunkach mogą jednak i trzy atomy tego pierwiastka połączyć się w jedną drobinę, wtedy powstaje odmiana allotropowa tlenu: t. zw. ozon (O_3). Różni się ona znacznie od zwykłego tlenu własnościami fizycznymi i chemicznymi. Odznacza się zapachem charakterystycznym, znacznie wyższą temperaturą wrzenia (—112.3°) i ciężarem właściwym $1\frac{1}{2}$ razy wyższym od c. wł. tlenu. Ozon działa znacznie energiczniej utleniająco niż tlen na ciała, podlegające utlenieniu, rozkładając się bowiem łatwo, wydzielając wolne atomy tlenu o wybitnej aktyw-

¹ Część ogólna, rozdział 6 o tlenie, strona 29.

² Gazy szlachetne są to pierwiastki znajdujące się w powietrzu i w pewnych minerałach, niezdolne do tworzenia chemicznych połączeń z innymi pierwiastkami. Występują w postaci jednoatomowej, podczas gdy inne pierwiastki gazowe takie jak wodór, tlen, azot itp. tworzą drobiny dwuatomowe.

³ Rozdział 20. o fluorze, strona 150.

ności chemicznej. Z nienasyconemi połączeniami organicznemi tworzy związki zwane ozonidami, ciała nietrwałe, rozkładające się przy ogrzaniu wybuchowo i odszczepiające nadtlenek wodoru przy ogrzewaniu z wodą.

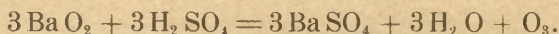


Ciężar drobinowy 48, gęstość wzgl. pow. 1.78, temp. wrzenia -112.3° , temp. zestalenia -250° .

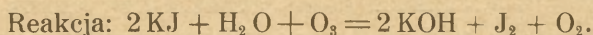
Sposoby otrzymania.

1. Z nadtlenku baru i kwasu siarkowego.

Reakcja:

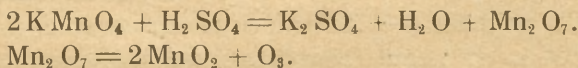


Doświadczenie. Nadtlenek baru (w niewielkiej ilości) wysypuje się do próbówki i dodaje kroplami 1–2 cm sz. stężonego kwasu siarkowego. Wydziela się energicznie tlen, zawierający znaczną ilość ozonu. Skrawki bibuły, zwilżone roztworem jodku potasu i skrobi, wprowadzone do próbówki, w której zachodzi wywiązywanie się ozonu, barwią się na niebiesko. Ozon bowiem wydziela z jodku potasu wolny jod, który zabarwia skrobię na niebiesko.



2. Z nadmanganianu potasu i kwasu siarkowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Kilka gramów sproszkowanego nadmanganianu potasu zadaje się w wąskiej i wysokiej zlewce 3–4 cm sz. zgęszczonego kwasu siarkowego dobrze mieszając. Wskutek rozkładu bezwodnika kwasu nadmanganowego, wytworzonego w ciągu reakcji, wydziela się tlen, zmieszany z ozonem. Reakcja zachodzi szczególnie żywo i wydatnie jeśli nadmanganian jest nieco wilgotny. Kropla alkoholu wpuszczona do zlewki, gdzie wydziela się ozon, zapala się natychmiast. Zlewkę należy zaraz

przykryć płytką, w toku bowiem reakcji wywiązują się silnie brunatne dymy tlenków manganu.

3. Z tlenu pod działaniem cichych wyładowań elektrycznych.

Najprostszy przyrząd do otrzymania ozonu t. zw. ozonizator Siemens'a (ryc. 57) składa się z rury szklanej zewnętrznej (a), obłożonej zewnątrz staniolem z boczną rurką (c) do wprowadzania tlenu. Wewnątrz rury (a) znajduje się druga rura



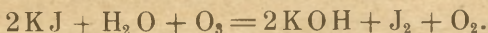
Ryc. 57.

szklana (b), wyłożona wewnątrz staniolem, przytopiona do pierwszej tak, że tlen może krążyć tylko w przestrzeni między nimi. Obie warstwy staniolu połączone są z cewką indukcyjną Ruhmkorffa. Jeżeli induktor włączy się w obwód baterji akumulatorów i przepuści się tlen przez przyrząd, to wysokie napięcie elektryczne wytwarza w gazie t. zwane ciche wyładowania. Pod ich wpływem tlen przemienia się częściowo w ozon tak, że do zlewki podstawowej przechodzi mieszanina tlenu z ozonem.

Doświadczenia z ozonem.

1. Rozkład jodku potasu.

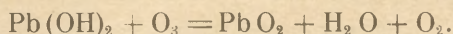
Reakcja:



Doświadczenie. Czerwony papier lakmusowy zwilżony rozcieńczonym roztworem jodku potasu i poddany działaniu ozonu zmienia swą barwę pierwotną na niebieską. Na zmianę tę wpływa wodorotlenek potasu (silna zasada), wydzielony z jodku potasu działaniem ozonu.

2. Utlenienie wodorotlenku ołowiu na dwutlenek.

Reakcja:



Doświadczenie. Z roztworu octanu ołowiu strąca się roztworem wodorotlenku sodu (NaOH) biały osad wodorotlenku ołowiu. Osad oddziela się najpierw od nadmiaru cieczy przez ostrożne jej odlanie, następnie wprowadza się na skrawek bibuły lub papieru i poddaje działaniu ozonu. Bibuła barwi się na odcień żółto-brunatny od tworzącego się na niej dwutlenku ołowiu.

3. Utlenienie siarczku ołowiu na siarczan.

Reakcja: $\text{PbS} + 4\text{O}_3 = \text{PbSO}_4 + 4\text{O}_2.$

Doświadczenie. Bibułę zwilża się roztworem wodnym octanu ołowiu i wystawia na działanie siarkowodoru. Strąca się czarny osad siarczku ołowiu. Osad ten wytworzony na skrawku bibuły poddaje się utleniającemu działaniu ozonu. Bibuła odbarwia się wskutek przemiany czarnego siarczku na bezbarwny siarczan ołowiu (PbSO_4).

4. Utlenienie indygokarminu.

Doświadczenie. Bibułę, zabarwioną na odcień niebieski przez zwilżenie roztworem indygokarminu (produkt działania zg. kwasem siarkowym na indygo), poddaje się działaniu ozonu. Bibuła odbarwia się wskutek utlenienia się barwika i przemiany na inne, bezbarwne połączenie organiczne.

Połączenia tlenu z wodorem.

Woda, H_2O .

Ciężar drobinowy (w stanie pary) 18.

Najprostszem połączeniem wodoru i tlenu jest woda. Charakterystykę bliższą tego związku, sposoby jego otrzymywania, reakcje, podano w części ogólnej tej książki¹. Tu należy przy-

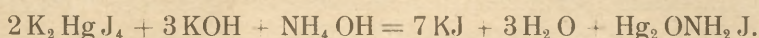
¹ Część ogólna, rozdział 10, o roztworach, strona 35.

pomnieć, że woda występująca w przyrodzie nie jest bynajmniej chemicznie czystą, ale zawiera liczne składniki rozpuszczone w niej przy przejściu już to przez atmosferę (woda opadowa), już to przez różne warstwy gleby (woda źródłana, studzienna). Nie od rzeczy będzie podać tu sposoby określania obecności pewnych składników w wodzie studziennej, które, o ile występują w większej ilości, mogą oddziaływać szkodliwie przy użyciu jej do picia.

Analiza jakościowa wody źródlanej.

Wykrywanie amonjaku względnie soli amonowych.

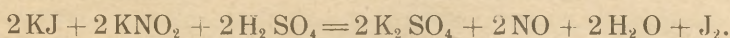
Reakcja:



Doświadczenie. Do kilku cm sz. wody źródlanej wlewa się 1 cm sz. odczynnika Nesslera¹ (t.j. roztworu jodku rtęciowo-potasowego w ługu potasowym). Jeżeli woda zawiera sole amonowe, występuje zabarwienie pomarańczowo-brunatne, względnie tworzy się osad tej barwy. Powstaje mianowicie wówczas złożona sól: jodek rtęciowo-amonowy. Białe zmętnienie wskazuje tylko na obecność większej ilości soli wapnia.

Wykrywanie soli kwasu azotawego.

Reakcja:



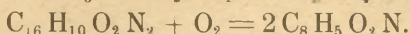
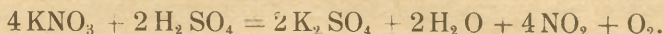
Doświadczenie. Do wody źródlanej w probówce wlewa się małą ilość rozcieńczonego roztworu jodku potasu i skrobi oraz kilka kropel rozcieńczonego kwasu siarkowego. Zabarwienie niebiesko-fioletowe, występujące odrazu lub po chwili, stwierdza w wodzie badanej obecność soli kwasu azotawego. W reakcji tej kwas siarkowy wydziela kwas azotawy z azotynu i jodowodór z jodku potasu. Wytworzony kwas azotawy utlenia jodowodór na wolny jod, który zabarwia skrobię na niebiesko-fioletowo. Doświadczenie to należy wykonać, unikając sil-

¹ Dodatek „Najważniejsze odczynniki chemiczne“ strona 194

niejszego naświetlenia i na zimno, gdyż światło i podwyższona temperatura przyspieszają rozkład kwasu jodowodorowego, tworzącego się z jodku potasu przy zakwaszeniu.

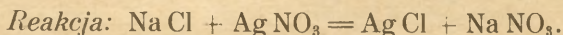
Wykrywanie soli kwasu azotowego.

Reakcja:



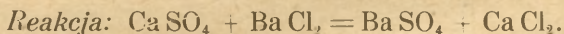
Doświadczenie. Małą objętość (kilka cm sz.) wody źródlanej zabarwia się roztworem indygokarminu na odcień jasnoniebieski, wlewa do tego płynu ostrożnie po ścianach probówki taką samą objętość stężonego kwasu siarkowego i miesza szybko. Odbarwienie roztworu wskazuje na obecność znaczniejszej ilości soli kwasu azotowego. Kwas azotowy, wydzielony z azotanów działaniem kwasu siarkowego, utlenia indygokarmin na odp. pochodną izatyny.

Wykrywanie soli kwasu solnego.



Doświadczenie. Do wody źródlanej w probówce dolewa się roztworu azotanu srebra. Zmętnienie lub biały osad chlorku srebra stwierdza obecność soli kwasu solnego.

Wykrywanie soli kwasu siarkowego.



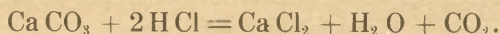
Doświadczenie. Do małej objętości (kilka cm sz.) wody źródlanej dodaje się roztworu chlorku baru. Zależnie od większej lub mniejszej ilości siarczanów, zawartych w wodzie, strąca się biały osad siarczanu baru lub powstaje zmętnienie.

Wykrywanie węglanu wapnia i soli żelaza.

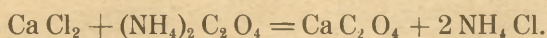
Doświadczenie. Większą objętość wody badanej (50 – 100 cm sz.) odparowuje się na łaźni wodnej do suchości¹, pozosta-

¹ Przemiana $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ na CaCO_3 .

łość zaś zwilża się kilkoma kroplami kwasu solnego. Jeśli płyn burzy się i wydziela się dwutlenek węgla, wskazuje to na obecność węglanów. Zachodzi wówczas reakcja:



Pozostałość, zadana kwasem solnym, rozpuszcza się w małej objętości wody destylowanej i dzieli na dwie części. Do jednej części dodaje się kolejno amonjaku, chlorku amonu i szczawianu amonu. Biały osad szczawianu wapnia stwierdza obecność soli wapnia.



Do drugiej części dodaje się kilka kropeł stężonego kwasu azotowego, zagotowuje i po oziębieniu dolewa się nieco roztworu siarkocyjanku potasu (KCNS), lub amonu ($\text{NH}_4 \cdot \text{CNS}$). Zabarwienie krwisto czerwone, pochodzące od siarkocyjanku żelazowego $[\text{Fe}(\text{CNS})_3]$, stwierdza obecność soli żelaza w badanej wodzie.

Nadtlenek wodoru, $\text{H}_2 \text{O}_2$ ($\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$).

Drugi związek chemiczny tlenu z wodorem przedstawia w stanie czystym ciecz bezbarwną, gęstą, znacznie cięższą od wody (c. wł. 1·458), wrzącą w temperaturze 80° (pod ciśnieniem odpowiadającym 47 mm). Ciecz ta oziębiona do -10° wydziela kryształy, które się topią w temperaturze -2° . W handlu spotyka się nadttlenek wodoru tylko w postaci roztworów wodnych 3%-owych lub 30%-owych (perhydrol). Jest to związek bardzo nietrwały, łatwo rozkładający się na wodę i tlen; dlatego też działa silnie utleniająco.

Rozkład wody utlenionej w wyższej temperaturze.

Reakcja: $\text{H}_2 \text{O}_2 = \text{H}_2 \text{O} + \text{O}.$

Doświadczenie: Niewielką objętość (1–2 cm sz.) wody utlenionej handlowej zakwasza się w probówce kwasem solnym i ogrzewa do 50° . Wskutek rozkładu nadttlenku wodoru wydziela się tlen, który można stwierdzić w zwykły sposób, n. p. przez zapalenie się w nim żarzącego się łuczywa.

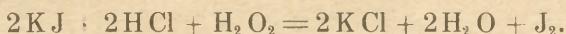
Rozkład wody utlenionej pod wpływem katalizatora.

Doświadczenie. Do wody utlenionej wrzuca się szczyptę dwutlenku manganu. Wskutek katalitycznego działania tej substancji, nadtlenek wodoru ulega bez ogrzania rozkładowi, wydzielając tlen.

Reakcje nadtlenku wodoru.

Rozkład jodku potasu.

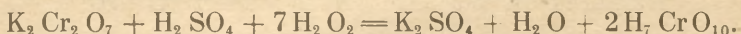
Reakcja:



Doświadczenie. Do rozcieńczonego roztworu jodku potasu i skrobi, zakwaszonego małą ilością kwasu solnego, dolewa się nieco wody utlenionej; wydziela się jod, barwiący skrobię na niebiesko.

Utlenianie kwasu chromowego na kwas nadchromowy.

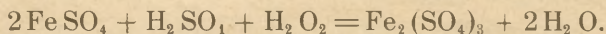
Reakcja:



Doświadczenie. Rozcieńczony roztwór nadtlenku wodoru zakwasza się kwasem siarkowym i dodaje kilka kropel roztworu dwuchromianu potasu. Powstaje nietrwały kwas nadchromowy, zabarwiający roztwór na niebiesko. Przy wytrząsaniu z eterem roztwór wodny ulega odbarwieniu, substancja zaś barwy niebieskiej (kwas nadchromowy) przechodzi do eteru.

Utlenianie soli żelazawej na żelazową

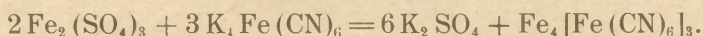
Reakcja:



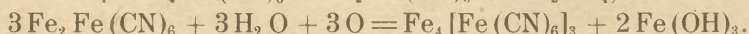
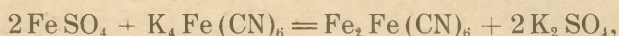
Doświadczenie. Małą ilość siarczanu żelazawego (lub soli Mohra)¹ rozpuszcza się w wodzie destylowanej, zakwasza roztwór kwasem siarkowym i dodaje nieco wody utlenionej. Wskutek utlenienia soli żelazawej na żelazową roztwór przybiera barwę żółto-brunatną. Obecność soli żelazowej można stwierdzić po dokonanej reakcji, zadając roztwór żelazocyjankiem po-

¹ Siarczan żelazowo-amonowy $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

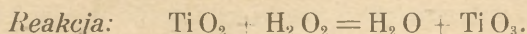
tasu, przyczem tworzy się osad błękitu pruskiego, według równania:



Sole żelazawe reakcji tej nie wykazują, przy zadaniu ich rozczynów wspomnianym odczynnikiem tworzy się biały osad, który dopiero wskutek utlenienia na powietrzu przechodzi w błękitny.



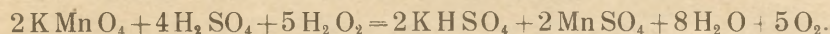
Utlenianie siarczynu tytanu na kwas nadtytanowy.



Doświadczenie. Handlowy dwutlenek tytanu (0.1 g), stapia się w tygielku z pyrosiarczanem potasu (2 g), Po ochłodzeniu, stop rozpuszcza się w rozcieńczonym kwasie siarkowym. Otrzymany w ten sposób roztwór siarczynu tytanu barwi się pod wpływem wody utlenionej na odcień jaskrawożółty, wskutek wytworzenia się kwasu nadtytanowego. (Najczulsza reakcja na nadtlenek wodoru).

Redukcja kwasu nadmanganowego na sól manganu.

Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu nadmanganianu potasu, zakwaszonego kwasem siarkowym, dodaje się wody utlenionej. Wydziela się obficie tlen, odszczepiony z drobin obu związków biorących udział w reakcji. Jak widać z tego przykładu, woda utleniona może działać nie tylko utleniająco ale i redukująco w zetknięciu z innymi ciałami utleniającymi.

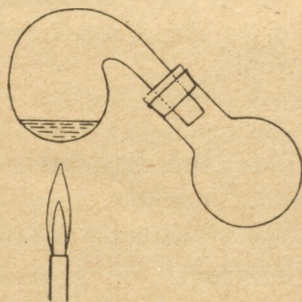
19 Siarka (S)

Liczba atomowa 16, ciężar atom. 32.06, temp. topnienia 114.4—119.2°, temp. wrzenia 444.5°.

Pierwiastek ten niemetaliczny, o charakterze dwu, cztero, lub sześciowartościowym, występuje w przyrodzie w kilku odmianach allotropowych. Siarka naturalna i t. zw. handlowa jest ciałem barwy żółtej, krystalicznym (układ rombowy). Ma

najwyższy, w porównaniu z innymi odmianami, ciężar właściwy $2.03 - 2.07$ i odznacza się wielką kruchością. Topi się w temperaturze 114.4° na ciecz ruchliwą, barwy jasnożółtej. Ciecz ta, po woli oziębiona, krzepnie, wydzielając długie, delikatne, prawie bezbarwne kryształy układu jednoskośnego. Odmiana ta ma mniejszy ciężar właściwy 1.96 , niż poprzednio wymieniona i wyższą temperaturę topnienia 119.2° . Jest trwała tylko powyżej temperatury 95.5° , oziębiona poniżej tej temperatury przechodzi zwolna w siarkę rombowa. Obie odmiany krystaliczne rozpuszczają się łatwo w dwusiarczku węgla a stopione i ogrzane do temperatury bliskiej wrzenia (444.5°) tworzą przy nagłym oziębieniu żółto-brunatną, elastyczną masę t. zw. siarkę plastyczną. Jest to mieszanina kilku odmian siarki, przeważa w niej jednak siarka bezpostaciowa, nierozpuszczalna w dwusiarczku węgla. Siarka plastyczna przechodzi również zwolna w siarkę rombowa. Siarka bezpostaciowa znajduje się także w kwiecie siarczanym, otrzymywanym przez sublimację siarki naturalnej i w siarce, uzyskiwanej przez strącenie z roztynów wielosiarczków metali alkalicznych lub ziem alkalicznych zapomocą kwasów. Siarka zapalona w powietrzu spala się niebieskawym płomieniem, przechodząc w dwutlenek siarki (SO_2). W obecności substancji kontaktowych, katalizatorów, utlenia się jeszcze energiczniej, tworząc trójtlenek siarki (SO_3), t. zw. bezwodnik kwasu siarkowego (H_2SO_4). Siarka reaguje łatwo ze wszystkimi prawie pierwiastkami, z azotem tylko, złotem i platyną nie łączy się bezpośrednio.

Oczyszczanie siarki surowej lub technicznej przez destylację.



Ryc. 58.

Doświadczenie. Siarkę surową (kilka kawałków) ogrzewa się w małej retorce do wrzenia (ryc. 58). Jako odbieralnika dla destylatu można użyć kolbki, do której przez szyjkę wprowadza się rurkę odpływową retorty. Siarka ogrzewana najpierw się topi, następnie wrze w temperaturze 444.5° a pary brunatne zestalają się na chłodnych

ścianach odbieralnika, tworząc delikatny żółtawy proszek t. zw. kwiat siarczany.

Otrzymanie siarki rombowej z siarki handlowej przez wykryształizowanie z dwusiarczku węgla.

Doświadczenie. Małą ilość siarki sproszkowanej rozpuszcza się na gorąco w dwusiarczku węgla (próbówkę zanurza się do wody gorącej, zdaleka od płomienia) i otrzymany roztwór przelewa się, dla oddzielenia od nierozpuszczonej reszty, do suchej próbki. Przy oziębieniu wydzielają się kryształy siarki rombowej.

Otrzymanie siarki jednoskośnej przez wykryształizowanie siarki handlowej z toluolu.

Doświadczenie. Małą ilość siarki dobrze sproszkowanej rozpuszcza się w małej objętości wrzącego toluolu. Otrzymany roztwór odlewa się do suchej próbki. Przy oziębieniu wydziela się siarka w słupkach jednoskośnych.

Otrzymanie siarki plastycznej.

Doświadczenie. Siarkę krystaliczną stapia się w próbce, ogrzewa prawie do wrzenia a otrzymaną masę płynną wlewa się ciekłym strumieniem do zimnej wody.

Siarka topi się najpierw w temperaturze około 115° na ciecz jasnożółtą, ruchliwą, która przy dalszym ogrzewaniu gęstnieje i ciemnieje, stając się w temperaturze około 150° tak gęstą, że nie można jej wylać z próbki. W temperaturze bliskiej wrzenia 444·5° staje się znów płynną, zatrzymując barwę ciemnobrunatną. Wlana do zimnej wody tworzy masę żółto-brunatną, podatną i elastyczną, tak zwaną siarką plastyczną.

Spalanie miedzi w parze siarki¹.

Reakcja: $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$.

Doświadczenie. Małą ilość siarki ogrzewa się w próbce do wrzenia i zanurza w tworzącej się parze wiórka lub

¹ Otrzymanie innych siareczków jak: żelaza, cynku, i rtęci, omówiono już w części ogólnej w rozdziale 3, (o syntezach chemicznych), strona 22.

cienkie blaszki miedzi. Miedź czernieje od powstającego siarczku miedzi (Cu S).

Połączenia siarki z wodorem.

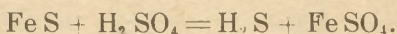
Siarkowodór, H₂ S.

Temperatura wrzenia — 60°, temp. zestalenia — 83°, 1 litr gazu waży 1'526 g.
(tem. 0° i ciśn. 760 mm).

Otrzymanie siarkowodoru z siarczków metali ciężkich działaniem kwasów mineralnych.

1. Z siarczku żelaza działaniem kwasu siarkowego.

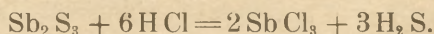
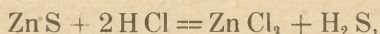
Reakcja:



Doświadczenie. Kilka kawałeczków siarczku żelaza wysypuje się do probówki i nalewa rozcieńczonego kwasu siarkowego. Wydziela się siarkowodór, gaz bezbarwny o nieprzyjemnej woni zgniłych jaj.

2. Z siarczku cynku lub antymonu działaniem kwasu solnego.

Reakcje:

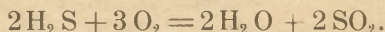


Doświadczenie. Kilka kawałeczków siarczku cynku lub antymonu oblewa się w probówce rozcieńczonym (12—15%-wym) kwasem solnym, ogrzewając lekko. Wywiązuje się siarkowodór. Dla otrzymania w większej ilości stosuje się przyrząd Kipp'a, w którym siarkowodór uzyskuje się z siarczku żelaza działaniem rozcieńczonego (około 20%-wego) kwasu siarkowego.

Własności chemiczne.

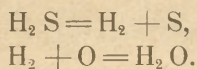
Spalanie siarkowodoru.

Reakcja:



Doświadczenie. Siarkowodór zapala się na końcu rurki

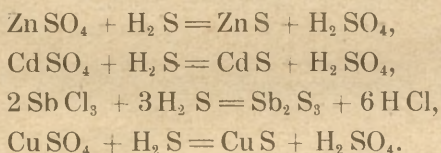
szklanej lub dmuchawki metalowej, połączonej zapomocą węża kauczukowego z przyrządem Kipp'a. Siarkowodór spala się płomieniem niebieskawym na wodę i dwutlenek siarki. Trzymając nad płomieniem zimną zlewkę szklaną można zauważyć powstawanie rosy na ścianach. Zlewka wypełnia się bezbarwnym gazem o woni duszącej. Ponieważ temperatura płomienia siarkowodoru przekracza 300°, gaz wydzielający się, ulega przy ogrzaniu częściowo rozkładowi we wnętrzu stożka płomienia. Dlatego, trzymając zimną płytkę porcelanową w poprzek płomienia, zauważa się na niej żółty nalot osiadającej siarki, podczas gdy wodór spala się na wodę:



Siarkowodór jest gazem bezbarwnym, palnym, cięższym od powietrza, o woni zgniłych jaj. Rozpuszcza się w wodzie łatwo już w zwyczajnej temperaturze (2—3 obj. siarkowodoru w 1 obj. wody). Roztwór wodny, tak zwana woda siarkowodorowa, wykazuje odczyn słabo kwaśny. Siarkowodór jest mianowicie bardzo słabym kwasem, słabszym nawet od kwasu węglowego. Jest on zarówno w stanie gazowym jak i w postaci roztworu ważnym odczynnikiem stosowanym w analizie jakościowej, strąca bowiem metale ciężkie z roztczynów ich soli w postaci trudno rozpuszczalnych siarczków.

Strącanie siarczku cynku, kadmu, antymonu i miedzi

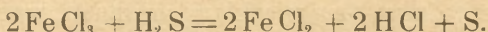
Reakcje:



Doświadczenie. Do poszczególnych roztczynów: siarczanu cynku, kadmu, miedzi, i chlorku antymonu (w probówkach) wprowadza się gazowy siarkowodór lub dolewa mocnej wody siarkowodorowej. Strącają się osady: biały siarczku cynku, żółty siarczku kadmu, pomarańczowy siarczku antymonu, brunatno-czarny siarczku miedzi.

Redukcja soli żelazowej na żelazawą.

Reakcja:



Doświadczenie. Zakwaszony (n. p. kwasem solnym) rozczyn chlorku żelazowego zadaje się mocną wodą siarkowodorową. Pod wpływem siarkowodoru rozczyn soli żelazowej odbarwia się wskutek redukcji soli żelazowej na żelazawą. Równocześnie wydziela się siarka koloidalnie i płyn mętnieje.

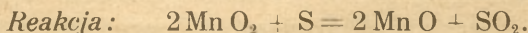
Połączenia siarki z tlenem.

Dwutlenek siarki, SO₂.

Temp. wrzenia — 10°, temp. zestalenia — 79°, gęstość wzgl. powietrza 2:264.

Sposoby otrzymania.

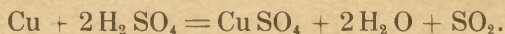
1. Z siarki i dwutlenku manganu¹.



Doświadczenie. 1 cz. wag. sproszkowanej siarki zmieszanej dokładnie z 8 cz. wag. sproszkowanego dwutlenku manganu ogrzewa się w probówce lub w rurce ze szkła trudno-topliwego, zatopionej na jednym końcu. Wydziela się dwutlenek siarki, gaz bezbarwny woni duszącej², dwa (przeszło) razy gatunkowo cięższy od powietrza. Równocześnie mała ilość siarki osiada na chłodnych ścianach rurki.

2. Z kwasu siarkowego i miedzi.

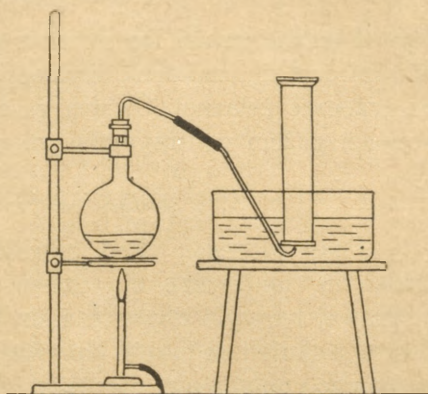
Reakcja:



¹ Otrzymanie dwutlenku siarki z pierwiastków, część ogólna, rozdział 6 o tlenie, strona 30.

² Z powodu przykrej, ostrej woni dwutlenku siarki i jego szkodliwości dla zdrowia doświadczenia z tym gazem należy wykonywać pod dobrze działającym wyciągiem.

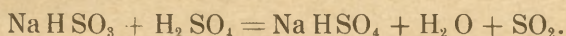
Doświadczenie. Drobną ilość opilek metalu miedzi (kilka gramów) ogrzewa się pod wyciągiem z małą objętością (kilka cm sz.) zgęszczonego kwasu siarkowego w probówce lub w kolbce zatkanej korkiem z rurką odpływową (ryc. 59). Wydzielający się dwutlenek siarki chwyta się, po wypędzeniu powietrza z przyrządu, do cylindrów szklanych, lub wprowadza do czystej wody destylowanej.



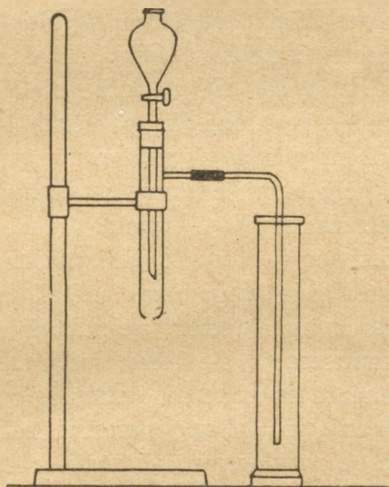
Ryc. 59.

3. Z kwaśnego siarczynu sodu działaniem kwasu siarkowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Do stężonego roztworu kwaśnego siarczynu (NaHSO_3) lub siarczynu sodu (Na_2SO_3) we flaszce z rurką odpływową¹ (ryc. 60) dopuszcza się z rozdzielacza, umieszczonego w korku, zamykającym szyjkę flaszki, kroplami stężony kwas siarkowy. Wydziela się dwutlenek siarki, gaz bezbarwny o woni przenikliwej duszącej.



Ryc 60

¹ Zamiast flaszki z rurką odpływową można też użyć przy doświadczeniach na mniejszą skalę, probówki z boczną rurką (ryc. 16).

Własności chemiczne.

Doświadczenie. Do słoika napełnionego dwutlenkiem siarki wprowadza się zapaloną świecę, umieszczoną na drucie albo na łyżeczce żelaznej. Świeca gaśnie, dwutlenek siarki nie jest bowiem gazem podtrzymującym palenie.

Odbarwianie kwiatów.

Doświadczenie. Pod odwróconym kloszem lub słoikiem szklanym umieszcza się czerwony goździk lub inny kwiat jaskrawej barwy i dopuszcza się dwutlenek siarki. Kwiaty tracą barwę wskutek redukcji barwika albo też tworzenia się bezbarwnego połączenia barwika z dwutlenkiem siarki. Barwa pierwotna wraca po wymyciu kwiatów rozcieńczonym kwasem solnym.

Otrzymanie kwasu siarkawego.

Reakcja: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.

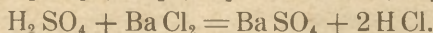
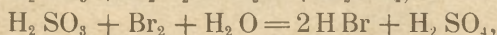
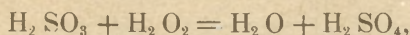
Doświadczenie. Probówkę starannie osuszoną napełnia się dwutlenkiem siarki, zatyka i otwiera po zanurzeniu jej w wodzie. Woda wypełnia szybko probówkę, bo dwutlenek siarki rozpuszcza się w wodzie¹. Rozczyn otrzymany, zawierający kwas siarkawy (H_2SO_3), wykazuje silnie kwaśną reakcję. Zmienia on barwę niebieską papierka lakmusowego na czerwoną. Kwas siarkawy znany jest jedynie w rozcieńczonych roztworach wodnych; przy ich podgrzewaniu rozpada się na wodę i dwutlenek siarki. W roztworze utlenia się stopniowo na kwas siarkowy. Roztwór wodny kwasu siarkawego, zubożniany wodorotlenkami lub węglanami metali alkalicznych, tworzy sole t. zw. siarczyny. Siarczyny metali alkalicznych i metalu magnezu rozpuszczają się łatwo we wodzie; siarczyny innych metali natomiast są znacznie trudniej rozpuszczalne. Wszystkie rozpuszczają się łatwo w wodzie zakwaszonej kwasem solnym, ulegając rozkładowi. W roztworach wodnych przechodzą powoli, wskutek utleniania się pod wpływem tlenu powietrza, w siarczany. Przemiana ta zachodzi o wiele szybciej w obecności środków utleniających. Siarczyny należą też do energicznych czynników redukujących.

¹ 1 obj. wody w 15° temp. rozpuszcza 43 obj. SO_2 .

Reakcje kwasu siarkawego.

Utlenianie na kwas siarkowy działaniem wody utlenionej lub bromowej.

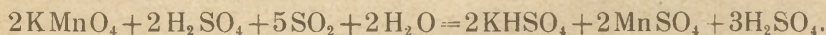
Reakcje:



Doświadczenie. Rozczyn świeżo otrzymany kwasu siarkawego (n. p. w probówce) zadaje się najpierw rozczyntem chlorku baru a następnie wodą utlenioną lub bromową. Z chwilą, gdy doda się wody utlenionej lub bromowej, powstaje biały osad siarczanu baru (BaSO_4), wskutek utlenienia kwasu siarkawego na siarkowy. Rozczyn kwasu siarkawego po dłuższem staniu i działaniu nań tlenu powietrza wykazuje również tę samą reakcję z chlorkiem baru.

Redukcja kwasu nadmanganowego.

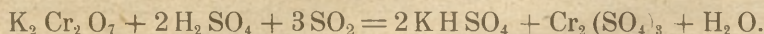
Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn nadmanganianu potasu zakwasza się kwasem siarkowym i zadaje rozczyntem kwasu siarkawego. Fioletowo-czerwony rozczynt odbarwia się, wskutek redukcji soli kwasu nadmanganowego na sól manganu (Mn^{II}).

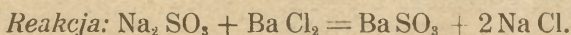
Redukcja kwasu chromowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn dwuchromianu potasu, zakwaszony kwasem siarkowym, zadaje się kwasem siarkawym w nadmiarze i ogrzewa. Zachodzi zmiana barwy pomarańczowej na zieloną wskutek redukcji soli kwasu chromowego (Cr^{VI}) na sól chromową (Cr^{III}).

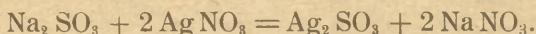
Strącanie siarczynu baru z roztworu siarczynu sodu działaniem chlorku baru.



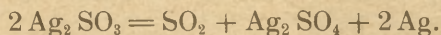
Doświadczenie. Do obojętnego roztworu siarczynu sodu dolewa się roztworu chlorku baru; powstaje biały osad siarczynu baru (BaSO_3), rozpuszczalny łatwo w rozcieńczonym kwasie solnym i azotowym.

Otrzymanie siarczynu srebra.

Reakcja:

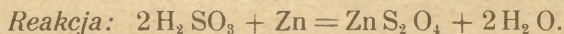


Doświadczenie. Rozczyn siarczynu sodu zadaje się roztworem azotanu srebra. Powstaje krystaliczny biały osad siarczynu srebra (Ag_2SO_3). Osad ten przy ogrzewaniu z wodą czernieje. Część srebra zawartego w siarczynie srebra wydziela się mianowicie w postaci metalu, podczas gdy druga przechodzi do roztworu jako siarczan:



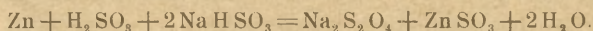
Kwas podsiarkawy (hydrosiarkawy), $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$.

Otrzymanie podsiarczynu (hydrosiarczynu) cynku.

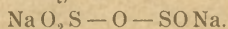


Doświadczenie. Kilka kawałeczków granulowanego cynku, wrzuca się do małej kolbki lub probówki, nalewa wodnego roztworu kwasu siarkawego, zatyka kolbkę lekko korkiem z waty i zostawia w spokoju na pewien czas. Otrzymuje się ciecz żółtawą zawierającą podsiarczyn (hydrosiarczyn) cynku, sól bardzo łatwo utleniającą się na powietrzu na mieszaninę siarczanu i siarczynu cynku. Wodne roztwory podsiarczynów działają bardzo energicznie redukująco. Błękit indygowy poddany działaniu podsiarczynu cynku lub sodu¹ przechodzi wskutek redukcji w bezbarwną biel indygową. Bibuła lub tkanina, napo-

¹ Sól tę otrzymuje się działaniem cynku na kwaśny siarczyn sodu w obecności kwasu siarkawego:



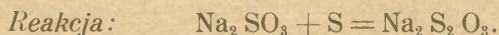
Ponieważ podsiarczyn sodu działaniem wody rozpada się na mieszaninę kwaśnego siarczynu sodu (NaHSO_3) i kwaśnego sulfoksylanu sodu (NaHSO_2), należy go uważać za sól złożoną, o wzorze:



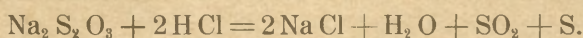
jona tak otrzymanym roztworem bieli indygowej, zabarwia się pod wpływem tlenu powietrza na niebiesko wskutek przemiany powrotnej bieli indygowej na błękit indygowy.

Kwas tiosiarkowy, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

1. Otrzymanie tiosiarczanu sodu z siarczynu sodu i siarki.



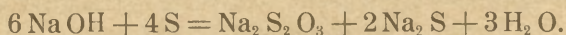
Doświadczenie. 20 cm sz. stężonego roztworu siarczynu sodu ogrzewa się przez krótki czas z 1 g sproszkowanej siarki i sączy od nadmiaru siarki. Przesącz zawiera tiosiarczan sodu. Sam kwas tiosiarkowy nie istnieje w stanie wolnym. Związek ten w chwili wydzielenia rozkłada się na wodę, dwutlenek siarki i siarkę:



Tiosiarczany metali alkalicznych i kadmu rozpuszczają się łatwo w wodzie, innych zaś metali znacznie trudniej. Tiosiarczany pewnych metali rozpuszczają się w nadmiarze tiosiarczanów alkalicznych, tworząc t. zw. sole zespolone (kompleksowe).

2. Otrzymanie tiosiarczanu sodu z wodorotlenku sodu i siarki.

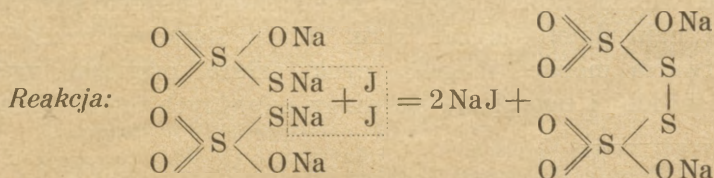
Reakcja:



Doświadczenie. Małą objętość roztworu wodorotlenku sodu ogrzewa się do wrzenia w probówce z drobną ilością sproszkowanej siarki. Siarka rozpuszcza się, powstaje mieszanina tiosiarczanu sodu z siarczkiem sodu.

Reakcje soli kwasu tiosiarkowego.

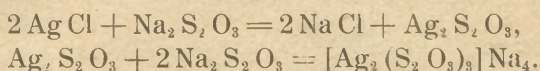
Odbarwienie roztworu jodu.



Doświadczenie. Roztwór jodu w jodku potasu barwy brunatnej zadaje się roztworem tiosiarczuanu sodu. Płyn odbarwia się wskutek tworzenia się czterotioianu sodu i jodku sodu.

Rozpuszczanie chlorku srebra.

Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn azotanu srebra w próbówce miesza się z roztworem chlorku sodu i wstrząsa silnie próbówką. Powstaje biały, serowaty osad chlorku srebra (Ag Cl). Następnie odlewa się płyn znajdujący się nad osadem. Osad zadany roztworem tiosiarczuanu sodu rozpuszcza się w nadmiarze tego odczynnika wskutek powstania soli zespolonej, w wodzie łatwo rozpuszczalnej, t. zw. srebro-tiosiarczuanu sodu.

Kwas siarkowy, $\text{H}_2 \text{SO}_4$.

Czysty bezwodny kwas siarkowy jest bezbarwną oleistą cieczą o c. wł. 1·85, krzepnącą w temperaturze około 0° . Zestalony topi się w temperaturze $+10^\circ$. Poddany destylacji ulega częściowo rozkładowi, przyczem wywiązują się białe dymy, pary bezwodnika kwasu siarkowego (SO_3). Tworząca się wskutek rozkładu woda rozcieńcza pozostały kwas, poczem w temp. 338° destyluje kwas 98·3%-wy. Zwykły, handlowy kwas siarkowy o c. wł. 1·83—1·84 zawiera 93—96% właściwego absolutnego kwasu. Bywa często zanieczyszczony różnemi ciałami, jak siarczanem ołowiu, kwasem arsenawym, kwasami azotu oraz ciałami organicznemi, które nadają mu barwę brunatną. Stężony kwas siarkowy jest bardzo hygroskopijny i dlatego używa się go do osuszania gazów. Jest to kwas bardzo silny. Jako kwas dwuzasadowy tworzy sole obojętne i kwaśne. Siarczany różnych metali rozpuszczają się przeważnie łatwo w wodzie, trudno rozpuszczalnemi są siarczany: wapnia, strontu, ołowiu, najtrudniej siarczan baru. Kwas siarkowy rozcieńczony roztwarza metale: magnez, cynk, żelazo, przyczem wydziela się wodór¹ i tworzą się siarczany odnośnych metali. Przy roz-

¹ Rozdział I, o wodorze, strona 69.

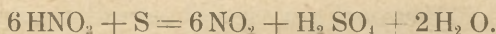
tworzeniu metali w stężonym kwasie na gorąco n. p. miedzi, rtęci, kwas ten ulega częściowej redukcji na dwutlenek siarki¹.

Bezwodnikiem kwasu siarkowego jest trójtlenek siarki SO_3 . Świeżo otrzymany tworzy bezbarwne i przezroczyste kryształy, dymiące silnie na powietrzu wilgotnem. Topi się w temperaturze $+17.1^\circ$ a wrze w 46° . Z wodą łączy się nadzwyczaj energicznie na kwas siarkowy. Polimeryzuje się łatwo już w zwykłej temperaturze na tlenek o wzorze S_2O_6 , który tworzy długie, białe, podobne do włókien azbestu kryształy (produkt handlowy). Bezwodnik kwasu siarkowego rozpuszcza się w stężonym kwasie siarkowym, przechodząc w t. zw. kwas pyrosiarkowy ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), połączenie drobinowe SO_3 z H_2SO_4 . W zwykłej temperaturze kwas ten przedstawia ciało stałe o p. t. 35° , dymiące silnie w powietrzu².

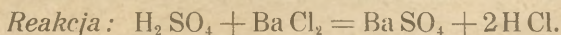
Otrzymanie kwasu siarkowego:

1. Z pirytu lub siarki działaniem kwasu azotowego.

Reakcja:



Doświadczenie. 1 g sproszkowanego pirytu FeS_2 lub sproszkowanej siarki ogrzewa się w parownicze porcelanowej z 20—30 cm sz. zgęszczonego kwasu azotowego tak długo, aż przestaną wydzielać się brunatne dymy dwutlenku azotu (NO_2). Płyn po oziębieniu rozcieńcza się wodą a przesącz zadaje się roztynem chlorku baru. Wydzielający się biały osad siarczanu baru (BaSO_4), wskazuje na obecność kwasu siarkowego.



2. Z siarki przez stopienie z saletrą.

Doświadczenie. Kilka gramów saletry potasowej stapia się w tygielku porcelanowym ogrzewając silnie aż do wywiązywania się tlenu. Do stopu tego wrzuca się kawałeczek siarki. Siarka spala się energicznie płomieniem niebieskawym. Stop

¹ Otrzymanie dwutlenku siarki, rozdział 19, strona 142.

² Kwas pyrosiarkowy i roztyny SO_3 w stężonym kwasie siarkowym (zawierające do 70% SO_3) znane są w handlu pod nazwą „oleum“.

po oziębieniu rozpuszcza się w wodzie i sączy roztwór przez bibułę. W przesączu można łatwo wykryć chlorkiem baru obecność jonów SO_4^{--} .

Wydzielanie się ciepła przy mieszaniu stężonego kwasu siarkowego z wodą.

Doświadczenie. Małą objętość wody destylowanej w probówce zadaje się, wlewając po ścianie, taką samą ilością zgęszczonego kwasu siarkowego. Przy zmieszaniu ciecz rozgrzewa się silnie. Jest to następstwem tworzenia się wodnianów kwasu siarkowego¹.

Zwęglanie substancji organicznej działaniem stężonego kwasu siarkowego.

Doświadczenie. Niewielką ilość ciepłego, stężonego roztworu cukru wlewa się do wąskiej małej zlewki, wstawia ją do szerszego naczynia a do roztworu cukru w zlewce dolewa się z probówki ostrożnie nieco stężonego kwasu siarkowego. Wskutek działania odciągającego wodę cukier ulega zwęgleniu².

Chlorowce.

Fluor, Chlor, Brom, Jod.

20. Fluor (F).

Liczba atomowa 9, ciężar atom. 19, temp. wrzenia — 187°, temp. krzepnięcia — 233°.

Jest to gaz barwy jasnozielonej, woni przykrej, ostrej, silnie trujący; Pierwiastek o najsilniejszych własnościach elektroujemnych. Reaguje nadzwyczaj energicznie ze wszystkimi prawie pierwiastkami, tworząc sole trwałe, t. zw. fluorki. Tylko z tlenem i argonowcami nie tworzy żadnego połączenia. Z wodorem łą-

¹ Są to związki drobinowe kwasu siarkowego z wodą n. p. $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

² Reakcja zachodzi w ten sposób, że stężony kwas siarkowy, odbierając cukrom równoważne ilości wodoru i tlenu, wiąże je na wodę, pozostawiając wolny węgiel.

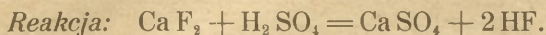
czy się tak energicznie, że reaguje z nim w jego połączeniach. Przy działaniu n. p. na wodę rozkłada ją już w ciemności i w bardzo niskiej temperaturze (przy chłodzeniu ciekłym powietrzem), wydzielając tlen (względnie ozon) i łącząc się z wodorem na fluorowodor. Z powodu trudności technicznych, zbyt kosztownych urządzeń aparatu i skomplikowanych warunków otrzymywania, fluor nie nadaje się do laboratoryjnych doświadczeń.

Fluorowodor, HF (H_2F_2)¹.

Temperatura wrzenia $+19.4^\circ$, temp. zestalenia -92.3° .

Gaz bezbarwny, skrapla się łatwo przez oziębienie na ciecz ruchliwą, dymiącą na powietrzu o temperaturze wrzenia 19.4° . Odnacza się ostrym zapachem. Jest silnie trujący, wywołuje na skórze przykre sparzenia. Rozpuszczalny bardzo łatwo w wodzie, tworzy z nią roztwór, t. zw. kwas fluorowodorowy, który jedyny z pośród wszystkich kwasów odnacza się własnością rozpuszczania krzemionki (SiO_2), łącząc się z nią na lotny fluorek krzemu. Używa się go do rozpuszczania krzemianów i do trawienia szkła a przechowuje w naczyniach z kauczuku lub parafiny. Pewne sole kwasu fluorowodorowego n. p. fluorki metali alkalicznych, srebra, glinu, cyny i rtęci, rozpuszczają się łatwo w wodzie, inne natomiast, jak fluorki metali ziem alkalicznych, ołowiu, miedzi, i cynku są w wodzie bardzo trudno rozpuszczalne.

Otrzymanie fluorowodoru z fluorku wapnia działaniem kwasu siarkowego.



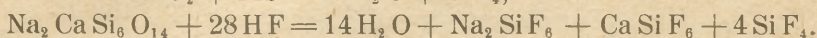
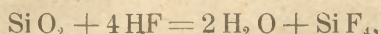
Doświadczenie. Małą ilość sproszkowanego fluorku wapnia miesza się w probówce z niewielką również ilością zgęszczo-

¹ Pomiary ciężaru drobinowego fluorowodoru wskazują, że w zwyczajnej temperaturze dwie drobin tego gazu łączą się na podwójną cząsteczkę $2HF = H_2F_2$. Dopiero powyżej 88° można stwierdzić normalne wartości, odpowiadające wzorowi HF. Zjawisko takie, powstawania cząsteczek złożonych z kilku drobin pojedynczych, nazwano asocjacją.

nego kwasu siarkowego i ogrzewa ostrożnie (pod wyciągiem). Wydziela się fluorowodór, gaz bezbarwny o woni duszącej, który na powietrzu wilgotnem pochłania zawartą w niem wodę (w postaci pary), tworząc dymy białe wskutek przemiany w wodny kwas fluorowodorowy.

Trawienie szkła zapomocą kwasu fluorowodorowego.

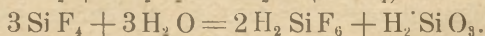
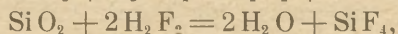
Reakcje:



Doświadczenie. Płytkę szklaną powleka się cienką warstwą wosku lub parafiny, kreśli na niej rylcem jakiś napis lub rysunek i pociąga miejsca, z których wosk usunięto, kilka razy pędzelkiem zmoczonym w roztworze kwasu fluorowodorowego. Po upływie kilku minut, zmywa się płytkę dokładnie wodą i lekko podgrzewając ściera z niej wosk. Na szkłe pozostaje wytrawiony napis lub rysunek.

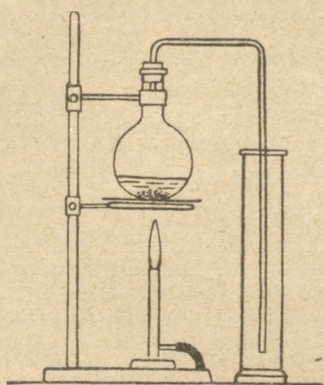
Otrzymanie kwasu fluorokrzemowodorowego z fluorku krzemu i wody.

Reakcje:



Doświadczenie. Kilka gramów fluorku wapnia (lub sodu), zmieszanego z drobną ilością piasku lub sproszkowanego szkła, zadaje się w kolbce stężonym kwasem siarkowym (około 20 cm sz.). Po zmieszaniu zatyka się kolbkę korkiem gumowym z rurką dwa razy zgiętą pod kątem prostym (ryc. 61, str. 153) i ogrzewa się małym płomieniem gazowym na siatce azbestowej. Drugi koniec rurki wkłada się do cylindra szklanego prawie do samego dna, nalewa do cylindra tyle rtęci, by tylko koniec rurki był w niej zanurzony, a następnie większą ilość wody destylowanej (kilkadziesiąt cm sz.), uważając, by nie zwilżyć wodą wnętrza rurki zanurzonej w rtęci. Przy ogrzewaniu mieszaniny wydziela się najpierw z fluorku wapnia działaniem stężonego kwasu siarkowego fluorowodór, który z piaskiem, względnie

szkłem, wytwarza gazowy fluorek krzemu. Związek ten rozkłada się zaraz pod wpływem wody na kwas krzemowy, i fluorkrzemowodorowy. Kwas krzemowy wydziela się w postaci bezbarwnej galaretki, podczas gdy w roztworze pozostaje kwas fluorokrzemowodorowy (H_2SiF_6). Po odsączeniu koloidalnego kwasu krzemowego otrzymuje się roztwór wodny kwasu fluorokrzemowodorowego. Roztwór tego kwasu tworzy z solami potasu i baru charakterystyczne, bezbarwne osady, trudno rozpuszczalne w wodzie. Sam kwas nie istnieje w stanie wolnym, przy podgrzewaniu roztworu wodnego rozkłada się bowiem na fluorek krzemu i fluorowodor.

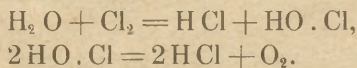


Ryc. 61.

21. Chlor (Cl).

Liczba atomowa 17, ciężar atom. 35.45, gęstość względem powietrza) 2.45, ciężar 1 litra 3.2 g (temp. 0°, ciśn. 760 mm).

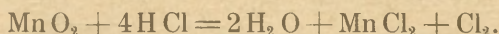
Gaz, żółto-zielony, po fluorze pierwiastek o charakterze najsilniej elektroujemnym. Skrapla się łatwo na ciecz barwy żółtej, która wrze w temperaturze — 36.6°, a krzepnie w temperaturze — 102°. Tworzy, podobnie jak fluor, połączenia ze wszystkimi pierwiastkami (z wyjątkiem gazów szlachetnych czyli argonowców), łączy się z tlenem a nawet z azotem i irydem. W roztworze wodnym (t. zw. wodzie chlorowej) chlor oddziałuje na wodę o ile zachodzi współdziałanie światła słonecznego (lub bogatego w promienie pozafioletkowe), przyczem tworzy się tlen i chlorowodor. Jest to więc reakcja fotochemiczna. Pod wpływem naświetlania tworzy się mianowicie w pierwszym stadium chlorowodor i kwas podchlorawy. Ten ostatni rozpada się z kolei na chlorowodor i tlen. Przebieg reakcji da się ująć w następujące dwa równania:



Sposoby otrzymania chloru:

1. Z kwasu solnego i dwutlenku manganu.

Reakcja:



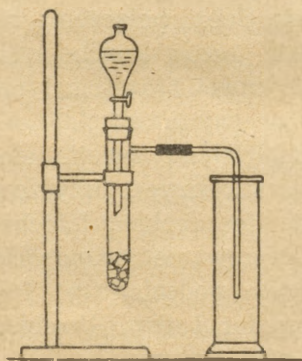
Doświadczenie. Kilka gramów sproszkowanego dwutlenku manganu zadaje się w kolbce nieco większą objętością (15 do 20 cm sz.) zgęszczonego kwasu solnego. Po zmieszaniu kolbkę zatyka się korkiem gumowym z rurką w dwóch miejscach zgietą pod kątem prostym (ryc. 61, str. 150) i ogrzewa się ostrożnie płomieniem palnika Bunzена na siatce azbestowej pod wyciągiem¹. Wskutek działania utleniającego dwutlenku manganu na kwas solny wydziela się chlor, gaz żółto-zielony o woni przykrej, duszącej. Ponieważ chlor rozpuszcza się dość łatwo w wodzie, zwłaszcza w zimnej (1 obj. wody w 10 rozpuszcza około 2·7 obj. chloru), nie należy zbierać go w cylindrach, napełnionych zimną wodą, w wanience pneumatycznej, ale wprost w cylindrach szklanych. Jako gaz, blisko 2·5 razy cięższy od powietrza, chlor wypiera je z łatwością z naczyń, w które się go wprowadza.

2. Z kwasu solnego i wapna chlorowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Do kolbki destylacyjnej, zaopatrzonej za pomocą korka w rozdzielacz, lub do probówki z rurką odpływową (ryc. 62), wprowadza się niewielką ilość wapna chlorowego i po zatkaniu korkiem dodaje się kroplami z rozdzielacza stężonego kwasu solnego. Wywiązujący się chlor chwyta się wprost do cylindra szklanego, wprowadzając go rurką, sięgającą aż na spód cylindra. Wprowadzając chlor gazowy do wody destylowanej w niskiej temperaturze, otrzymuje się roztwór chloru t. zw.



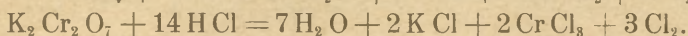
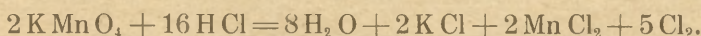
Ryc. 62.

¹ Doświadczenia te należy wykonywać ostrożnie tylko pod dobrze

wodę chlorową, która, przechowywana w naczyniach ze szkła zabarwionego czarno lub brunatno, może służyć do różnych reakcji na chlor.

3. Z kwasu solnego i nadmanganianu lub dwuchromianu potasu.

Reakcje:



Doświadczenie. Niewielką ilość sproszkowanego nadmanganianu lub dwuchromianu potasu wsypuje się do kolbki destylacyjnej i zatkawszy ją korkiem z rozdzielaczem, ogrzewa się zapomocą małego płomienia na siatce azbestowej. Równocześnie wkrapla się z rozdzielacza stężony kwas solny. Wywiązuje się równomierny strumień czystego chloru. Metoda ta jest bardzo dogodna, zwłaszcza gdy chodzi o otrzymanie pewnej określonej ilości chloru.

Badanie własności chemicznych.

Spalania antymonu, arsenu i bizmutu w atmosferze chloru.

Doświadczenia. Do trzech cylindrów napełnionych chlorem wsypuje się, do każdego oddzielnie, nieco sproszkowanego antymonu, arsenu i bizmutu. Metale te ulegają przemianom w ich chlorki (Sb Cl_3 , As Cl_3 , Bi Cl_3), przyczem reakcjom, zachodzącym bardzo żywo, towarzyszą zjawiska silnego wydzielania się ciepła i światła, podobnie jak przy gwałtownem spalaniu się pewnych substancyj.

Spalanie miedzi w chlorze.

Doświadczenie. Do cylindra z chlorem wrzuca się ogrzane w pierw wiórka miedziane (lub płatki t. zw. pozłótki). Miedź zmienia się na chlorek miedzi (Cu Cl_2) wśród objawów podobnych do spalania się.

działającym wyciągiem, unikając wdychania chloru, który jest bardzo szkodliwy dla zdrowia, wywołuje bowiem silne podrażnienia błony śluzowej, przy dłuższem zaś działaniu sprowadza krwotok i groźny stan zapalny narządów oddechowych w organiźmie.

Otrzymanie chlorku sodu z chloru i sodu.

Doświadczenie. Wąskie skrawki czystego i suchego sodu metalicznego wrzuca się do cylindra napełnionego chlorem i przykrywa go natychmiast szczelnie szklaną płytką. Sód, łącząc się powoli z chlorem, rozsypuje się po dłuższym czasie na biały proszek: chlorek sodu (NaCl). Jeżeli do słoika z chlorem włoży się stopiony sód (najlepiej na łyżce żelaznej), to metal ten spala się energicznie żółtym płomieniem na chlorek sodu.

Spalanie fosforu w atmosferze chloru.

Doświadczenie. Do cylindra z chlorem wkłada się kawałek żółtego fosforu na łyżce żelaznej, napełnionej piaskiem. Fosfor po chwili sam się zapala, łącząc się z chlorem na trójsklorek fosforu (PCl_3).

Czernienie bibuły napojonej olejkiem terpentynowym.

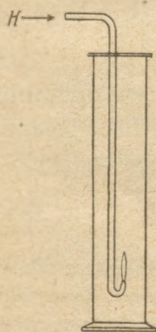
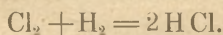
Doświadczenie. Skrawek bibuły napojonej olejkiem terpentynowym wkłada się do słoika napełnionego chlorem. Bibuła czernieje, gdyż chlor, odszczepiając wodór zawarty w olejku terpentynowym, łączy się z nim na chlorowodór.

Odbarwianie roztworu indyga lub lakmusu.

Doświadczenie. Do cylindra z chlorem wlewa się roztwór indygokarminu lub lakmusu. Wskutek utlenienia barwików tych roztworu ich tracą pierwotną barwę. Również i napis, dokonany świeżo na papierze atramentem, znika pod działaniem chloru.

Łączenie się wodoru z chlorem.

Reakcja:



Ryc. 63. mgły chlorowodoru.

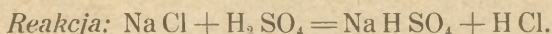
Doświadczenie. Wodór, wywiązany w przyrządzie Kippa z cynku i kwasu siarkowego, zapala się na końcu zagiętej i zwężonej rurki metalowej lub szklanej, połączonej z przyrządem zapomocą węża kauczukowego (ryc. 63). Następnie wkłada się rurkę z płomieniem wodorowym do cylindra, napełnionego chlorem. Wodór pali się dalej w chlorze, płomień jednak zmienia barwę i tworzą się

Połączenie chloru z wodorem.

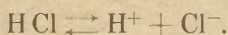
Chlorowódór, HCl.

Gaz bezbarwny, gęstość (względem powietrza) 1·269, temperatura wrzenia - 83·7°, temp. zestalenia — 111°

Otrzymanie z chlorku sodu działaniem kwasu siarkowego.



Doświadczenie. Do małej kolbki destylacyjnej wysypuje się kilka gramów (n. p. 6) sproszkowanej soli kuchennej, dodaje małą objętość wody (n. p. 3 cm sz.), zatyka się kolbkę korkiem (ryc. 44, str. 92), poczem zapomocą rozdzielacza wprowadza się kilka cm sz. stężonego kwasu siarkowego. W tych warunkach i przy lekkim ogrzewaniu kolbki, wydziela się chlorowódór, gaz bezbarwny o woni duszącej, tworzący mgłę w zetknięciu z wilgotnem powietrzem. Ponieważ jest on cięższy od powietrza chwyta się go wprost do otwartych suchych probówek (lub cylindrów), poczem probówkę zatyka się palcem (suchym), wkłada do wody i otwiera. Woda powinna momentalnie wypełnić probówkę, gdyż jedna objętość wody w temp. 18° pochłania kilkaset (450) objętości chlorowodoru. Rozczyn wodny chlorowodoru, t. zw. kwas solny, oddziałuje silnie kwaśno, zmieniając barwę niebieską papierka lakmusowego na czerwoną. Do otrzymania chlorowodoru w niskiej temperaturze w opisanem przyrządzie można użyć zamiast soli kuchennej także stężonego kwasu solnego. Stężony kwas siarkowy, wprowadzony do kwasu solnego, wiąże mianowicie zawartą w nim wodę, wydzielając gazowy chlorowódór. Gęstość roztworu nasyconego (43%-owego) kwasu solnego wynosi w temp. 15° 1·206. Zwyczajny kwas handlowy, o c. wł. 1·18—1·19, zawiera 36—39% HCl. Przy ogrzewaniu wydziela się gazowy chlorowódór, przy 110° zaś zachodzi destylacja, przyczem jako destylat otrzymuje się kwas, zawierający 20% HCl. Kwas solny należy do najsilniejszych kwasów. W rozcieńczonym roztworze wodnym jest on całkowicie zdysocjowany według wzoru:



Jest to kwas jednozasadowy. Sole jego nazywają się chlorkami.

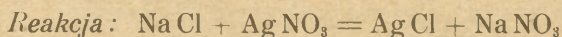
Roztwarzanie cynku, żelaza i magnezu w kwasie solnym.

Reakcje :



Doświadczenia. Kawałki cynku, żelaza i magnezu oblewa się w probówkach kwasem solnym, (rozcieńczonym wodą w stosunku 1:1). Kwas roztwarza energicznie metale na odpowiednie chlorki, przyczem reakcji towarzyszy wydzielanie się wolnego wodoru.

Strącanie chlorku srebra z roztworu chlorku sodu działaniem azotanu srebra.



Doświadczenie. Rozcieńczony kwas solny lub roztwór wodny chlorków, n. p. chlorku sodu (soli kuchennej), zadaje się roztworem azotanu srebra. Powstaje biały, serowaty osad chlorku srebra, rozpuszczalny łatwo w roztworze amoniaku (reakcja na jony Cl^-).

Obliczanie zawartości procentowej chlorowodoru w kwasie solnym na podstawie oznaczenia ciężaru właściwego.

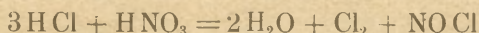
Doświadczenie. Oznacza się ciężar właściwy prób stężonego i rozcieńczonego kwasu solnego zapomocą areometru w temp. 15°. Z oznaczonego ciężaru właściwego można w przybliżeniu obliczyć zawartość procentową chlorowodoru w ten sposób, że cyfry dziesiętne ciężaru właściwego mnoży się przez liczbę 2. Jeżeli więc np. kwas solny ma ciężar właściwy 1.19, to zawartość procentowa chlorowodoru gazowego wynosi $2 \times 19 = 38\%$.

Dokładniejsze wiadomości co do zgęszczenia badanego kwasu można uzyskać, posługując się tablicami Lunge'go i Marchlewskiego¹, w których zestawione są zawartości procentowe HCl dla roztczynów o określonych ściśle ciężarach właściwych. Znając c. wł., kwasu można łatwo odnaleźć jego zgęszczenie.

¹ Dodatek „Najważniejsze odczynniki chemiczne“ tabela III.

Otrzymanie wody królewskiej.

Reakcja :



Doświadczenie : Małą objętość zgęszczonego kwasu azotowego miesza się w probówce z trzechkrotnie większą objętością stężonego kwasu solnego i ogrzewa lekko pod wyciągiem (digestorjum). W mieszaninie, która przybiera barwę żółto-czerwoną, tworzy się chlorek nitrozyłowy (NOCl) i wolny chlor.

Połączenia chloru z tlenem.

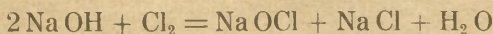
Chlor tworzy z tlenem kilka związków, w których występuje w stosunku do tlenu jako pierwiastek jedno, cztero nawet siedmiowartościowy. Obok tlenków Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 , które są cieczeniami łatwo a nawet wybuchowo rozkładającymi się, znane są, głównie w postaci soli, cztery kwasy tlenowe chloru: kwas podchlorawy ($\text{HO} \cdot \text{Cl}$), chlorawy ($\text{HO} \cdot \text{ClO}$), chlorowy ($\text{HO} \cdot \text{ClO}_2$) i nadchlorowy ($\text{HO} \cdot \text{ClO}_3$). Związki te, z powodu nietrwałości w stanie wolnym, nie nadają się, jako takie, do ćwiczeń dla początkujących praktykantów.

Kwas podchlorawy, $\text{HO} \cdot \text{Cl}$.

Kwas ten znany jest tylko w roztworach wodnych, które odznaczają się barwą żółtą i charakterystycznym zapachem. Ulega łatwo rozkładowi na świetle na tlen i chlorowódór; dlatego działa silnie utleniająco. Sole metali alkalicznych kwasu podchlorawego, n. p. podchloryn sodu lub potasu, znane są jedynie w roztworach wodnych. Najważniejszym technicznie jest podchloryn wapnia, tak zwane wapno chlorowe.

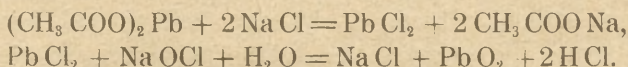
Otrzymanie podchlorynu sodu z chloru i wodorotlenku sodu.

Reakcja :



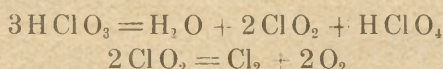
Doświadczenie. Chlor przepuszcza się przez 8%-wy ług sodowy (NaOH) w probówce lub kolbce tak długo, aż próbka roztworu, rozcierana między palcami, przestanie być śliską. Jako

produkt reakcji tworzy się podchloryn sodu. Rozczyny podchlorynów odbarwiają roztwory barwików n. p. lakmusu, indyga. Kwasy wydzielają z nich wolny kwas podchlorawy o charakterystycznym zapachu. Przy zadaniu ich octanem ołowiu wydzielają się najpierw biały chlorek ołowiu a następnie brunatny dwutlenek ołowiu:



Kwas chlorowy, $\text{HO} \cdot \text{ClO}_2$.

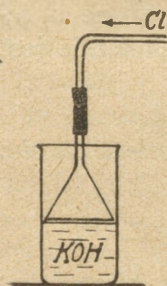
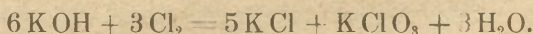
Kwas ten jest trwały jedynie w roztworze wodnym. W stanie bezwodnym rozpada się już w 40° na chlor, tlen i kwas nadchlorowy, według równania:



Stężone roztwory wodne wykazują silnie kwaśny charakter i działają silnie utleniająco. Sole jednozasadowego kwasu chlorowego t. zw. chlorany, są trwałe i wszystkie, z wyjątkiem chloranu potasu, t. zw. soli Bertholleta, która jest stosunkowo najtrudniej rozpuszczalna, rozpuszczają się łatwo w wodzie. Przy prażeniu w stanie stałym wydzielają tlen.

Otrzymanie chloranu potasu z chloru i wodorotlenku potasu

Reakcja:

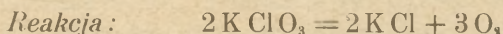


Ryc. 64.

Doświadczenie. Niewielką objętość stężonego roztworu wodorotlenku potasu (1 : 2) wlewa się do zlewki, ogrzewa roztwór prawie do wrzenia a do gorącego roztworu wprowadza się chlor rurką zakończoną lejkiem (ryc. 64) tak długo, aż przestaną wydzielać się kryształki chloranu potasu. Kryształki odsąca się na pompce wodnej i przemywa dwa razy małą ilością zimnej wody. Od pozostałego jeszcze w nich ługu pokryształcznego można je uwolnić przez przekryształowanie z wody gorącej.

Doświadczenia z chloranem potasu.

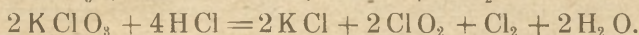
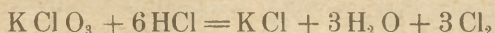
Otrzymanie tlenu.



Doświadczenie. Małą ilość chloranu potasu ogrzewa się w suchej probówce. Sól topi się najpierw na ciecz, która w wyższej temperaturze rozkłada się, wydzielając obficie tlen. Tłące łuczywo, wprowadzone do probówki, zapala się jasnym płomieniem.

Otrzymanie chloru i dwutlenku chloru działaniem stężonego kwasu solnego.

Reakcja :



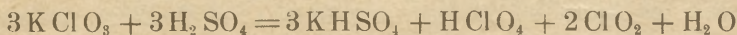
Doświadczenie. Szczyptę chloranu potasu oblewa się w probówce kilkoma kroplami stężonego kwasu solnego. Wydziela się energicznie chlor, zanieczyszczony dwutlenkiem chloru, który zabarwia roztwór na odcień jasnożółty.

Utleniające działanie kwasu chlorowego.

Doświadczenie. Do chloranu potasu, stopionego w tygielku, wrzuca się szczyptę siarki lub węgla. W reakcji, która przebiega bardzo energicznie wskutek spalania się siarki lub węgla, powstaje siarczan (K_2SO_4) względnie węglan potasu (K_2CO_3). Stop, zawierający siarczan potasu, rozpuszczony w wodzie tworzy z roztocznym chlorku baru biały osad siarczanu baru. Stop zaś, zawierający węglan potasu, obfany rozcieńczonym kwasem solnym wydziela obficie dwutlenek węgla.

Otrzymanie dwutlenku chloru i kwasu nadchlorowego działaniem stężonego kwasu siarkowego.

Reakcja :



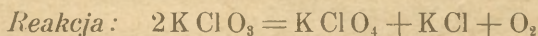
Doświadczenie. Chloran potasu (kilka kryształków) w probówce zadaje się ostrożnie kilkoma kroplami stężonego kwasu

siarkowego. Wydziela się dwutlenek chloru, ciecz oleista o charakterystycznym zapachu, która rozkłada się wybuchowo, zwłaszcza w zetknięciu z ciałami organicznymi. Mały skrawek bibuły, wrzucony do próbówki zawierającej tę substancję, wywołuje już rozkład jej o charakterze wybuchowym.

Kwas nadchlorowy, $\text{HO} \cdot \text{ClO}_3$.

Jest to najsilniejszy, co do kwasowego charakteru, kwas tlenowy pochodny chloru. Ciecz bezbarwna, silnie dymiąca na powietrzu, o c. wł. 1.76 , wrze w temp. 39° (pod ciśn. 56 mm), rozkłada się łatwo przy ogrzewaniu, lub w zetknięciu z ciałami organicznymi, na wodę, tlen i dwutlenek chloru (ClO_2). W roztworze wodnym jest trwały i jako dwuwodnian ($\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) ma stałą temperaturę wrzenia: 203° . Kwas ten jednozasadowy tworzy sole t. zw. nadchlorany, ciała trwałe i rozpuszczające się łatwo w wodzie (najtrudniej nadchloran potasu, rubidu i cezu).

Otrzymanie nadchloranu potasu.



Doświadczenie. Chloran potasu stapia się w suchej próbówce i po ogrzaniu stopu do wrzenia, oziębia próbówkę. Stop wyługowuje się małą ilością zimnej wody, by usunąć zeń łatwiej rozpuszczalny chlorek potasu. Pozostały nadchloran potasu, jako trudniej rozpuszczalny, można oczyścić przez krystalizację z większej ilości gorącej wody.

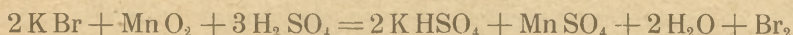
22. Brom (Br).

Liczba atomowa 85 , ciężar atom. 79.92 , ciężar własc. 3.19 (temp. 0°).

Ciecz czerwono-brunatna, przeszło trzy razy cięższa od wody, wrząca w temperaturze 59° , krzepnąca — 7.3° . Pary bromu mają zapach ostry przykry, są szkodliwe dla zdrowia. Brom rozpuszcza się w wodzie w stosunku 3.5 cz. wag. na 100 cz. wag. wody. Rozczyn nazywa się wodą bromową. Pierwiastek ten łączy się łatwo z metalami i metaloidami, podobnie jak chlor (jakkolwiek nie tak energicznie), z wodorem dopiero w wyższej temperaturze lub pod wpływem katalizatorów. Wodę rozkłada tylko w obecności alkali.

Otrzymanie bromu z bromku potasu działaniem kwasu siarkowego i dwutlenku manganu.

Reakcja:



Doświadczenie. Drobną ilość bromku potasu miesza się w moździerzyku z jednaką ilością wagową dwutlenku manganu a wysypawszy mieszaninę do probówki, zadaje się ją stężonym kwasem siarkowym i po zmieszaniu ogrzewa. Jako produkt reakcji wydziela się brom w postaci par brunatno-czerwonych.

Otrzymanie bromu z bromku potasu działaniem chloru.

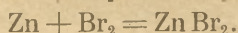
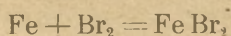
Reakcja: $2 \text{K Br} + \text{Cl}_2 = 2 \text{K Cl} + \text{Br}_2$.

Doświadczenie. Do roztworu bromku potasu dolewa się wody chlorowej i dwusiarczku węgla (CS_2) lub chloroformu (CHCl_3). Probówkę zatyka się następnie palcem i silnie wstrząsa. Chlor wydziela wolny brom, który rozpuszcza się w CS_2 lub CHCl_3 , barwiąc te rozpuszczalniki na odcień żółtawo-czerwony.

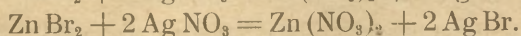
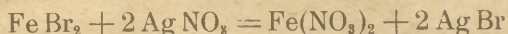
Doświadczenia z wodą bromową.

Otrzymanie bromku żelaza i cynku.

Reakcje:



Doświadczenie. Szczyptę pyłu żelaznego wsypuje się do jednej probówki, do drugiej zaś taką samą ilość pyłu cynkowego, nalewa do obu (małą objętość) wody bromowej, zatyka obie probówki i wstrząsa przez pewien czas. Następnie sączy się ich zawartość i przesącze zadaje się roztworem azotanu srebra. Oba płyny bezbarwne tworzą z azotanem srebra osad żółtawo-biały bromku srebra.



Odbarwianie wody bromowej siarkowodorem.

Reakcja: $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2 \text{H Br} + \text{S}$.

Doświadczenie. Małą objętość wody bromowej w probówce zadaje się taką samą mniej więcej objętością mocnej wody siar-

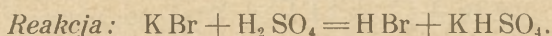
kowodorowej, lub dopuszcza siarkowodór gazowy z przyrządu Kippa. Wskutek redukcji odbarwia się woda bromowa. Powstaje bezbarwny bromowodór i wydziela się siarka jako biały osad, albo w postaci zme̋tnienia, tworząc opalizujący rozczyń koloidalny.

Polączenie bromu z wodorem.

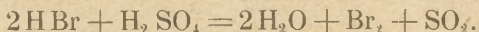
Bromowodór, HBr.

Gaz bezbarwny, gęstość (względem powietrza) 2·79, temp. wrzenia -68° , temp. zestalenia $-88\cdot50^{\circ}$

Otrzymanie bromowodoru z bromku potasu działaniem kwasu siarkowego.

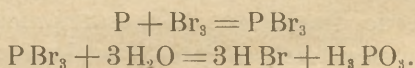


Doświadczenie. Bromek potasu zadaje się w probówce niewielką ilością kwasu siarkowego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:1) i ogrzewa małym płomieniem. Wydziela się bromowodór, gaz bezbarwny, dymiący na powietrzu. Bromowodór, otrzymany tą metodą, nie jest jednak zupełnie czysty, zawiera bowiem nieco wolnego bromu, który wydziela się z bromowodoru pod wpływem kwasu siarkowego, w myśl reakcji:



Otrzymanie bromowodoru z trójbromku fosforu i wody.

Reakcja:



Doświadczenie. 0·5 g fosforu czerwonego w probówce zadaje się 0·5–1 cm. sz. wody destylowanej, dodaje kilka kropel bromu i mieszaninę lekko ogrzewa. Z bromu i fosforu powstaje najpierw trójbromek fosforu, który z wodą tworzy natychmiast kwas fosforawy i bromowodór. Bromowodór, podobnie jak i chlorowodór, przedstawia gaz bezbarwny o przenikliwym zapachu. Rozpuszcza się bardzo łatwo w wodzie. Roztwór nasycony w zwykłej temperaturze, dymi na powietrzu, (c. wł. 1·78) zawiera około 82% bromowodoru. Kwas bromowodorowy jest silnym kwasem jednozasadowym, sole jego nazywają się bromkami.

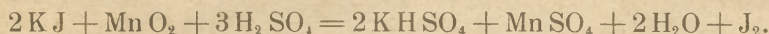
23. Jod. (J)

Liczba atomowa 53, ciężar atom. 126.92, ciężar właś. 4.93.

Występuje w postaci stalowo-szarych blaszek krystalicznych. Ulatnia się nieznacznie w zwyczajnej temperaturze, topi się na ciecz brunatną w 114.2° a zamienia całkowicie w parę fioletową w 184.4° . Pary jodu są bardzo ciężkie, 8.72 cięższe od powietrza. Jod rozpuszcza się w wodzie bardzo trudno (100 cz. wag. wody rozpuszcza 0.02 cz. wag. jodu), łatwiej w alkoholu i eterze (tworząc roztwory barwy brunatnej), bardzo łatwo w dwusiarczku węgla i chloroformie (tworząc roztwory barwy czerwono-fioletowej). Rozpuszcza się również w roztworach jodków metali alkalicznych, tworząc brunatne roztwory trójjodków n. p. KJ_3 . Wolny jod barwi kleik skrobi na niebiesko. Ze wszystkich chlorowców reaguje najslabiej z innymi pierwiastkami, dlatego fluor, chlor i brom wypierają go z roztworów jego soli. Jod nie działa na wodę, jak inne pierwiastki grupy chlorowców. Z wodorem nie łączy się w zwyczajnych warunkach. Działanie tego pierwiastka na jod zachodzi nawet w obecności katalizatorów (platyny) w nieznacznym tylko stopniu.

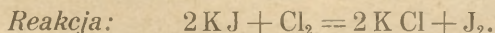
Otrzymanie jodu z jodku potasu działaniem kwasu siarkowego i dwutlenku manganu.

Reakcja:



Doświadczenie. Małą ilość jodku potasu rozciera się w moździerzyku z taką samą ilością dwutlenku manganu, miesza oba ciała w próbówce ze stężonym kwasem siarkowym (w niewielkiej ilości) i ogrzewa lekko. Wydziela się fioletowa para jodu, zstępująca się na zimnych ścianach próbówki.

Otrzymanie jodu z jodku potasu działaniem chloru.



Doświadczenie. Do roztworu jodku potasu (lub jodku sodu) w próbówce dolewa się najpierw wody chlorowej, następnie dwu-

siarczku węgla lub chloroformu, zatyka probówkę i wstrząsa nią silnie. Wydziela się wolny jod, który barwi dwusiareczek węgla lub chloroform na odcień fioletowy. Łączenie się bowiem chloru z potasem (lub sodem) wydziela więcej energii niż łączenie się jodu z tym samym metalem¹.

Doświadczenia z jodem.

Otrzymanie jodku cynku z jodu i pyłu cynkowego.

Reakcja: $\text{Zn} + \text{J}_2 = \text{ZnJ}_2$

Doświadczenie. Tynkturę jodową (roztwór jodu w alkoholu) wstrząsa się w probówce z pyłem cynkowym przez pewien czas i sączy roztwór przez bibułę. Tynktura ulega odbarwieniu wskutek utworzenia się bezbarwnego jodku cynku.

Barwienie skrobi jodem.

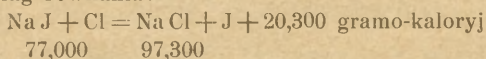
Doświadczenie. Rozczyn kleiku skrobi, zadaje się kroplą roztworu jodu w alkoholu. Powstaje zabarwienie niebiesko-fioletowe, które znika w miarę ogrzewania a wraca napowrót po oziębieniu.

Otrzymanie jodku srebra z roztworu jodku potasu działaniem azotanu srebra.

Reakcja: $\text{KJ} + \text{AgNO}_3 = \text{AgJ} + \text{KNO}_3$.

Doświadczenie. Do roztworu jodku potasu w probówce dodaje się nieco roztworu azotanu srebra; powstaje żółty osad jodku srebra, bardzo trudno rozpuszczalny w amonjaku.

¹ Przy tworzeniu się gramo-drobiny n. p. chlorku sodu wydziela się energia w ilości 97,300 gramo-kaloryj, podczas gdy przy tworzeniu się jodku sodu tylko 77,000 gramo-kaloryj. Działanie więc chloru na jodek sodu musi być reakcją egzotermiczną, gdyż towarzyszy jej wydzielenie się energii cieplnej, według równania:



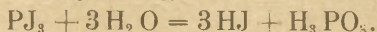
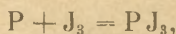
Połączenie jodu z wodorem.

Jodowodór, HJ.

Gaz bezbarwny, gęstość (wzgl. powietrza) 4·4, temp. wrzenia — 35°,
temp. zestalenia — 50·80°.

Otrzymanie jodowodoru z trójjodku fosforu i wody.

Reakcja:



Doświadczenie. Na kilka kryształków jodu w probówce wsypuje się nieco wilgotnego fosforu czerwonego i ogrzewa lekko trzymając probówkę wysoko nad małym płomieniem. Jod łączy się przy ogrzewaniu z fosforem, tworząc jodek fosforu, ten zaś związek pod wpływem wody rozkłada się na jodowodór, gaz bezbarwny, o przenikliwym zapachu, który tworzy mgłę w powietrzu (wilgotnem). Zamknawszy probówkę korkiem z rurką zgiętą pod kątem prostym i wprowadzając ją do małego cylindra szklanego można zebrać jodowodór, wywiązujący się w toku reakcji. Za dodaniem kilku kropli dymiącego kwasu azotowego do cylindra z jodowodorem lub za ogrzaniem gazu wydzielają się fioletowe pary jodu. Jodowodór rozkłada się mianowicie zarówno pod wpływem środków utleniających, jak i przez ogrzanie do wyższej temperatury. Gaz ten rozpuszcza się bardzo łatwo w wodzie (1 obj. wody rozpuszcza 425 obj. jodowodoru). Nasycony roztwór w temperaturze zwykłej tworzy ciecz silnie dymiącą (c. wł. 1·99—2), o własnościach silnie redukujących, brunatniejącą szybko z powodu dysocjacji, tj. rozkładu jodowodoru na jod i wodór.

Połączenia jodu z tlenem.

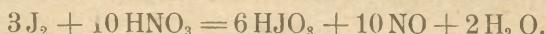
Jod jest wśród chlorowców pierwiastkiem, odznaczającym się zdolnością tworzenia najbardziej trwałych połączeń z tlenem. W przeciwieństwie do chloru i bromu można go n. p. utlenić bezpośrednio działaniem kwasu azotowego na kwas jodowy HJO_3 . Ten ostatni związek przedstawia ciało bezbarwne, krystaliczne, które w 160° traci wodę, przechodząc w bezwodnik J_2O_5 (biały

proszek). Jodany (sole kwasu jodowego) metali alkalicznych, rozpuszczają się łatwo w wodzie w przeciwieństwie do soli innych metali. Obok kwasu jodowego znany jest również kwas podjodawy HJO i nadjodowy HJO_4 .

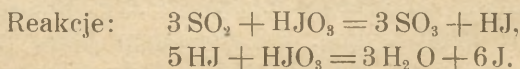
Kwas jodowy, $\text{HO} \cdot \text{JO}_2$.

Otrzymanie kwasu jodowego z jodu działaniem kwasu azotowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Szczyptę sproszkowanego jodu ogrzewa się przez chwilę w probówce z małą objętością (kilkoma cm sz.) dymiącego kwasu azotowego (c. g. 1·5). Otrzymany w ten sposób roztwór kwasu jodowego rozcieńcza się wodą, sączy a przesącz wyklóca się w rozdzielaczu z dwusiarczkiem węgla kilkakrotnie, w celu usunięcia śladów wolnego jodu. Rozczyn bezbarwny kwasu jodowego zadany kleikiem skrobi i kwasem siarkowym wydziela wolny jod, który można rozpoznać po zdolności barwienia skrobi na odcień niebieski.



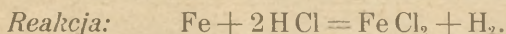
24. Żelazo (Fe).

Liczba atomowa 26, ciężar atom. 55·84, ciężar własc. 7·86.

Metal srebrzysto-szary, ciągliwy i klepalny. Topi się w temperaturze 1528° a wrze przy 2200° pod zmniejszonym ciśnieniem (10 mm). Żelazo nie jest metalem szlachetnym, rdzewieje w powietrzu wilgotnem, to znaczy pokrywa się warstwą wodorotlenku oraz zasadowego węglanu żelaza. Metal ten rozkłada wodę energicznie w wyższej temperaturze, przyczem wydziela się wodór i powstaje tlenek żelazawo-żelazowy (Fe_3O_4). Ogrzany w powietrzu lub w tlenie spala się na tlenek żelazowy (Fe_2O_3), w wysokiej zaś temperaturze i w tlenie na tlenek żelazawo-żelazowy (Fe_3O_4). Żelazo rozpuszcza się we wszystkich kwasach rozcieńczonych wodą i tworzy w nieobecności tlenu sole żelazawe. Sole te, przeważnie barwy bladzielonej, wyprowadza się od zasadowego tlenku żelazawego (FeO), ciała barwy czarnej. Żelazo występuje w nich jako pierwiastek

dwuwartościowy. Przechodzą one pod wpływem tlenu i czynników utleniających (zwłaszcza w roztworach) łatwo w sole żelazowe, przyczem zachodzi zmiana barwy bladozielonawej na żółto-brunatną. Odnaczają się też wybitnymi własnościami redukującymi. W solach żelazowych występuje żelazo jako pierwiastek trójwartościowy. Sole te wykazują w roztworach wodnych odczyn kwaśny, ulegają bowiem, wskutek działania wody, częściowej hydrolizie. Można je wyprowadzić od tlenku żelazowego Fe_2O_3 . Z tlenku tego, substancji barwy czerwono-brunatnej, można działaniem wodoru w wyższej temperaturze otrzymać metaliczne żelazo, w postaci szarego proszku.

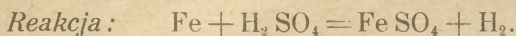
Otrzymanie chlorku żelazawego (Fe Cl_2) z żelaza i kwasu solnego.



Doświadczenie. Kawałek oczyszczonego drutu żelaznego, w ilości około 2 g, zadaje się w kolbce postaci stożkowej (t. zw. kolbki Erlenmayera) około 30 cm sz. kwasu solnego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:1) i ogrzewa lekko na siatce azbestowej. Dla utrudnienia dostępu powietrza zamyka się ujęcie kolbki korkiem, w którym umieszcza się mały lejek szklany. Gdy żelazo przestanie się rozpuszczać, dolewa się do kolbki około 50 cm sz. wody destylowanej, zagotowanej poprzednio dla wypędzenia z niej powietrza i sączy się po oziębieniu przez fałdowany sączek do drugiej kolbki. Rozczyn otrzymany zawiera chlorek żelazawy.

W podobny sposób otrzymuje się siarczan żelazawy, działając na żelazo kwasem siarkowym.

Otrzymanie siarczanu żelazawego z żelaza i kwasu siarkowego.

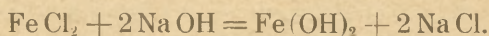


Doświadczenie. Kilka gramów (5 g) opiłków żelaznych rozpuszcza się na gorąco w kolbce w małej objętości (około 40 cm sz.) kwasu siarkowego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:4). Po roztwrczeniu się metalu zawartość kolbki sączy się na gorąco przez watę szklaną do parowniczkii, zawierającej kilka kropel stężonego kwasu siarkowego. Po oziębieniu wydzielają się zielone kryształy siarczanu żelazawego ($\text{Fe SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2 \text{O}$).

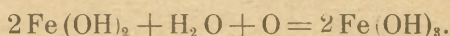
Reakcje soli żelazawych.

Otrzymanie wodorotlenku żelazawego.

Reakcja.

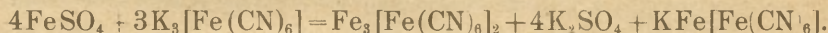


Doświadczenie. Rozczyn soli żelazawej w probówce zadaje się rozczyntem wodorotlenku sodu. Powstaje osad wodorotlenku żelazawego $[\text{Fe (OH)}_2]$, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika. Osad ten w pierwszej chwili prawie biały, przyjmuje wskutek utleniania się barwę brudnozieloną, która ostatecznie zmienia się w czerwono-brunatną barwę wodorotlenku żelazowego, ostatecznego produktu utlenienia. Reakcję przemiany wodorotlenku żelazawego na żelazowy można wyrazić równaniem:

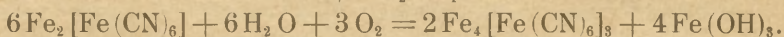
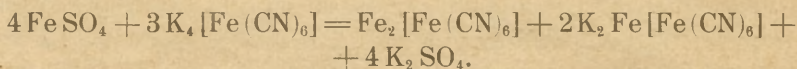


Otrzymanie żelazicyjanku żelazawego.

Reakcja:

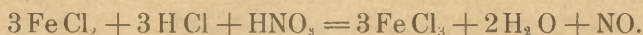


Doświadczenie Rozczyn siarczanu żelazawego zadaje się rozczyntem żelazicyjanku potasu. Żelazicyjanek potasu strąca z rozczyntu soli żelazawej niebieski osad żelazicyjanku żelazawego z domieszką żelazocyjanku potasowo-żelazowego (t. zw. błękit Turnbulla), ciało nierozpuszczalne w kwasie solnym. Żelazocyjanek potasu natomiast strąca z rozczyntu soli żelazawych, białe osady żelazocyjanku żelazawego i potasowo-żelazawego, które przybierają, wskutek utleniania się, barwę błękitną i to coraz silniejszą, w miarę, jak tworzy się błękit pruski. Reakcję można przedstawić równaniami:



Otrzymanie chlorku żelazowego (Fe Cl_3), z chlorku żelazawego działaniem wody królewskiej.

Reakcja:

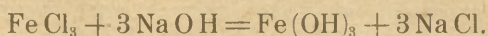


Doświadczenie. 20 cm sz. roztworu chlorku żelazawego zakwasza się kwasem solnym, zadaje kilkoma cm sz. stężonego kwasu azotowego, lub niewielką ilością chloranu potasu i ogrzewa płyn do wrzenia. Roztwór zabarwia się początkowo na kolor ciemnobrunatny, później przybiera barwę żółtą od utworzonej soli żelazowej (FeCl_3). Przez odparowanie roztworu na łaźni wodnej można otrzymać żółto-brunatną pozostałość, która rozpuszcza się łatwo z powrotem w wodzie zakwaszonej kwasem solnym.

Reakcje soli żelazowych.

Strącenie wodorotlenku żelazowego.

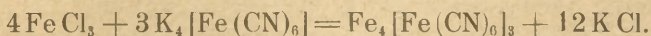
Reakcja:



Doświadczenie Do roztworu chlorku żelazowego dolewa się rozczyń wodorotlenku sodu lub amoniaku. Powstaje czerwono-brunatny osad wodorotlenku żelazowego, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

Otrzymanie żelazocyjanku żelazowego.

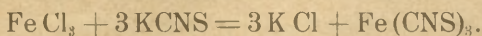
Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn soli żelazowej zadaje się rozczy-nem żelazocyjanku potasu. Strąca się niebieski osad żelazocy-janku żelazowego (błękit pruski). Działaniem natomiast żelazi-cyjanku potasu na sole żelazowe nie tworzy się zgoła jaki-kolwiek związek nierozpuszczalny, powstaje jedynie brunatne zabawienie wskutek przemiany w żelazicyjanek żelazowy, sub-stancję w wodzie rozpuszczalną:

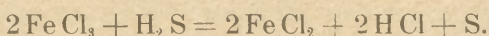


Rodanek potasu (KCNS) wywołuje w rozczyinach soli że-lazowych krwistoczerwone zabarwienie. Tworzy się rozpu-szczalny rodanek żelazowy:



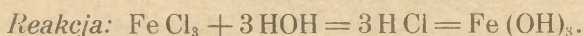
Redukcja soli żelazowej na żelazawą działaniem siarkowodoru.

Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu soli żelazowej dodaje się mocnej wody siarkowodorowej. Przy działaniu siarkowodorek odbarwia się roztwór soli żelazowej wskutek redukcji jej na sól żelazawą. Równocześnie wydziela się siarka.

Stwierdzenie hydrolitycznego rozpadu chlorku żelazowego pod wpływem wody.



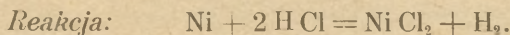
Doświadczenie. Pół litra wody destylowanej ogrzewa się najpierw do wrzenia w dużej zlewce, następnie dodaje się kilka cm sz. roztworu 30%-owego chlorku żelazowego. Wskutek hydrolizy chlorku żelazowego, tj. procesu działania nań wody, wydziela się koloidalny osad wodorotlenku żelazowego, który zabarwia roztwór na odcień czerwono-brunatny. Roztwór ten zawiera wolny kwas solny i wykazuje reakcję wybitnie kwaśną.

25. Nikiel (Ni)

Liczba atomowa 28, ciężar atom. 58.86, ciężar właściwy 9.

Metal barwy srebrzystej, nieulegający wpływowi powietrza, topi się w temp. 1480° a własnościami fizycznymi (ciągliwością, klepalnością itd.) przypomina żelazo. Roztwarza się trudno w kwasie solnym i siarkowym, łatwo natomiast w kwasie azotowym. Tworzy trwałe sole, pochodne tlenku niklowego (NiO). Sole te zwane niklawami, odznaczają się zarówno w stanie krystalicznym, jak i w roztworach, barwą zieloną, w stanie bezwodnym natomiast najczęściej żółtą. Większość z nich z wyjątkiem siarczku, węglanu i fosforanu rozpuszcza się łatwo w wodzie. W solach tych przejawia się nikiel jako pierwiastek dwuwartościowy.

Otrzymanie chlorku niklowego NiCl₂ z niklu i kwasu solnego.



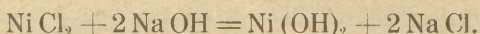
Doświadczenie. Kilka gramów drutu lub blachy niklowej ogrzewa się w kolbce lub parownicze z niewielką objętością

(15–20 cm sz.) kwasu solnego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:1) tak długo, aż metal przestanie się roztworzać. Po przesączeniu przez bibułę otrzymuje się roztwór chlorku niklowego.

Reakcje soli niklu.

Strącanie wodorotlenku niklowego ługiem sodowym.

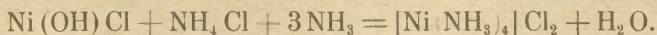
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu soli niklu, dolewa się wodorotlenku sodu. Powstaje jasnozielony osad wodorotlenku niklu, nierozpuszczalny w nadmiarze odczynnika.

Strącanie wodorotlenku niklowego amonjakiem.

Doświadczenie. Obojętny roztwór chlorku niklowego wolny od soli amonowych zadaje się niewielką ilością amonjaku. Tworzy się zielony osad soli zasadowej $[\text{Ni (OH) Cl}]$, który jednak rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika, przechodząc w sól sprzężoną niklo-amonjakalną, substancję barwy jasnoniebieskiej. Przebieg reakcji określa równanie:



Otrzymanie siarczku niklowego działaniem siarczku amonu.

Reakcja: $\text{Ni Cl}_2 + (\text{NH}_4)_2 \text{S} = \text{Ni S} + 2 \text{NH}_4 \text{Cl}.$

Doświadczenie. Roztwór soli niklawej zadaje się siarczkiem amonu. Tworzy się czarny osad siarczku niklowego, trudno rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach.

26. Kobalt (Co)

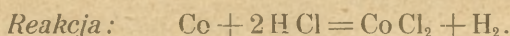
Liczba atomowa 27, ciężar atom 58.97, ciężar właściwy 8.8.

Temperatura topnienia 1490°.

Jest to metal stalowo-szary, z odcieniem czerwonym. Roztworza się w rozcieńczonych kwasach mineralnych znacznie łatwiej niż nikiel, tworząc sole kobaltawe, pochodne ko-

baltu w postaci dwuwartościowej (Co^{II}). Są one w stanie krystalicznym i w roztworze barwy różowo-czerwonej, w stanie bezwodnym natomiast niebieskiej, żółtej lub zielonej. Roztwory wodne, zadane kwasem solnym, barwią się niebiesko. Obok soli kobaltowych, pochodnych tlenku (CoO), znane są nadto t. zw. sole zespolone kobaltu, w których metal ten występuje jako pierwiastek trójwartościowy.

Otrzymanie chlorku kobaltowego z kobaltu i kwasu solnego.

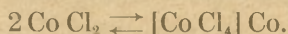


Doświadczenie. Kilka gramów metalu kobaltu względnie jego tlenku, albo węglanu rozpuszcza się, ogrzewając na parownicze, w kwasie solnym (rozcieńczonym wodą w stosunku 1:2). Po rozpuszczeniu dolewa się wody, sączy roztwór wytworzonego chlorku kobaltu przez bibułę i przesącz zagęszcza na łaźni wodnej do krystalizacji. Po oziębieniu wydzielają się różowo-czerwone kryształy chlorku kobaltowego ($\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$).

Badanie własności chlorku kobaltowego.

Doświadczenie 1. Kilka kryształków chlorku kobaltowego ($\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) ogrzewa się lekko w probówce na małym płomieniu. Wskutek utraty wody krystalizacyjnej kryształy zmieniają pierwotną barwę czerwoną na szafirową. Po zwilżeniu wodą wraca pierwotne zabarwienie.

Doświadczenie 2. Na papierze pisze się parę słów piórem, zwilżonem roztworem chlorku kobaltowego. Po wyschnięciu pisma nie znać prawie wcale, uwydatnia się ono dopiero wówczas, jeśli papier wstawi się na pewien czas do eksikatora ze stężonym kwasem siarkowym, albo jeśli go ogrzeje się ostrożnie nad płomieniem. Stąd nazwa takiego roztworu „sympatyczny atrament“. Niebieska barwa powstaje prawdopodobnie wskutek wytworzenia się soli sprzężonej chlorokobaltanu kobaltu:

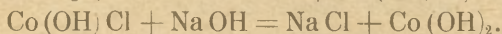
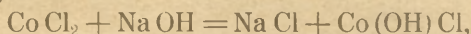


Pod wpływem wilgotnego powietrza pismo znika ponownie.

Reakcje soli kobaltu.

Strącanie wodorotlenku kobaltowego ługiem sodowym.

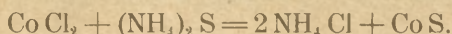
Reakcje:



Doświadczenie. Do roztworu chlorku kobaltowego dolewa się roztworu wodorotlenku sodu. Powstaje na zimno niebieski osad soli zasadowej, która przy ogrzaniu rozkłada się, przemieniając się w wodorotlenek kobaltawy barwy różowo-czerwonej.

Otrzymanie siarczku kobaltowego działaniem siarczku amonu.

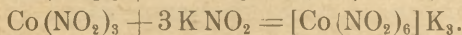
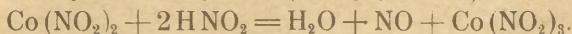
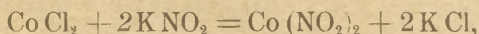
Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn soli kobaltowej zadaje się rozczynnem siarczku amonu. Powstaje czarny osad siarczku kobaltowego, trudno rozpuszczalny w rozcieńczonych kwasach mineralnych.

Otrzymanie azotynu kobaltowo-potasowego.

Reakcje:



Doświadczenie. Do stężonego rozczyntu soli kobaltu dodaje się roztworu azotynu potasu i nieco kwasu octowego. Początkowo powstaje azotyn kobaltawy, który utleniając się kosztem wydzielonego kwasu azotowego na azotyn kobaltowy, łączy się z azotynem potasu na sól zespoloną: żółty osad krystaliczny azotyn kobaltowo-potasowy $([\text{Co (NO}_2)_6] \text{K}_3)$.

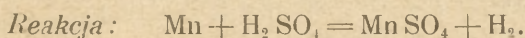
27. Mangan (Mn).

Liczba atomowa 25, ciężar atom. 54.93, ciężar właści. 7.4

Mangan jest metalem kruchym, szaro-białym, topniejącym dopiero w temperaturze 1245°. W powietrzu wilgotnem utlenia się i działa na wodę, rozkładając ją przy ogrzaniu. Roztworza się łatwo w rozcieńczonych kwasach, tworząc sole manganawe

barwy bladuróżowej (zarówno w stanie krystalicznym jak i w roztworze). Sole te, zawierające metal w postaci dwuwartościowej, wyprowadza się od tlenku manganu (MnO).

Otrzymanie siarczanu manganawego.

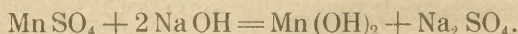


Doświadczenie. Kawałek metalu manganu rozpuszcza się w rozcieńczonym kwasie siarkowym, ogrzewając lekko w probówce. Wydziela się wodór, mangan zaś przechodzi do roztworu w postaci siarczanu manganawego.

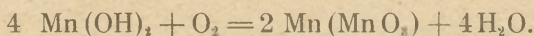
Reakcje soli manganawych.

Strącanie wodorotlenku manganawego ługiem sodowym.

Reakcja:

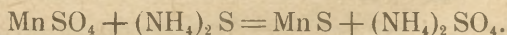


Doświadczenie. Do roztworu soli manganawej dodaje się roztworu wodorotlenku sodu. Powstaje biały osad wodorotlenku manganawego (Mn(OH)_2), który na powietrzu ciemnieje przechodząc wskutek utlenienia się w brunatny manganin manganawy. Reakcję tę można określić równaniem:



Strącanie siarczku manganawego.

Reakcja:



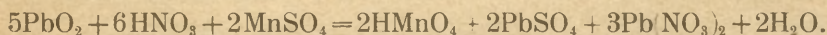
Doświadczenie. Rozczyn siarczanu manganawego zadaje się siarczkiem amonu. Tworzy się jasnoróżowy osad siarczku manganawego, łatwo rozpuszczalny w kwasach mineralnych. Jest to właściwie połączenie siarczku manganawego z wodą.

Obok soli manganawych (Mn^{II}) istnieją też nietrwałe sole manganowe (Mn^{III}) oraz pochodne kwasu manganawego (Mn^{IV}), którego bezwodnikiem jest ciemnobrunatny dwutlenek manganu (MnO_2). Znane są następnie sole kwasu manganowego (Mn^{VI}) i najważniejsze z wszystkich połączeń manganu sole kwasu nadmanganowego (Mn^{VII}). Sam kwas nadmanganowy (HOMnO_3), ciało barwy czerwonej, przedstawia silny kwas jednozasadowy.

Jest on bardzo nietrwały i znany jedynie w roztworach wodnych, ulega szybko redukcji działaniu ciał organicznych łatwo utleniających się. Przy zagęszczaniu roztworu wodnego rozpada się, wydzielając tlen, wodę i dwutlenek manganu. Znacznie trwalszy jest jego bezwodnik (Mn_2O_7), ciecz ciemna, oleista, również jednak rozkładająca się przy ogrzewaniu, lub zetknięciu z ciałami organicznymi. Sole kwasu nadmanganowego, nadmanganiany, rozpuszczają się w wodzie z czerwono-fioletowym zabarwieniem i należą do bardzo energicznych środków utleniających. Największe zastosowanie ma sól potasowa, nadmanganian potasu (KMnO_4), krystalizujący w ciemnoczerwonych romboidalnych słupkach o zielonym, metalicznym połysku.

Utlenianie soli manganowych na kwas nadmanganowy.

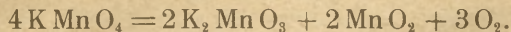
Reakcja:



Doświadczenie. Małą ilość dwutlenku ołowiu (PbO_2) lub minji (Pb_3O_4) zadaje się w probówce siarczanem manganowym (w postaci krystalicznej lub w roztworze), następnie małą objętością (kilkoma cm sz.) stężonego kwasu azotowego i ogrzewa do wrzenia. Produkt reakcji rozcieńcza się następnie wodą destylowaną. Po opadnięciu osadu dwutlenku ołowiu, roztwór wykazuje charakterystyczną dla kwasu nadmanganowego barwę fioletowo-czerwoną.

Otrzymanie tlenu z nadmanganianu potasu.

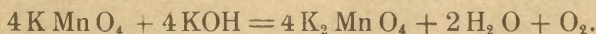
Reakcja:



Doświadczenie. Małą ilość nadmanganianu potasu ogrzewa się w probówce. Sól ta rozkłada się, wydzielając tlen (próba: zapalenie się tlejącego łuczywa) i przechodzi w manganin potasu oraz dwutlenek manganu.

Otrzymanie manganianu potasu z nadmanganianu działaniem ługu sodowego.

Reakcja:



Doświadczenie. Kryształek nadmanganianu potasu zalewa się w probówce małą objętością (kilkoma cm sz.) roztworu wodorotlenku potasu lub sodu. Wskutek redukcji nadmanganianu potasu na manganian otrzymuje się roztwór barwy zielonej. Zabarwienie zielone przy wstrząsaniu, ogrzaniu, lub zakwaszeniu, przechodzi jednak szybko z powrotem w fioletowo-czerwone, wskutek utlenienia się manganianu potasu na nadmanganian.

28. Chrom (Cr).

Liczba atomowa 24, ciężar atom. 52, ciężar właści. 68.

Chrom przedstawia metal srebrzysto-biały, bardzo twardy, topi się w temperaturze 1540° i jest odporny na działanie powietrza i wody. Roztwarza się łatwo w gorącym kwasie solnym, trudno w innych kwasach. Występuje w połączeniach jako pierwiastek dwu, trój i sześciowartościowy. Tworzy bardzo nietrwałe sole chromawe (Cr^{II}), znacznie trwalsze sole chromowe (Cr^{III}), które wyprowadza się od tlenku chromu (Cr_2O_3) i wreszcie chromiany, sole kwasu chromowego (Cr^{VI}), pochodne trójtlenku chromu czyli t. zw. bezwodnika kwasu chromowego (CrO_3). Sam kwas chromowy (H_2CrO_4) znany jest jedynie tylko w roztczynach wodnych. Bezwodnik kwasu chromowego i sole tak chromiany jak i dwuchromiany (sole nieistniejącego w stanie wolnym kwasu dwuchromowego: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) są silnymi środkami utleniającymi.

Otrzymanie metalicznego chromu z tlenku chromu działaniem glinu w wysokiej temperaturze.

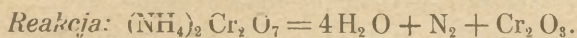
Reakcja: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$.

Doświadczenie. 9 g tlenku chromu (Cr_2O_3) miesza się najpierw dokładnie z 5 g dwuchromianu potasu ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), następnie z 5 g sproszkowanego glinu, wysypuje mieszaninę do tygielka z wypalanej gliny i ugniata ją mocno tłuczkiem od moździerzyka. Na wierzch nasypuje się warstewkę mieszaniny zapalającej, składającej się z nadtlenku baru, sproszkowanego glinu i magnezu i wkłada do niej kawałek taśmy magnezowej. Tygielek wstawia się następnie do miski napełnionej piaskiem, umieszczonej pod wyciągiem (digestorium) i zapomocą palnika gazowego zapala się ostrożnie taśmę magnezową. (Dla uniknięcia poparzeń zaleca się operować przy zapalaniu ręką odzianą

w rękawiczkę lub owiniętą ścierką). Od taśmy magnezowej zapala się mieszanina zapalająca, od niej zaś sproszkowany glin, który w wysokiej temperaturze redukuje szybko i energicznie (rozsypując iskry) tlenek chromu na metaliczny chrom. Po oziębieniu i rozbiciu tygielka można łatwo w otrzymanym żużlu znaleźć bryłkę lub kawałki metalicznego chromu.

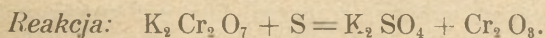
Otrzymanie tlenku chromu Cr_2O_3 :

1. Z dwuchromianu amonu.



Doświadczenie. Kilka kryształków dwuchromianu amonu ogrzewa się słabo w probówce, aż do rozpoczęcia się reakcji. Dwuchromian rozżarza się, wydziela się para wodna, azot i powstaje zielony tlenek chromowy (Cr_2O_3).

2. Z dwuchromianu potasu i siarki.



Doświadczenie. Równe ilości sproszkowanego dwuchromianu potasu i sproszkowanej siarki miesza się w moździerzyku i ogrzewa mieszaninę w probówce lub tygielku. Zachodzi energiczna reakcja, której produktami są siarczan potasu i tlenek chromowy. Ze stopu, po oziębieniu, ługuje się ciepłą wodą łatwo rozpuszczalny siarczan potasu, podczas gdy pozostały, zielony tlenek chromu zbiera się na sączku i przemywa kilka razy wodą destylowaną.

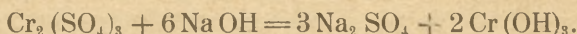
Reakcje soli chromowych.

Zmiana barwy roztworu alunu chromowego w wyższej temperaturze.

Doświadczenie. Kilka kryształków alunu chromowego (krystalicznego siarczanu chromowo-potasowego $[\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}]$) rozpuszcza się w zimnej wodzie. Powstaje roztwór fioletowy, który przy ogrzaniu prawie do wrzenia przybiera barwę zieloną. Po ostygnięciu wraca z wolna barwa pierwotna fioletowa. Zmiana ta polega na przejściu alunu wskutek hydrolizy w wyższej temperaturze w inną sól chromu o charakterze sprzężonym t. zw. sól kompleksową.

Strącanie wodorotlenku chromu działaniem ługu sodowego.

Reakcja:

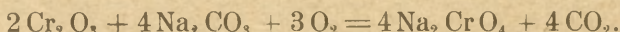


Doświadczenie. Rozczyn jakiejkolwiek soli chromowej zadaje się ługiem sodowym (dolewając kroplami). Strąca się osad szaro-zielony. Osad ten rozpuszcza się częściowo w nadmiarze odczynnika, przechodząc w chromian sodu.



Utlenianie tlenku chromu na sól kwasu chromowego.

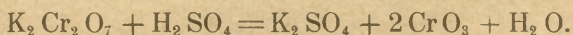
Reakcja:



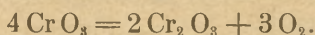
Doświadczenie. 1 cz. wag. tlenku chromu lub soli chromowej ogrzewa się z mieszaniną 4 cz. wag. sody prażonej i 2 cz. wag. azotanu potasu w tyglu lub na końcu żelaznej blaszki i to tak długo, aż masa przybierze barwę żółtą. Pod wpływem działania utleniającego azotanu potasu tlenek chromu przemienia się w chromian sodu, sól barwy żółtej, rozpuszczalna łatwo w wodzie.

Otrzymanie bezwodnika kwasu chromowego (CrO_3) z dwuchromianu potasu i kwasu siarkowego.

Reakcja:

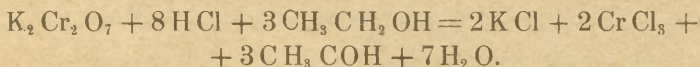


Doświadczenie. Do 10 cm sz. nasyconego roztworu dwuchromianu potasu dodaje się, mieszając zwolna, 15 cm sz. stężonego kwasu siarkowego. Z mieszaniny, przybierającej barwę ciemnoczerwoną i zagrzewającej się silnie, wydzielają się po oziębieniu czerwone igły bezwodnika kwasu chromowego. Kryształy te zbiera się na lejku z watą szklaną, przepłukuje kilka razy małymi ilościami stężonego, dymiącego kwasu azotowego i suszy na płytce z glinki porowatej (niepolewanej). Bezwodnik kwasu chromowego rozkłada się podczas ogrzewania na tlen i zielony tlenek chromu według równania:



Odtlenianie soli kwasu chromowego na sole chromowe działaniem alkoholu i kwasu solnego.

Reakcja:



Doświadczenie. Roztwór dwuchromianu potasu zakwasza się kwasem solnym, zadaje alkoholem etylowym i ogrzewa w probówce tak długo, aż barwą żółta przejdzie w zieloną. Zachodzi redukcja soli kwasu chromowego na sól chromową, alkohol zaś utlenia się na aldehyd octowy, łatwy do poznania po swoistym, ostrym zapachu.

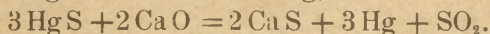
29. Rtęć (Hg).

Liczba atomowa 80, ciężar atom. 200·6, ciężar własc. 13·596.

Rtęć jest jedynym metalem ciekłym w zwyczajnej temperaturze; wrze w temp. 357·3° a zestala się w temp. — 38·39°. Metal ten barwy srebrzystej, odporny na działanie powietrza, nie rozтворя się w kwasie solnym i w rozcieńczonym kwasie siarkowym. W kwasie siarkowym zgęszczonym rozтворя się na gorąco z wydzieleniem dwutlenku siarki, przechodząc w siarczan rtęciowy (HgSO_4). Kwas azotowy działa na rtęć już na zimno, przyczem powstaje azotan rtęciawy. Przy działaniu na gorąco tworzy się azotan rtęciowy. Rtęć rozтворя się w wodzie królewskiej, przechodząc w chlorek rtęciowy. Sole rtęciawe zawierają zdaje się dwuwartościową, dwuatomową grupę Hg_2 (— Hg — Hg —), najczęściej jednak traktuje się je jako pochodne rtęci jednoatomowej i jednowartościowej. N. p. azotan rtęciawy określa się wzorem $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ albo upraszczając $\text{Hg}(\text{NO}_3)$.

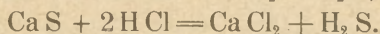
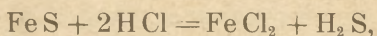
Otrzymanie metalicznej rtęci z cynobru działaniem pyłu żelaznego lub wapna palonego.

Reakcja: $\text{HgS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Hg},$



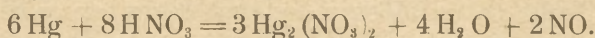
Doświadczenie. 1 cz. wag. cynobru (HgS) miesza się z 1 cz. wag. pyłu żelaznego lub z 2 cz. wag. sproszkowanego wapna palonego i ogrzewa mieszaninę w suchej probówce. Na zimnych ścianach próbówki osadza się nalot metalicznej rtęci. Wykonując

doświadczenie z większymi ilościami w małej retorcie, można rtęć odrazu oddestylować i zebrać jej destylat w odbieralniku. Pozostałość w probówce po wyżarzeniu, obłana rozcieńczonym kwasem solnym wydziela gazowy siarkowodór według równania:



Otrzymanie azotanu rtęciawego.

Reakcja:

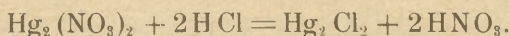


Doświadczenie. Do 2 g metalicznej rtęci w parownicze porcelanowej nalewa się 10 cm sz. kwasu azotowego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:3) i zostawia przez dłuższy czas w spokoju. Rtęć roztwarza się powoli w kwasie azotowym, na dnie zaś naczynia wydziela się azotan rtęciawy w zbitych kryształach.

Reakcje soli rtęciawych.

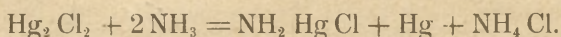
Strącanie chlorku rtęciawego kwasem solnym.

Reakcja:



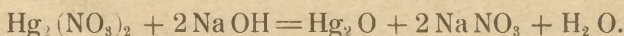
Doświadczenie. Rozczyn soli rtęciawej zadaje się roztworem kwasu solnego. Tworzy się biały osad chlorku rtęciawego (kalomelu) o wzorze: $\text{Cl Hg} - \text{Hg Cl}$, albo Hg Cl . Substancja ta, obłana amonjakiem, czernieje, przemieniając się w mieszaninę nierozpuszczalnego chlorku amido-rtęciowego i rtęci.

Reakcja:



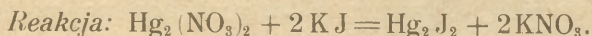
Otrzymanie tlenku rtęciawego działaniem ługu sodowego.

Reakcja:

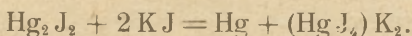


Doświadczenie. Do roztworu soli rtęciawej dodaje się roztworu wodorotlenku sodu. Tworzy się czarny osad tlenku rtęciawego.

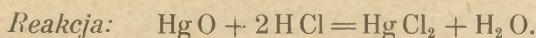
Strącanie jodku rtęciawego jodkiem potasu.



Doświadczenie. Rozczyn azotanu rtęciawego zadaje się roztworem jodku potasu. Powstaje zielony osad jodku rtęciawego, rozpuszczalny częściowo w nadmiarze odczynnika. Jodki potasu i rtęci, działając mianowicie na siebie, tworzą rozpuszczalny jodo-rtęcian potasu $[(\text{HgJ}_4)\text{K}_2]$, przyczem wydziela się rtęć, według równania:



Otrzymanie chlorku rtęciowego z tlenku rtęciowego działaniem kwasu solnego.

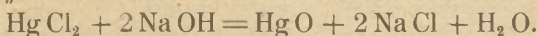


Doświadczenie. Tlenek rtęciowy w probówce lub kolbce ogrzewa się lekko z kwasem solnym (rozcieńczonym wodą w stosunku 1:1). Tlenek rtęciowy rozpuszcza się w kwasie, przechodząc w chlorek rtęciowy (HgCl_2).

Reakcje soli rtęciowych.

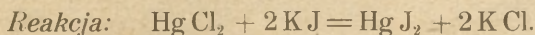
Strącanie tlenku rtęciowego ługiem sodowym.

Reakcja:

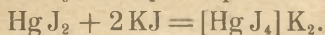


Doświadczenie. Roztwór chlorku rtęciowego zadaje się ługiem sodowym. Powstaje w pierwszej chwili brunatny osad soli zasadowej, po dodaniu zaś większej ilości odczynnika żółty osad tlenku rtęciowego (HgO).

Strącanie jodku rtęciowego jodkiem potasu.



Doświadczenie. Rozczyn chlorku rtęciowego zadaje się roztworem jodku potasu. Powstaje czerwony osad jodku rtęciowego, który rozpuszcza się w nadmiarze odczynnika, przechodząc w bezbarwną sól jodo-rtęcian potasu.

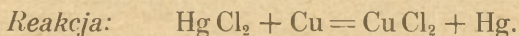


Przemiana czerwonej odmiany jodku rtęciowego na żółtą.

Doświadczenie. Małą ilość czerwonego jodku rtęciowego ogrzewa się ostrożnie w probówce na słabym płomieniu. W miarę

ogrzewania powyżej 100° masa żółknieje. Substancja czerwona zmienia się w żółtą. Odmiana żółta, pocierana po oziębieniu pręcikiem szklanym, zmienia się napowrót w czerwoną.

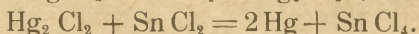
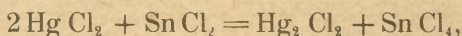
Strącanie rtęci metaliczną miedzią.



Doświadczenie. Do roztworu soli rtęciowej zanurza się na chwilę oczyszczoną starannie blaszkę miedzaną. Miedź pokrywa się szarą warstwą osadzonej rtęci. Polerując ją bibułą, zmaczaną w rozcieńczonym kwasie solnym, otrzymuje się błyszczącą warstwę.

Redukcja soli rtęciowej na rtęć metaliczną działaniem chlorku cynawego.

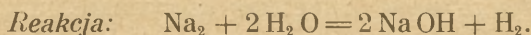
Reakcje:



Doświadczenie. Roztwór chlorku rtęciowego zadaje się roztworem chlorku cynawego. Zachodzi najpierw redukcja chlorku rtęciowego na biały chlorek rtęciawy ($\text{Hg}_2 \text{Cl}_2$), który wobec nadmiaru odczynnika ulega dalszej redukcji na rtęć metaliczną, wydzielającą się w postaci szarego osadu.

Otrzymanie ortęci sodowej (amalgamatu sodu).

Doświadczenie. Mały kawałeczek czystego sodu, osuszony bibułą, nakłada się na drucik żelazny i zanurza w niewielkiej ilości rtęci metalicznej, umieszczonej w parownicze, lub w moździerzyku porcelanowym. Sód rozpuszcza się energicznie w rtęci z objawami zapłnienia. Powstaje ortęć sodowa. Doświadczenie należy przeprowadzać pod wyciągiem ze względu na trujące działanie par rtęci. Jeżeli na ortęć sodową naleje się wody, to wydziela się żywo wodór.



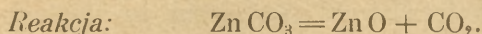
30. Cynk (Zn).

Liczba atomowa 30, ciężar atom. 65.37. ciężar właściw. 6.9.

Cynk jest metalem dwuwartościowym barwy niebieskawo białej. Topi się w temperaturze 419.4°, a wrze w 920°. W niż-

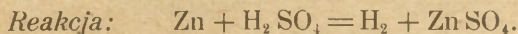
szej temperaturze i około 200° cynk jest taki kruchy, że go można sproszkować, w 110—150° natomiast daje się ciągnąć na drut i walcować na blachę. Silnie ogrzany w cienkich blazkach spala się jasnym płomieniem, wydzielając białe dymy tlenku cynku. Roztwarza się łatwo w kwasach np. w kwasie solnym, siarkowym, octowym, przyczem wywiązuje się wodór i tworzą się odpowiednie sole (chlorek, siarczan, octan). W kwasie azotowym cynk roztwarza się, przechodząc w azotan cynku. Wodór w tym wypadku nie wydziela się, kwas azotowy bowiem redukuje się jego kosztem na tlenki np. NO (przy zastosowaniu kwasu azotowego zgęszczonego) lub nawet do amoniaku (przy zastosowaniu kwasu rozcieńczonego). Cynk roztwarza się także w ługu sodowym (i potasowym), przyczem wywiązuje się wodór i tworzy się cynkan sodu $\text{Zn}(\text{ONa})_2$. Sole cynku są prawie wszystkie bezbarwne i w wodzie przeważnie (z wyjątkiem np. węglanu, siarczku, wodorotlenku, fosforanu) łatwo rozpuszczalne. Sole trudno rozpuszczalne w wodzie, roztwarzają się jednak bardzo łatwo w kwasach mineralnych.

Otrzymanie tlenku cynku z węglanu cynku.



Doświadczenie. Kilka gramów węglanu cynku lub zasadowego węglanu cynku praży się w probówce lub tygielku tak długo, aż przestanie wydzielać się dwutlenek węgla (to znaczy, dopóki zachodzi strata na wadze prażonej substancji). Tworzy się tlenek cynku (Zn O), proszek biały, nietopliwy, który w ogniu żółknieje, po ostudzeniu zaś odbarwia się z powrotem. Substancja ta rozpuszcza się łatwo w kwasach, przechodząc w odpowiednie sole cynku.

Otrzymanie siarczanu cynku z cynku i kwasu siarkowego.



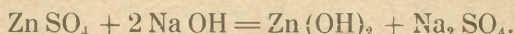
Doświadczenie. Cynk granulowany (np. 5 g) zalewa się w kolbce większą objętością (np. 50 cm sz.) kwasu siarkowego (rozcieńczonego wodą w stosunku 1:5) i ogrzewa kolbkę tak długo, aż cynk przestanie się roztwarzać. Otrzymany roztwór siarczanu cynku sączy się na gorąco przez fałdowany sączek

do parowniczkii porcelanowej i odparowuje na łaźni wodnej tak długo, aż próbka roztworu wylana na szkiełko zegarkowe zacznie krystalizować. Z oziębionego roztworu wydzielają się bezbarwne kryształy siarczanu cynku ($\text{Zn SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2 \text{O}$).

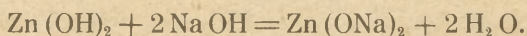
Reakcje soli cynku.

Otrzymanie wodorotlenku cynku działaniem wodorotlenku sodu.

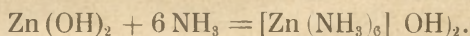
Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu siarczanu cynku dolewa się kroplami roztworu ługu sodowego. Powstaje biały, galaretowaty osad wodorotlenku cynku, który w nadmiarze odczynnika rozpuszcza się na cynkan sodu według równania:

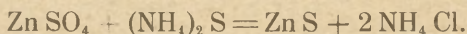


Amonjak strąca również wodorotlenek cynku rozpuszczalny w nadmiarze amonjaku przyczem tworzy się sól sprężona: wodorotlenek cynko-amonjakalny według równania:



Strącanie siarczku cynku siarczkiem amonu.

Reakcja:



Doświadczenie. Rozczyn siarczanu cynku w probówce zadaje się najpierw roztworem chlorku amonu, a następnie siarczku amonu. Strąca się biały bezkształtny osad siarczku cynku, rozpuszczalny łatwo w kwasach mineralnych.

Siarkowodór strąca siarczek cynku tylko z roztworów obojętnych, nie zawierających wolnych kwasów mineralnych lub z roztworów zaprawionych octanem sodu. W tym ostatnim wypadku w roztworze tworzy się działaniem kwasu mineralnego na octan sodu wolny kwas octowy, w którym siarczek cynku nie rozpuszcza się.

31. Miedź (Cu).

Liczba atomowa 29, ciężar atom. 63.57, ciężar właści. 8.92.

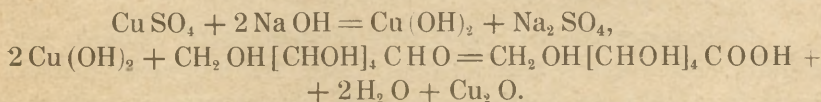
Miedź jest metalem barwy czerwonej, bardzo łatwo ciągliwym i klepalnym, topliwym w temp. 1083^0 , dość odpornym na

działanie wody i powietrza. Na powietrzu pokrywa się mianowicie przy dłuższem działaniu nań tlenu, kwasu węglowego, oraz wody warstwą zasadowego węglanu (patyny), która chroni metal przez długie lata od dalszego wpływu powietrza. Nie rozpuszcza się w kwasie solnym, ani w kwasie siarkowym w zwykłej temperaturze. Natomiast stężony kwas siarkowy roztwarza miedź na gorąco na siarczan miedziowy, ulegając sam równocześnie częściowej redukcji na dwutlenek siarki¹. Kwas azotowy i woda królewska roztwarzają łatwo miedź na azotan względnie chlorek miedziowy.

Miedź tworzy z tlenem czerwony tlenek miedziawy Cu_2O i czarny tlenek miedziowy CuO . Oba tym tlenkom odpowiadają sole miedziawe, zawierające dwuwartościową grupę, złożoną z dwóch atomów miedzi, Cu_2 ($-\text{Cu}-\text{Cu}-$) i sole miedziowe, o jednym atomie miedzi (Cu^{II}).

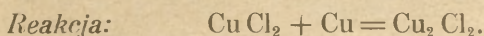
Otrzymanie tlenku miedziawego Cu_2O z siarczanu miedzi zapomocą redukcji w alkalicznym roztworze.

Reakcja:



Doświadczenie. Miesza się równe objętości roztworu siarczanu miedziowego, soli Seignette'a (winianu sodowo-potasowego) i ługu sodowego, przyczem ług sodowy dodaje się do tej mieszaniny w takiej ilości, by strącony osad błękitny wodorotlenku miedzi rozpuścił się całkowicie. Rozczyn otrzymany w ten sposób t. zw. roztwór Fehlinga zadaje się roztworem cukru gronowego i ogrzewa. Wydziela się wskutek redukcji czerwony tlenek miedziawy (Cu_2O).

Otrzymanie chlorku miedziawego Cu_2Cl_2 z chlorku miedziowego i miedzi.



Doświadczenie Małą objętość nasyconego roztworu chlorku miedziowego miesza się w kolbce z podwójnie wielką objętością

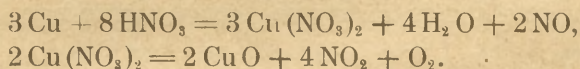
¹ Otrzymanie dwutlenku siarki, rozdział 19, strona 142.

stężonego kwasu solnego i ogrzewając do wrzenia, zadaje się taką ilością opiłek lub wiórek miedzi, by roztwór uległ zupełnemu odbarwieniu. Rozczyn zredukowany sączy się przez watę szklaną i rozcieńcza wodą destylowaną (np. do 100 cm sz.). Wskutek rozkładu sprężonej soli chlorku miedziawego z kwasem solnym wydziela się biały osad Cu_2Cl_2 . Chlorek miedziawy przybiera łatwo pod wpływem tlenu powietrza barwę zieloną wskutek utlenienia się i przemiany w chlorek miedziowy. Wogóle sole Cu^{II} odznaczają się wielką nietrwałością na wpływ tlenu i bardzo łatwo utleniają się na powietrzu na sole Cu^{II} . Rozczyn chlorku miedziawego w stężonym kwasie solnym pochłania tlenek węgla, przechodząc w bardzo nietrwały związek $\text{Cu}_2\text{Cl}_2 \cdot \text{CO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Otrzymanie tlenku miedziowego CuO :

1. Z azotanu miedziowego w wyższej temperaturze.

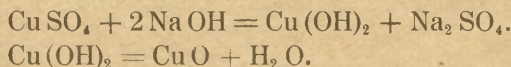
Reakcja:



Doświadczenie. 1--2 g opiłek metalu miedzi zalewa się w parownicze kwasem azotowym (c. wł. 1'2) i ogrzewa lekko. Po rozтворzeniu się miedzi, rozcieńcza się otrzymany roztwór azotanu miedzi małą ilością wody destylowanej, sączy przez watę szklaną a przesącz odparowuje się na łaźni wodnej do suchości. Pozostałość przekłada się do tygielka porcelanowego i mieszając drucikiem miedzianym, praży tak długo, aż nastąpi zupełny rozkład azotanu miedziowego na czarny tlenek miedziowy¹ (CuO).

2. Z wodorotlenku miedziowego w wyższej temperaturze.

Reakcja:

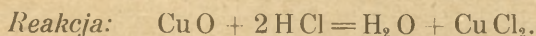


Doświadczenie. Roztwór siarczanu miedzi zadaje się ługiem sodowym; powstaje osad błękitny wodorotlenku miedziowego,

¹ Tlenek miedziowy powstaje również przez prażenie zasadowego węglanu miedzi, część ogólna, rozdział 3, strona 24.

który przy ogrzaniu czernieje, zmieniając się na tlenek miedziowy (CuO).

Otrzymanie chlorku miedziowego CuCl_2 z tlenku miedziowego i kwasu solnego.



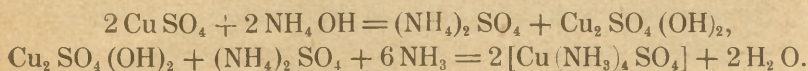
Doświadczenie. 1–2 g tlenku miedziowego rozтворя się w kwasie solnym, rozcieńczonym wodą w stosunku 1:1; Powstaje roztwór chlorku miedziowego zielonej barwy. Odparowując roztwór ten na łaźni wodnej otrzymuje się zielony krystaliczny chlorek miedzi $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Sole miedziowe odznaczają się w stanie krystalicznym lub w roztworach barwą błękitną lub zieloną, jako ciała stałe w stanie bezwodnym są bezbarwne, żółte, albo czarne. Chlorek, azotan, siarczan i octan rozpuszczają się łatwo w wodzie, inne sole są bardzo trudno rozpuszczalne w wodzie, rozpuszczają się jednak w kwasach mineralnych.

Reakcje soli miedziowych.

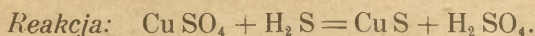
Strącanie soli zasadowej amonjakiem.

Reakcja:



Doświadczenie Do roztworu siarczanu miedziowego dodaje się kroplami rozcieńczonego amonjaku. W pierwszej chwili wydziela się jasnozielony osad zasadowej soli, który następnie rozpuszcza się łatwo w nadmiarze odczynnika, tworząc roztwór barwy szafirowej. Zmiana ta polega na wytworzeniu się soli sprzężonej siarczanu czteroamonjako-miedziowego.

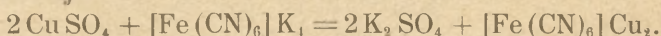
Strącanie siarczku miedziowego siarkowodorem.



Doświadczenie. Do roztworu siarczanu miedziowego dodaje się mocnej wody siarkowodorowej. Strąca się koloidalny czarny siarczek miedziowy, rozpuszczalny w roztworze cyjanku potasu.

Strącanie żelazocyjanku miedziowego żelazocyjankiem potasu.

Reakcja:



Doświadczenie. Do roztworu siarczanu miedziowego dolewa się roztworu żelazocyjanku potasu; powstaje czerwono-brunatny osad żelazocyjanku miedziowego, rozpuszczalny łatwo w amonjaku. Bardzo rozcieńczone roztwory soli miedziowych nie tworzą osadu z żelazocyjankiem, tylko zabarwiają się na czerwono.

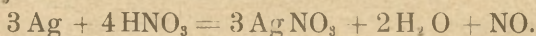
32. Srebro (Ag).

Liczba atomowa 47, ciężar atom. 07·88°, ciężar właściwy 10·49.

Srebro, metal szlachetny, posiada silny i piękny połysk metaliczny. Jest łatwo ciągliwe i klepalne, topi się w temperaturze 960·5°, a wrze w temperaturze 1955°. Nierozpuszczalne w rozcieńczonym kwasie solnym i siarkowym roztwarza się we wrzącym stężonym kwasie siarkowym na siarczan i w kwasie azotowym, przechodząc w azotan srebra. Większość soli srebrowych nie rozpuszcza się w wodzie i czernieje na świetle. Łatwo rozpuszczalny jest azotan srebra, znacznie trudniej natomiast rozpuszczają się sole takie jak azotyn, siarczan i octan. Srebro jest pierwiastkiem jednowartościowym.

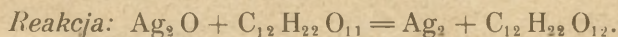
Otrzymanie azotanu srebra z kwasu azotowego i srebra.

Reakcja:



Doświadczenie. Kawałek drutu srebrnego zalewa się w parownicze porcelanowej stężonym kwasem azotowym i ogrzewa lekko dopóki srebro nie rozpuści się całkowicie. Otrzymany roztwór azotanu srebra rozcieńcza się wodą, sączy przez bibułę¹ i odparowuje na łaźni wodnej do suchości.

Otrzymanie metalicznego srebra (lustra srebrnego) przez redukcję tlenku srebra.



Doświadczenie. Dla otrzymania lustra srebrnego w próbce należy przede wszystkim starannie oczyścić próbkę

¹ Niezbyt stężone roztwory azotanu srebra można bezpiecznie sączyć przez bibułę. Waty szklanej nie należy używać (zawiera chlorki).

przez przemycie najpierw zapomocą gorącego ługu sodowego, następnie silnego kwasu azotowego, wody i wreszcie alkoholu. Następnie nalewa się do niej małą objętość 1^o/_o-owego roztworu azotanu srebra, alkalizuje roztwór kilkoma kroplami amoniaku, dodaje roztworu cukru mlecznego, kilka kropli ługu sodowego i ogrzewa się probówkę równomiernie (najlepiej przez wstawienie do gorącej wody). Wskutek redukcji tlenku srebra pod wpływem cukru mlecznego probówka pokrywa się wewnątrz cienką powłoką metalicznego srebra, która tworzy powierzchnię połyskującą, lustrzaną.

Otrzymanie chlorku, bromku i jodku srebra Ag Cl, Ag Br, Ag J.

Sposoby powstawania tych związków podano przy opisie pierwiastków chloru, bromu, i jodu¹.

¹ Rozdział 21, strona 158. Rozdział 22, strona 163. Rozdział 23, strona 166.

DODATEK.

Najważniejsze odczynniki chemiczne.

Amonjak (NH_3), stężony, o c. wł. 0.910, zawiera 25% gazowego NH_3 (tabela V); rozcieńczony: 1 część stężonego roztworu na 3 części wody.

Arsenian sodu ($\text{Na}_2 \text{H As O}_4 \cdot 12 \text{H}_2 \text{O}$) stosuje się roztwór 5%-owy.

Arsenin sodu ($\text{Na}_3 \text{As O}_3$): roztwór 5%-owy.

Azotan bizmutu [$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5 \text{H}_2 \text{O}$]: roztwór 5%-owy, zakwaszony kwasem azotowym.

„ ołowiu [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$]: roztwór 5%-owy.

„ potasu (KNO_3): „ 5%-owy.

„ rtęciawy $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2 \text{O}$: roztwór 5%-owy, zakwaszony kwasem azotowym, (przechowuje się nad metaliczną rtęcią).

„ srebra (AgNO_3): roztwór 2%-owy, (przechowuje się w ciemnej flaszce).

Azotyn potasu (KNO_2): roztwór 3%-owy.

Bromek potasu (KBr): „ 5% „

Chlorek amonu ($\text{NH}_4 \text{Cl}$): „ 10% „

„ antymonawy (SbCl_3): roztwór 5%-owy, zakwaszony silnie kwasem solnym.

„ baru ($\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2 \text{O}$): roztwór 5%-owy.

„ cynawy ($\text{SnCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2 \text{O}$): Sposoby przyrządzenia: I. Roztwór 10%-owy zakwasza się kwasem solnym, sączy po pewnym czasie i przechowuje się nad wiórkami metalicznej cyny, w naczyniu szczelnie zamkniętym. II. 100 cm sz. stężonego kwasu solnego (c. g. 1.19), ogrzewa się z nadmiarem cyny na łaźni wodnej tak długo, aż wodór przestanie się wywiązywać. Otrzymany roztwór rozcieńcza się poczwórną objętością wody dest., zakwasza kwasem

solnym i przechowuje się nad wiórkami metalicznej cyny.

Chlorek cynowy (Sn Cl_4): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

„ kobaltu ($\text{Co Cl}_2 \cdot 6 \text{H}_2 \text{O}$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Chlorek niklu ($\text{Ni Cl}_2 \cdot 6 \text{H}_2 \text{O}$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

„ potasu (K Cl): rozczyzn 10⁰/₀-owy.

„ rtęciowy (Hg Cl_2): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

„ sodu (Na Cl): rozczyzn 10⁰/₀-owy.

„ wapnia ($\text{Ca Cl}_2 \cdot 6 \text{H}_2 \text{O}$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

„ żelazowy ($\text{Fe Cl}_3 \cdot 6 \text{H}_2 \text{O}$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Cyjanek potasu K CN : rozczyzn 2⁰/₀-owy.

Dwuchromian potasu ($\text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Fenoloftaleina: 1 g handlowej fenoloftaleiny rozpuszcza się w 100 cm sz. 96⁰/₀ alkoholu.

Fosforan dwusodowy ($\text{Na}_2 \text{HPO}_4 \cdot 12 \text{H}_2 \text{O}$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Jodek potasu (KJ): rozczyzn 5⁰/₀-owy, przechowuje się w ciemnej flaszce.

Kwas azotowy (HNO_3): stężony c. g. 1·4 zawiera 65·3⁰/₀ HNO_3 , rozcieńczony: 1 cz. stężonego kwasu azotowego na 5 cz. wody (tabela II).

„ siarkawy ($\text{H}_2 \text{SO}_3$): woda wysycona dwutlenkiem siarki.

„ siarkowy ($\text{H}_2 \text{SO}_4$): stężony c. g. 1·84 zawiera 95·6⁰/₀ $\text{H}_2 \text{SO}_4$, rozcieńczony: 1 cz. stężonego kwasu na 5 cz. wody (tabela I).

„ solny (HCl): stężony c. g. 1·19 zawiera 37·2⁰/₀ HCl , rozcieńczony: 1 cz. stężonego kwasu na 1 lub 2 cz. wody (tabela III).

„ winowy ($\text{C}_4 \text{H}_6 \text{O}_6$): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Metafosforan sodu (NaPO_3): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Molibdenian amonu $[(\text{NH}_4)_6 \text{Mo}_7 \text{O}_{24} \cdot 4 \text{H}_2 \text{O}]$: 15 g molibdenianu amonu rozpuszcza się w 100 cm sz. wody dest., rozczyzn wlewa się do 100 cm sz. kwasu azotowego (c. g. 1·2) i pozostawia w spokoju tak długo, aż wydzielony początkowo biały osad kwasu molibdenowego rozpuści się w kwasie azotowym.

Nadmanganian potasu (KMnO_4): rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Octan ołowiu $(\text{C}_2 \text{H}_3 \text{O}_2)_2 \text{Pb} \cdot 3 \text{H}_2 \text{O}$: rozczyzn 5⁰/₀-owy.

Odczynnik Nesslera: Sposoby przyrządzenia: I. 2 g. jodku potasu rozpuszcza się w 5 cm sz. wody i do ogrzanego roztworu dodaje się jodku rtęciowego tak długo, aż pewna jego

ilość pozostanie nierozpuszczona. Roztwór po oziębieniu rozcieńcza się 20 cm sz. wody, przesącza i dodaje się do przesączu 30 cm sz. stężonego ługu potasowego. II: Rozczyn chlorku rtęciowego (3·2 g w 60 cm sz. wody) wlewa się do rozczyngu jodku potasu (7 g. jodku potasu w 20 cm sz. wody) dopóki nie utworzy się osad, poczem dodaje się 120 cm sz. ługu potasowego i sączy przez azbest lub watę szklaną.

Papier kurkumowy: 1 cz. wag. rozartego korzenia kurkumowego wytrawia. się 6 cz. 90% alkoholu i roztworem tym zabarwia się skrawki cienkiej bibuły.

Potasz żrący, wodorotlenek potasu, (KOH): stężony rozczyzn 30%-owy.

Pyroantymonian potasowy kwaśny ($K_2 H_2 Sb_2 O_7 \cdot 6 H_2 O$): rozczyzn 5%-owy.

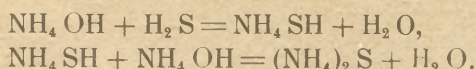
Pyrofosforan sodu ($Na_4 P_2 O_7 \cdot 10 H_2 O$): rozczyzn 5%-owy.

Rozczyn lakmusa: 1 cz. wag. handlowego lakmusa wytrawia się najpierw gorącym alkoholem (w celu uwolnienia go od czerwonego barwika), do pozostałości zaś dodaje się 6 cz. wag. wody destylowanej i pozostawia dłuższy czas w spokoju. Po wyklarowaniu się płynu, odsącza się pozostałość i do otrzymanego roztworu lakmusa dodaje się kroplami tyle rozcieńczonego kwasu siarkowego aż próbka, rozcieńczona większą ilością wody, okaże fioletową barwę. Jeżeli do otrzymanego roztworu obojętnego lakmusa doda się kilka kropel rozcieńczonego kwasu siarkowego, albo rozcieńczonego roztworu sody żrącej, to otrzyma się rozczyzn lakmusa barwy czerwonej, lub niebieskiej. Przepajając skrawki bibuły takimi roztworami i susząc je, otrzymuje się papierki lakmusowe barwy fioletowej, czerwonej i niebieskiej.

Roztwór indyga (indygo-karminu): 1 cz. wag. sproszkowanego indyga rozpuszcza się w 4 cz. dymiącego kwasu siarkowego w temp. 50°, rozcieńcza roztwór wodą do objętości 100 cm sz. i odsącza go od nierozpuszczalnej pozostałości (przez watę szklaną).

Roztwór skrobi: 150 cm sz. wody ogrzewa się do wrzenia, dodaje 1 g skrobi, zmieszanej z małą ilością wody i zagotowuje rozczyzn, mieszając przecikiem szklanym. Po odstaniu się części nierozpuszczonej odlewa się klarowny roztwór.

Siarczek amonu $[(\text{NH}_4)_2 \text{S}]$: 3 objętości handlowego roztworu amonjaku wysyca się gazowym siarkowodorem, do otrzymanego zaś roztworu wodosiarczku amonu dodaje się jeszcze 2 obj. roztworu amonjaku.



Roztwór siarczku amonu nie powinien zawierać siarczanu i węglanu amonu, t. j. dawać osadu z solami wapnia i magnezu. Przez rozpuszczenie sproszkowanej siarki w siarczku amonu otrzymuje się żółty siarczek, zawierający wielosiarczki amonu $[(\text{NH}_4)_2 \text{S}_x]$.

Siarczan chromu $[\text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2 \text{O}]$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ chromowo-potasowy (ałun chromowy)

$[\text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 \text{K}_2 \text{SO}_3 \cdot 24 \text{H}_2 \text{O}]$: roztwór 10⁰/₀-owy.

„ cynku $(\text{Zn SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ glinu $(\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 10⁰/₀-owy.

„ kadmu $(3 \text{Cd SO}_4 \cdot 8 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ magnezu $(\text{Mg SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy i 10⁰/₀-owy.

„ manganu $(\text{Mn SO}_4 \cdot 4 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ miedziowy $(\text{Cu SO}_4 \cdot 5 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ żelazawy $(\text{Fe SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 5⁰/₀-owy.

Siarkocyjanek potasu (KCNS): roztwór 3⁰/₀-owy.

Soda żrąca (Na OH) : roztwór 4⁰/₀-owy i 8⁰/₀-owy (tabela IV).

Szczawian amonu $[(\text{NH}_4)_2 \text{C}_2 \text{O}_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}]$: roztwór 3⁰/₀-owy.

Tiosiarczan sodu $(\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 10⁰/₀-owy.

Węglan amonu $[(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3 \cdot \text{H}_2 \text{O}]$: roztwór 5⁰/₀-owy.

„ sodu $(\text{Na}_2 \text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 10⁰/₀-owy.

Winian potasowo-sodowy (sól Seignette'a) $(\text{C}_4 \text{H}_4 \text{O}_6 \text{KNa} \cdot 4 \text{H}_2 \text{O})$: roztwór 10⁰/₀-owy.

Woda bromowa: roztwór 3⁰/₀-owy.

„ chlorowa: wodę destylowaną wysyca się gazowym chlorem (przechowuje się w ciemnych flaszkiach).

„ królewska: 1 obj. stężonego kwasu azotowego miesza się z 3 obj. stężonego kwasu solnego.

„ siarkowodorowa: świeżo otrzymaną wodę destylowaną, albo zagotowaną dla wypędzenia powietrza, wysyca się po oziębieniu gazowym siarkowodorem (przechowuje się w flaszkiach szczelnych i wypełnionych po sam korek).

Woda wapienna: 1 cz. wag. wapna gaszonego $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ zarabia się z 50 cz. wody na jednostajną masę, miesza od czasu do czasu i pozostawia następnie w spokoju. Po odstaniu się części nierozpuszczonej odlewa się klarowny roztwór.

Żelazicyjanek potasu $[\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6]$: roztwór 5%-owy.

Żelazocyjanek potasu $[\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}]$: roztwór 5%-owy.

Tablice

do oznaczania zawartości procentowych roztworów najważniejszych
kwasów i zasad.

I.

Ciężary właściwe roztworów kwasu siarkowego w 15°.

C. wł.	% H ₂ SO ₄ .	C. wł.	% H ₂ SO ₄ .	C. wł.	% H ₂ SO ₄ .
1·010	1·57	1·330	42·66	1·650	72·96
1·020	3·03	1·340	43·74	1·660	73·81
1·030	4·49	1·350	44·82	1·670	74·66
1·040	5·96	1·360	45·88	1·680	75·50
1·050	7·37	1·370	46·94	1·690	76·38
1·060	8·77	1·380	48·00	1·700	77·17
1·070	10·19	1·390	49·06	1·710	78·04
1·080	11·60	1·400	50·11	1·720	78·92
1·090	12·99	1·410	51·15	1·730	79·80
1·100	14·35	1·420	52·15	1·740	80·68
1·110	15·71	1·430	53·11	1·750	81·56
1·120	17·01	1·440	54·07	1·760	82·44
1·130	18·31	1·450	55·03	1·770	83·51
1·140	19·61	1·460	55·97	1·780	84·50
1·150	20·91	1·470	56·90	1·790	85·70
1·160	22·19	1·480	57·83	1·800	86·92
1·170	23·47	1·490	58·74	1·810	88·30
1·180	24·76	1·500	59·70	1·820	90·05
1·190	26·04	1·510	60·65	1·825	91·00
1·200	27·32	1·520	61·59	1·830	92·10
1·210	28·58	1·530	62·53	1·835	93·56
1·220	29·84	1·540	63·43	1·837	94·25
1·230	31·11	1·550	64·26	1·840	95·60
1·240	32·28	1·560	65·20	1·8405	95·95
1·250	33·43	1·570	66·09	1·8410	96·38
1·260	34·57	1·580	66·95	1·8415	97·35
1·270	35·71	1·590	67·83	1·8410	98·20
1·280	36·87	1·600	68·70	1·8405	98·52
1·290	38·03	1·610	69·56	1·8400	98·72
1·300	39·19	1·620	70·42	1·8395	98·77
1·310	40·35	1·630	71·27	1·8390	99·12
1·320	41·50	1·640	72·12	1·8385	99·31

II.

Ciężary właściwe roztworów kwasu azotowego w 15°.

C. wł.	% HNO ₃ .	C. wł.	% HNO ₃ .	C. wł.	% HNO ₃ .
1·010	1·90	1·220	35·28	1·410	67·50
1·020	3·70	1·230	36·78	1·420	69·80
1·030	5·50	1·240	38·29	1·430	72·17
1·040	7·26	1·250	39·82	1·440	74·68
1·050	8·99	1·260	41·34	1·450	77·28
1·060	10·68	1·270	42·87	1·460	79·98
1·070	12·33	1·280	44·41	1·470	82·90
1·080	13·95	1·290	45·95	1·480	86·05
1·090	15·53	1·300	47·49	1·490	89·60
1·100	17·11	1·310	49·07	1·500	94·09
1·110	18·67	1·320	50·71	1·502	95·08
1·120	20·23	1·330	52·37	1·504	96·00
1·130	21·77	1·335	53·22	1·506	96·76
1·140	23·31	1·340	54·07	1·508	97·50
1·150	24·84	1·350	55·79	1·510	98·10
1·160	26·36	1·360	57·57	1·512	98·53
1·170	27·88	1·370	59·39	1·514	98·90
1·180	29·38	1·380	61·27	1·516	99·21
1·190	30·88	1·385	62·24	1·518	99·46
1·200	32·36	1·390	63·23	1·520	99·67
1·210	33·82	1·400	65·30		

III.

Ciężary właściwe roztworów kwasu solnego w 15°.

C. wł.	% H Cl.	C. wł.	% H Cl.	C. wł.	% H Cl.
1·010	2·14	1·080	16·15	1·150	29·57
1·020	4·13	1·090	18·11	1·160	31·52
1·030	6·13	1·100	20·01	1·170	33·46
1·040	8·16	1·110	21·92	1·180	35·39
1·050	10·17	1·120	23·82	1·190	37·23
1·060	12·19	1·130	25·75	1·200	39·11
1·070	14·17	1·140	27·66		

IV.

Ciężary właściwe ługu sodowego w 15°.

C. wł.	% Na OH.	C. wł.	% Na OH	C. wł.	% Na OH.
1·007	0·61	1·142	12·64	1·320	28·83
1·014	1·20	1·152	13·55	1·332	29·93
1·022	2·00	1·162	14·37	1·345	31·22
1·029	2·71	1·171	15·13	1·357	32·47
1·037	3·35	1·180	15·91	1·370	33·69
1·045	4·00	1·190	16·77	1·383	34·96
1·052	4·64	1·200	17·67	1·397	36·25
1·060	5·20	1·210	18·58	1·410	37·47
1·067	5·87	1·220	19·58	1·424	38·80
1·075	6·55	1·231	20·59	1·438	39·99
1·083	7·31	1·241	21·42	1·453	41·41
1·091	8·00	1·252	22·64	1·468	42·83
1·100	8·68	1·263	23·67	1·483	44·38
1·108	9·42	1·274	24·81	1·498	46·15
1·116	10·06	1·285	25·80	1·514	47·60
1·125	10·97	1·297	26·83	1·530	49·01
1·134	11·84	1·308	27·80		

V.

Ciężary właściwe roztworów amonjaku w 15°.

C. wł.	% NH ₃ .	C. wł.	% NH ₃ .	C. wł.	% NH ₃ .
0·998	0·45	0·958	10·47	0·018	22·39
0·994	1·37	0·954	11·60	0·914	28·68
0·990	2·31	0·950	12·74	0·910	24·99
0·986	3·30	0·946	13·88	0·906	26·31
0·982	4·30	0·942	15·04	0·902	27·65
0·978	5·30	0·938	16·22	0·898	29·01
0·974	6·30	0·934	17·42	0·894	30·37
0·970	7·31	0·930	18·64	0·890	31·75
0·966	8·33	0·926	19·87	0·886	33·25
0·962	9·35	0·922	21·12	0·882	34·95

Literatura przedmiotu.

- L. Bruner. Ćwiczenia chemiczne. Warszawa 1909. M. Arct.
T. Miłobędzki. Szkoła analizy jakościowej. Warszawa 1921. M. Arct.
J. Schramm. Podręcznik analizy chemicznej jakościowej. Wyd. 5-te. Poznań 1922. Fiszer i Majewski.
A. Smith. Podręcznik chemji ogólnej i nieorganicznej. Warszawa 1918. E. Wende i Sp.
F. P. Treadwell. Chemja analityczna jakościowa. Warszawa 1917. Z zapomogi Kasy Pomocy im. Dra J. Mianowskiego.
F. P. Treadwell. Chemja analityczna ilościowa. Kraków 1908. Nakładem Grona chemików.
Ch. M. Allen. Exercises in General Chemistry. 1912. John Wiley & Sons.
I. Remsen. A College of Chemistry. Sec. Edition. London 1910. Macmilan and Co. Ltd.
E. Péchard. Chimie Élémentaire. Paris 1922. Masson et C-ie.
L. Troost et E. Péchard. Traité élémentaire de Chimie. 19-e edition. Paris 1922.
L. Troost et E. Péchard. Précis de Chimie. 43-e edition. Paris 1922.
R. Arendt. Technik der Experimentalchemie. 5 Aufl. Leipzig 1925. L. Voss.
H. Bilz. Experimentelle Einführung in die unorganische Chemie. Kiel 1898. Königl. chem. Universitäts-Laboratorium.
A. Binz. Chemisches Praktikum für Anfänger. Berlin 1909. Georg Reimer.
M. Dittrich. Chemische Experimentierübungen für Studierende und Lehrer. Heidelberg 1911. C. Winters Universitätsbuchhandlung.
A. F. Holleman. Lehrbuch der unorganischen Chemie. 18 Aufl. Leipzig 1925. Veit & Comp.
E. Knoevenagel. Praktikum des Anorganischen Chemikers. 3 Aufl. Berlin-Leipzig 1920. W. de Gruyter.
C. Oppenheimer. Kurzes Lehrbuch der Chemie. Leipzig 1923. Georg Thieme.
W. Ostwald. Die Schule der Chemie. 4 Aufl. Braunschweig 1919. Vieweg & S.
W. Ostwald. Einführung in die Chemie. 2 Aufl. Stuttgart 1922. Franckh'sche Verlagsbuchhandlung.
I. Remsen. Einleitung in das Studium der Chemie. 6 Aufl. Tübingen 1920.
I. Remsen. Anorganische Chemie. 6 Aufl. Tübingen 1920.
A. Stähler. Einführung in die anorganische Chemie. Leipzig 1913. J. Weber.

SKOROWIDZ.

- Acetylen** 86, 94
Acetylenek miedzi 95
 — srebra 95
Adsorbpcja 86
Aldehyd octowy 181
Alkohol etylowy 83, 93, 130, 181
 — metylowy 83
Alun chromowy 179
 — glinowy 83, 85
Amonjak 51, 84, 95, 107, 108, 133, 199
Analiza chemiczna 24
Antracyt 85
Antymon 126, 127, 155
Argonowce 66, 105, 129
Arsen 122, 155
Arsenian sodu 125
 — srebra 125
Arsenin sodu 124
 — srebra 125
 — magnezowo-amonowy 125
Arsenowodór 124
Arszenik 122
Atom 28
Azot 24, 105, 106
Azotan amonu 116
 — baru 80,
 — bizmutu 57, 128
 — cynku 111
 — magnezu 62, 76
 — miedziowy 188
 — ołowiu 24, 103, 113
 — potasu 37, 43, 114
 — rtęciawy 182
 — rtęciowy 181
 — sodu 26, 50, 109, 112
 — srebra 26, 53, 82, 120, 134, 158,
 163, 190
Azotyn amonu 106
 — kobaltawy 175
 — kobaltowy 175
 — kobaltowo-potasowy 175
 — potasu 114
 — sodu 106
- Bar** 80
Benzol 111
Bezwodnik kwasu azotawego 113
 — — chromowego 180
 — — jodowego 167
 — — nadmanganowego
 130, 177
Bezwodnik kwasu siarkowego 140
Białko 121
Biel indygowa 147
Biurety 8
Bismut 127, 128, 155
Błękit pruski (berliński) 137, 171
 — Turnbulla 170
Bor 81
Boraks 82
Boran etylowy 83
 — kobaltu 83
 — metylowy 83
 — srebra 82
Brom 162
Bromek cynku 163
 — etylenu 94
 — potasu 163
 — srebra 163, 191
 — żelazawy 163
Bromowodór 49, 164
Budowa atomów 66
- Chlor** 48, 153, 161, 165
Chlorowce 63, 66, 150
Chloran potasu 30, 33, 160
Chlorek amido-rtęciowy 182
 — amonu 37, 51, 76, 90, 109
 — antymonu 57, 126, 140, 155
 — arsenu 155
 — baru 27, 81, 134
 — bizmutu 128, 155
 — chromu 155
 — cynawy 48, 99, 184, 192
 — cynku 60, 140, 158
 — cynowy 99, 100
 — czteroamino-niklawy 173

Chlorek glinu 56, 84
 — kobaltawy 174
 — magnezu 76, 77, 158
 — manganawy 154
 — miedziawy 187
 — miedziowy 49, 155, 184, 189
 — niklawy 172
 — nitrozyłowy 159
 — ołowiawy 103, 104, 160
 — potasu 26, 34, 74, 160, 165
 — rtęciawy 182
 — rtęciowy 26, 183
 — sodu 26, 29, 37, 74, 156
 — srebra 26, 53, 134, 148, 158, 191
 — wapnia 26, 37, 79
 — żelazawy 142, 158, 169, 172
 — żelazowy 142, 170, 172
 — Chloroform 163, 166
 Chlorokobaltan kobaltu 174
 Chlorowódor 56, 109, 157
 Chłodnica Liebiga 7, 18
 Chrom 178
 Chromian sodu 180
 Chromin sodu 180
 Cięcie rurek szklanych 10
 Cement magnezowy 77
 Ciężar atomowy 28, 63
 — właściwy tlenu 34
 Ciepło zubożenia 52
 Cukier gronowy 187
 — mlekowy 191
 — trzcinowy 20, 150
 Cyjanek potasu 55
 Cylindry szklane 7
 Cyna 99, 100
 Cynian sodu 101
 Cynin sodu 100, 128
 Cynk 25, 58, 69, 158, 184
 Cynkan sodu 186
 Cynober 181
 Czterotlionian sodu 148
 Czterotlenek azotu 113

 Destylacja 17
 — frakcjonowana 17
 — sucha 85
 Djament 85
 Dmuchawa gazowa 9
 Doświadczenie Ostwalda 41
 Drobina 28
 Drucik platynowy 19, 73, 81, 83
 Dwuchromian amonu 24, 179
 — potasu 36, 107, 136, 145 155, 179
 Dwufenylamin 112
 Dwusiareczek węgla 21, 115, 139, 163, 166
 Dwutlenek azotu 24, 62, 110, 113
 — chloru 161

Dwutlenek krzemu 97, 152
 — manganu 29, 33, 96, 136, 142, 154, 165
 — ołowiu 103, 132, 160, 177
 — siarki 20, 30, 140, 142, 144
 — tytanu 137
 — węgla 24, 26, 30, 86, 87, 89
 Dwuwęglan sodu 87

Eksykator 8
 Elektrolity 40
 Elektroliza 39
 — wody 20
 — kwasu siarkowego 45
 — wodorotlenku sodu 46
 — siarcznanu miedzi 47
 — — sodu 47
 — chlorku cynawego 48
 Elektron 43, 66
 Erlenmayerki 5, 27
 Eter etylowy 93, 136
 Etylen 93

Fenoloftaleina 98, 193
 Flaszki do sączenia 6
 Fluor 150
 Fluorek krzemu 152
 — wapnia 151
 Fluorokrzymian sodu 152
 — wapnia 152
 Fluorowódor 151
 Fosfor czerwony 117
 — żółty (biały) 30, 116, 156
 Fosforan baru 81
 — jednowapniowy 120
 — litu 75
 — magnezowo-amonowy 77, 119
 — molibdeno-amonowy 120
 — sodowo-amonowy 121
 — sodu 77, 79, 81
 — srebra 119
 — trójwapniowy 79
 Fosforek wapnia 118
 Fosforowódor gazowy (fosforjak) 117
 — ciekły 117
 Fosforyn srebra 122
 Fosforyt 120

Gaz świetlny 95
 Gazy szlachetne (argonowce) 66, 105, 129
 Gips 80
 — palony 80
 Glin 68, 83, 178
 Glinian sodu 68, 84
 Grafit 85
 Gramo-drobina (mol) 28
 Gramo-atom 43

- Hipoteza atomistyczna (Dalton)** 27
 — Bohra 66
Hydroliza 53
- Imadła** 2
Indygo 75, 112, 156, 194
Indygokarmin 112, 132, 134, 156
Izotyna 112
- Jądro atomu** 66
Jod 23, 136, 147, 165, 168
Jodek cynku 166
 — potasu 26, 114, 131, 136, 165
 — rtęciawy 183
 — rtęciowy 23, 26, 183
 — rtęciowo-amonowy 133
 — sodu 148
 — srebra 166, 191
Jodowodór 49, 167
Jony (anjony, katjony) 68
- Karborund** 97
Kataliza 33
Kobalt 173
Koks 85
Kolby 5, 17
 — destylacyjne 5, 17
Kółka metalowe 2
Kondenzator 40
Kreda 26
Krystalizacja 16
Krzem 96
Krzemek magnezu 97
Krzemian sodu 97, 98
Krzemometan 98
Krzemowodór 97
Kwas arsenawy 122
 — arsenowy 49, 122
 — azotawy 114, 133
 — azotowy 62, 109, 113, 134, 149, 198
 — borowy 49, 82
 — chlorawy 159
 — chlorowy 49, 160
 — chromowy 178
 — cyjanowodorowy 49, 55
 — a-cynowy 101
 — b-cynowy 102
 — cytrynowy 120
 — fluoro-krzemowodorowy 152
 — fosforawy 122, 164, 167
 — fosforowy 49, 118
 — jodowy 49, 168
 — krzemowy 49, 98, 152
 — metacynowy 99, 111
 — metafosforowy 31, 106, 118, 121
 — mrówkowy 91
 — nadchlorowy 49, 162
 — nadchromowy 136
- Kwas nadjodowy** 168
 — nadmanganowy 176
 — nadtanowy 137
 — octowy 51
 — podchlorawy 153, 159
 — podjodawy 186
 — podsiarkawy 146
 — pyrofosforowy 121
 — pyrosiarkowy 149
 — siarkawy 30, 144
 — siarkowy 25, 33, 45, 69, 91, 134, 148, 180, 197
 — solny 21, 26, 58, 134, 157, 161, 198
 — tiosiarkowy 147
 — węglowy 30, 55, 89
 — winowy 75
Kwaśny siarczan potasu 163, 165
 — — — sodu 143
 — siarczyn sodu 143
 — węglan amonu 90
 — — — sodu 90
 — — — wapnia 89
 — winian potasu 75
Kwiat siarczany 138
- Lakmus czerwony** 31, 55, 73, 131, 194
 — niebieski 30, 56, 86, 194
Lejki 6
 — rozdzielcze 6
Liczba atomowa 65, 66
Lit 75
- Łapy** 2
Łaźnia wodna 3
Łopatki 3
Łyzeczki 3
- Magnes** 21, 27
Magnez 19, 31, 68, 75, 88, 158, 178
Mangan 175
Manganian potasu 177
Manganin potasu 29
Marmur 26, 87
Mączka Thomasa 120
Menzurki 7
Metan 86, 91
Metaboran srebra 82
 — fosforan sodu 121
Metoda Marscha 123
Miedź 19, 47, 72, 115, 139, 142, 184, 186
Mieszaniny 21
Minja 103, 177
Miseczki 4
Molibdenian amonu 120, 194
Moździerz 4
- Nadchloran potasu** 30, 162
Nadmanganian potasu 29, 96, 130, 145, 177

Nadtlenek baru 130

— wodoru 135, 145

Naftalin 20

Nikiel 172

Nitrobenzol 111

Objętość atomowa 65

Obróbka szkła 9

Octan ołowiu 132, 160

— sodu 51

Odczynnik Nesslera 133, 193

Odparowanie 16

Olejek terpentynowy 111, 156

Oleum 149

Ołów 102

Ołowin sodu 104

Opilki żelazne 21

Opłuczki 6

Opór elektrolitów 44

Ortęć sodu 184

Otrzymanie soli (Na_2SO_4) 32

Ozon 130, 132

Ozonidy 130

Ozonizator Siemens'a 131

Palnik gazowy 1

— motylkowy 9

Papier kurkumowy 82, 194

Papier lakmusowy patrz lakmus

Parowniczkę 4

Perhydrol 135

Perła boraksowa 83

Piasek 21

Pięciotlenek antymonu 126

— arsenu 123

— fosforu 118

Piryt 149

Podchloryn sodu 159

— wapnia 154

Podsiarczyn cynku 146

— sodu 146

Podtlenek azotu 116

Popiół kostny 119

Potas 74

Potasowce 63, 66, 73

Powietrze 38, 88, 105

Prawo Raoult'a 39

— stosunków stałych wagowych 27

— zachowania masy 26

Prażenie 18

Probówki 4

— z boczną rurką 6

Proch strzelniczy 21

Proton 43

Przewodnictwo elektrolityczne 44

Przyrząd Hoffmana 20, 46

— Kippa 9, 70, 87

Pył cynkowy 23, 68, 163, 166

Pył magnezowy 84

— żelazny 22, 25, 27, 163, 181

Pyroantymonian potasu 74

— sodu 74

Pyrofosforan sodu 121

— srebra 121

Pyrosiarczan potasu 137

Retorty 5

Równoważnik chemiczny 58

— chloru 60

— cynku 58

— magnezu 62

— sodu 60

Rozczyn Fehlinga 187

— przechłodzony 39

— trójmolekularny HCl 28

— — — NaOH 28

Rozpuszczalność powietrza w wodzie 38

Rozpuszczalność soli kuchennej w wodzie 37

Rozpuszczanie 14

Roztworzenie 14

Roztwory 35

Rtęć 23, 24, 181, 184

Sadza 86

Sączenie 15

Saletra potasowa 22, 149

— chilijska patrz azotan sodu

Salmiak 108

Siarczan baru 81

— chromu 145, 180

— cynku 25, 69, 141, 185

— cynowy 99

— czteroamino-miedziowy 189

— etylowy 93

— glinu 85

— kadmu 141

— magnezu 37, 77

— manganawy 145, 165, 177

— miedzi 24, 47, 56, 141, 187, 189

— ołowiany 103, 104, 132

— potasu 84, 85, 161

— rtęciowy 181

— sodu 33, 37, 47

— tytanu 137

— wapnia 36, 80, 151

— żelazawy 26, 112, 116, 136, 140, 169

— żelazowy 136

Siarczek amonu 84, 173, 195

— antymonu 127, 140

— bizmutu 129

— cynawy 100

— cynku 23, 140, 186

— cynowy 100, 102

— glinu 84

Siarczek kadmu 141

- kobaltawy 175
- manganawy 163, 176
- miedziowy 139, 141, 189
- niklawy 173
- ołowiu 104, 132
- rtęci 23, 25, 181
- wapnia 181
- żelaza 23, 140, 181

Siarczyn baru 145

- sodu 145, 147
- srebra 145

Siarka jednoskośna 138

- plastyczna 139
- rombowa 20, 23, 30, 137, 147, 161

Siarkoantymonin amonu 127

- arsenin amonu 125
- cyjanek amonu 135
- — potasu 137, 171
- — żelazowy 135, 171

Siarkocynian amonu 100

Siarkowodór 23, 140, 163, 172, 195

Siatki żelazne 2

Skrobia 114, 130, 133, 166, 194

Smola pogazowa 96

Soda patrz węglan sodu

- krystaliczna 90
- prażona 90

Sód 25, 31, 60, 73, 156, 184

Sól Seignette'a 187

- kamienna 21
- kuchenna patrz chlorek sodu

Sole zasadowe 56

Spalenie sprężyny stalowej 32

Srebro 190

Srebrotiosiarczan sodu 148

Stała dielektryczna 40

- Faradaya 43

Staniol 99, 110

Statwy 2

Stront 81

Superfosfat 120

Sulfoksylan sodu 146

Syntezy chemiczne 22

Szczawian amonu 79, 135

- wapnia 79, 135

Szczypce 3

Szkło 9

- wodne 98
- kobaltowe 75

Tabela układu perjodycznego 64

Termin Goldschmidta 84

Tiosiarczan sodu 39, 147, 148

- srebra 148

Tlen 20, 24, 29, 46, 129, 177

Tlenek antymonu 126, 127

- azotu 115

Tlenek baru 80

- bizmutawy 127
- chromowy 24, 179
- cynku 68, 185
- fosforu 31, 106, 118
- glinu 84, 178
- kobaltawy 174
- magnezu 19, 32, 62, 68, 76
- manganawy 176
- miedziawy 187
- miedziowy 19, 72, 188
- ołowiu 103
- rtęciawy 182
- rtęciowy 24, 183
- sodu 31
- srebra 190
- wapnia 78, 87
- węgla 91
- żelazawy 32, 84
- żelazawo-żelazowy 84, 168
- żelazowy 168

Tlenochlorek antymonu 57, 126

- bizmutu 128

- magnezu 77

Toluol 139

Torf 85

Trawienie szkła 152

Trójbromek fosforu 164

Trójdchlorek antymonu 126

- fosforu 122, 156

Trójjodek fosforu 167

Trójkąty żelazne i porcelanowe 2

Trójnogi żelazne 3

Trójsiarczek antymonu 127

- arsenu 124

Trójtlenek arsenu 113, 123

- azotu 113

- siarki 149

Tryskawka 7

Tygle porcelanowe 4, 18

Tynktura jodowa 166

Układ perjodyczny pierwiastków 63

Waga 12

Wapń 78

Wapniowce 63, 78

Wapno gaszone 78

- palone 78, 181

Wartościowość 65, 66

Ważenie 12

Węgiel 30, 85, 88, 161

- brunatny 85

- drzewny 85

- kamienny 85, 95

- kostny 85

- zwierzęcy 85

Węglan amonu 90

- Węglan baru 27, 81
 — cynku 185
 — litu 75
 — magnezu 87
 — miedzi (zasadowy) 24
 — ołowiu 103
 — potasu 161
 — sodu 27, 37, 55, 89
 — wapnia 26, 36, 80, 87, 91, 135
 Węglík glinu 91
 — krzemu 97
 — wapnia 94
 Winian jednopotasowy 75
 Woda 24, 35, 55, 68, 71, 132
 — bromowa 94, 96, 100, 145, 163
 — chlorowa 153, 163
 — królewska 159, 170
 — utleniona 135, 145
 — wapienna 79, 88, 91, 92, 196
 Wodór 20, 46, 59, 68, 70, 73, 156
 Wodorotlenek amonu 49, 90
 — antymonawy 127
 — baru 43, 49, 76, 80
 — bizmutu 128
 — chromu 180
 — cynawy 99
 — cynowy 101
 — cynku 186
 — cynko-amonjakalny 186
 — czteroamino-miedziowy 189
 — glinu 84, 91
 — kobaltawy 175
 — magnezu 32, 76
 Wodorotlenek manganawy 176
 — miedziowy 56, 188
 — niklawy 173
 — ołowiawy 103, 132
 — potasu 49, 55, 74, 160
 — sodu 25, 31, 32, 46, 73, 147, 159, 199
 — wapnia 49, 79, 89, 94
 — żelazawy 170
 — żelazowy 171
 Wyciąganie rurek szklanych 11
 Wykres objętości atomowych 67
 Wymiany chemiczne 25
 — podwójne 26
 — proste 25
 Zasadowy węglan magnezu 76, 77
 — — miedzi 24
 Zatapianie rurek 11
 Zendra 84
 Zjawiska fizyczne i chemiczne 19
 Zlewki szklane 4
 Żelazocyjanek potasu 170
 — żelazawy 170
 — żelazowy 171
 Żelazo 25, 158, 168
 Żelazocyjanek miedzi 190
 — potasu 136, 171, 190
 — potasowo-żelazawy 170
 — — żelazowy 170
 — żelazawy 137 170
 — żelazowy 137, 171

Spostrzeżone omyłki druku.

Str.	wiersz	zamiast	ma być
43	5 od dołu	606.10^{23}	$6.06.10^{23}$
43	7 " "	310^9	3.10^9
58	6 " "	10 15 cm sz.	10—15 cm sz.
63	w tabeli przy grupie chlorowców Fe		F
63		Wskutek niedokładnego odbicia przy drukowaniu egzem-	
64		plarzy nie wystąpiły wyraźnie niektóre kropki dziesiętne w liczbach ciężarów atomowych w obu tabelach.	
127	9 od dołu	czerwono-białej szarej z odcieniem różowym.	
129	7 od góry	1 1056	1.1056
148	17 " "	c. wł. 1.85	c. wł. 1.838
154	14 " "	w 10	w 10^0
165	2 " "	cięż. atom. 126.92	126.92
171	5 od dołu	$\text{FeCl}_3 \quad \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Kopera F. i Lepszy L. Zabytki sztuki w Polsce. II. Iluminowane rękopisy księgozbiorów OO. Dominikanów i OO. Karmelitów w Krakowie.	12'—
Łoś J. Pisownia polska.	1'—
Łoś J. Pisownia polska w przeszłości i obecnie.	1'50
Łukasiewicz J. Die logischen Grundlagen der Warscheinlichkeitsrechnung.	1'80
Malinowskiego M. Księga wspomnień, wyd. J. Tretiak.	4'—
Materiały do dziejów Komisji Rządzącej z r. 1807, wyd. M. Rostworowski, Tom I.	15'—
Mickiewicz Adam. Dziadów Część III w podobiznie autografu wydał J. Kallenbach.	24'—
Materiały do historii Towarzystwa Filomatów, 2 tomy.	18'—
Morawski K. Andrzej Patrycy Nidecki.	4'—
Morawski K. Schylek literatury rzymskiej.	6'—
Niemcewicz J. U. Pamiętniki, wyd. A. Kurpiel.	4'50
Nitsch K. Monografie polskich cech gwarowych, 2 zeszyty.	3'—
Otwinowski K. Dzieła X. Piotra Skargi.	12'—
Pisma polityczne z czasów rokoszu Zebrzydowskiego, wyd. J. Czubek, 3 tomy.	27'—
Pisma polityczne z czasów pierwszego bezkrólewia, wyd. J. Czubek.	12'—
Poezja Filomatów. Wyd. J. Czubek, 2 tomy.	18'—
Polskie instruktarze ekonomiczne z XVII i XVIII w. wyd. S. Pawlik.	6'—
Potkański K. Pisma pośmiertne, Tom I.	12'—
— Pisma pośmiertne. Tom II.	12'—
Regesta theloniei aquatici Wladislaviensis saeculi XVI, wyd. St. Kutrzeba i F. Duda.	12'—
Rutkowski J. Klucz brzozowski.	4'50
Rybarski R. Wartość wymienna.	4'—
Rybarski R. Nauka o podmiocie gospodarstwa społecznego.	4'—
Rej M. Zwierciadło, 2 tomy.	15'—
Smolka S. Polityka Lubeckiego, 2 tomy.	20'—
Smoluchowski Marjan. Pisma. Tom I.	12'—
Szpotański St. Maurycy Mochacki.	3'—
Sobieski W. Henryk IV wobec Polski i Szwecji.	6'—
Sprawozdanie z poszukiwań na Węgrzech.	6'—
Szelągowski A. Rozkład Rzeszy i Polska za panowania Władysława IV.	6'—
Skibiński M. Europa a Polska w dobie wojny o sukcesję austriacką.	18'—
Strzelecki A. Sejm z r. 1605.	3'—
Tarnawski W. O polskich przekładach dramatów Szekspira.	4'—
Talko-Hrynciewicz J. Materiały do etnologii i antropologii ludów Azji środkowej.	2'40
Walek T. Dzieje upadku monarchji macedońskiej.	12'—
Wojciechowski K. »Pan Tadeusz« a romans Waltera Scotta.	2'—
Wędkiewicz S. Przyczynki do charakterystyki narzeczy połudn.-włoskich.	1'80
Zachorowski St. Rozwój i ustrój kapituł polskich.	6'—
Zachorowski St. Studja z historii prawa kościelnego.	6'—
Zachorowski St. Jakób biskup płocki.	3'—



Podręczniki:

Serja I.

- Benni T., Łoś J., Nitsch K., Rozwadowski J.,
tyka języka polskiego
Morawski K. Zarys literatury rzymskiej
Witkowski St. Historjografja grecka i nauki pokre
— Historjografja grecka i nauki pokrewne. Tom I
Zieliński T. Tragodumenon libri tres

IP - Kraków BG



1050254256

Serja II.

- Adametz L. Hodowla ogólna zwierząt domowych z niemieckiego rękopisu przełożył Zdz. Zabielski 12—
Anatomja człowieka, tom IV, część II, opracowali prof. E. Loth, prof. Fr. Krzyształowicz, prof. K. Majewski 12—
Bochenek A. Anatomja człowieka, tom I, oprawny 14—
broszur. 12—
Marchlewski L. Podręcznik do badań fizjologiczno-chemicznych 12—
Maziarski St. Podręcznik do ćwiczeń histologicznych 9—
Oszacki A. Choroby przemiany materji i energii u człowieka. Podstawy nauki o metabolizmie. Fizjopatologja tycia i chudnięcia. Kliniczne postacie otyłości i chudości 15—
Pisarski Tadeusz. Kamienie moczowe Ich budowa i mechanizm powstawania 6—
Rosenblatt A. Geometrja analityczna na płaszczyźnie (z rycinami) 12—
-