

B 249.

CHEMIE MINERALNÁ

NA ZÁKLADĚ POKUSŮ

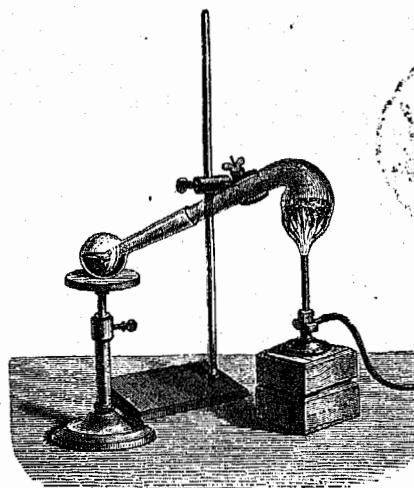
PRO

VYŠŠÍ TŘÍDY STŘEDNÍCH ŠKOL ČESKO-SLOVANSKÝCH

VZDĚLÁL

MIKULÁŠ HOFMANN,

PROFESSOR PŘI VYŠŠÍ REALNÉ ŠKOLE V HRADCI KRÁLOVÉ.



S 87 OBRAZCI V TEXTU.

V PRAZE 1878.

NÁKLADEM F. TEMPSKÉHO.

OBORNEDNÍ KREDIT
PEDAGOGICKÉ FAKULTY
HRADCE KRÁLOVÉ

REGISTRACE : 1981

VERZE : 201493

TISKEM JINDŘ. MEROV-HO V PRAZE.

Předmluva.

Kniha tato založena na methodických spisech Dr. R. Arendta, odkud také většina obrazců pochází. Kromě toho užilo se spisů Vojt. Šafaříka, J. V. Jahna, Lotha, Liebiga, Lorscheida, Willigka, Roscoe, Cooke a j. Kniha rozdělena v část methodickou a systematickou. Část methodická podává učivo rozčlánkováne dle pokusů, při čemž šetřeno všech pravidel didaktických. Část systematická, zároveň jakožto ukazatel k části methodické, obsahuje učivo srovnané po spůsobu větší části knih školních.

Vzdávám vřelý dík všem, kdož radou a pomocí mi přispěli, zvláště pak veleváženému p. c. k. zemskému šk. inspektoru J. Webrovi v příčině didaktické a slovutnému p. Dr. Vojtěchu Šafaříkovi, profesoru při c. k. české polytechnice, svému rádci a učiteli, který se vzácnou ochotou rukopis před tiskem prohledl.

Odevzdávaje knihu milé mládeži a všem, kdož na základě pokusů čili vlastních zkušeností chtějí se přiučiti chemii, přeji sobě, aby podala vedle vědomostí praktických též návod ku pozorování dějův přírodních a látku ku cvičení soudnosti.

V Hradci Králové, v červnu 1878.

M. Hofmann.

Část methodická.

I. Oddíl. Přímé slučování dvou prvků (chemická addice). Podvojné sloučeniny. Prvky.

| | Stránka |
|--|---------|
| I. Hlava. Okysličování čili oxydace. | |
| §. 1. Proměny kovů na vzduchu | 1 |
| §. 2. Vnější či fyzikálné vlastnosti kovů | 2 |
| §. 3. Přehled kovů dle jich vlastností | 4 |
| §. 4. Slitiný kovů | 6 |
| §. 5. Methoda přírodozpytu | 7 |
| §. 6. Jak se mají pravidla svrchu uvedená ku proměně kovů na vzduchu ? | 8 |
| §. 7. Jakou úlohu má vzduch při proměně kovů ? | 9 |
| §. 8. Pokusy s kyslíkem | 11 |
| §. 9. O dusíku a vzduchu | 12 |
| §. 10. O vodíku, třaskavém plynu a vodě | 13 |
| §. 11. O hoření výbec, jak jsme je poznali z dosavadních pokusů | 15 |
| §. 12. Úloha chemie. Prvky a sloučeniny | 16 |
| §. 13. Přehled prvků | 17 |

II. Hlava. Quantitativné poměry sloučenin.

| | |
|---|----|
| §. 14. Zákon stálých poměrů | 19 |
| §. 15. Zákon množných poměrů a sloučeniny uhlíka s kyslíkem | 20 |
| §. 16. Názvosloví podvojných sloučenin | 23 |

III. Hlava. Pokračování o přímém slučování prvků. Hořlavé nekovy.

| | |
|---|----|
| §. 17. O síře, kysličníku sířičitém a sircích | 24 |
| §. 18. O fosforu | 28 |
| §. 19. O arsenu, antimonu a vizmutu | 29 |
| §. 20. Kysličník arsenový, antimonový a vizmutový | 30 |
| §. 21. O boru a kyselině borové | 31 |
| §. 22. O křemíku a křemenu | 31 |
| §. 23. O uhlíku | 32 |

IV. Hlava. Spůsobové hoření a děje s hořením souviselé.

| | |
|---|----|
| §. 24. Hoření ponenáhlé. Tlení. Hnití | 34 |
| §. 25. Neúplné hoření uhlíka | 35 |

| | Stránka |
|---|---------|
| §. 26. Topení a paliva | 37 |
| §. 27. Topení a ventilace | 38 |
| §. 28. Suchá destilace. Svitiplyn a osvětlování | 40 |
| §. 29. Hoření a dýchání | 45 |
| §. 30. Poměr zvířat a rostlin ku vzduchu | 46 |
| §. 31. Zákon o zachování hmoty | 47 |

V. Hlava. Prvky halové a jich sloučeniny s vodíkem a s kovy.

| | |
|---|----|
| §. 32. V kyslíku nespalitelné prvky | 49 |
| §. 33. O chloru, iodu, bromu a fluoru | 49 |
| §. 34. Vzájemnost prvků halových | 52 |
| §. 35. Kyseliny vodíkové (HCl, HI, HBr, HFl) | 53 |
| §. 36. Přehled důležitějších chloridů, bromidů, iodidů a fluoridů | 54 |

II. Oddíl. Nepřímé slučování prvků v podvojně sloučeniny. Roztřídění prvků.

VI. Hlava. Hydridy či sloučeniny vodíka.

| | |
|--|----|
| §. 37. Všeobecné tvoření hydridů | 55 |
| §. 38. O sirovodíku | 56 |
| §. 39. Ammoniak či čpavek | 57 |
| §. 40. Fosforovodík plynný | 58 |
| §. 41. Arsenovodík | 59 |

VII. Hlava. Přetvořování podvojných sloučenin.

| | |
|--|----|
| §. 42. Převádění sírníků v kysličníky a dobývání kovů ze sírníků | 61 |
| §. 43. Přetvořování kysličníků a chloridů v sírníky | 62 |

VIII. Hlava. Přehled nekovů. Roztřídění prvků dle rozšíření a důležitosti.

| | |
|---|----|
| §. 44. Přehled nekovů dle vlastnosti | 64 |
| §. 45. Roztřídění prvků dle rozšíření a důležitosti | 65 |

III. Oddíl. Redukce č. rozklady podvojných sloučenin.

| | |
|--|----|
| §. 46. Účel a spůsoby redukce | 68 |
| §. 47. Redukce podvojných sloučenin teplem | 68 |

IX. Hlava. Redukce pomocí odkysličovadel.

| | |
|--|----|
| §. 48. Redukce kovových kysličníků vodíkem | 69 |
| §. 49. Redukce kovových kysličníků uhlíkem a jeho sloučeninami hořlavými . | 70 |
| §. 50. Výroba železa a jiných obecných kovů z jich kysličníků | 71 |
| §. 51. Druhy užívaného železa | 72 |
| §. 52. Zkujňování litiny v ocel a kujné železo | 73 |

Stránka

| | |
|---|----|
| §. 53. Redukce sirníkův a chloridů za účelem dobývání kovů | 76 |
| §. 54. Redukce kysličnka uhličitého sodíkem a draslíkem | 77 |
| §. 55. Redukce kysličnka uhličitého uhlíkem | 78 |
| §. 56. Redukce vody, sirovodíka a chlorovodíka spůsobená kovy | 78 |

X. Hlava. Redukce podvojných sloučenin elektřinou.

| | |
|--|----|
| §. 57. Redukce hydridů elektřinou | 80 |
| §. 58. Rozklad ostatních podvojných sloučenin elektřinou | 81 |

**IV. Oddíl. Učení o molekulách a atomech či theorie
o složení hmoty.**

XI. Hlava. Molekuly a atomy.

| | |
|--|----|
| §. 59. Historický vývoj náuky atomové | 83 |
| §. 60. Jak si představujeme molekuly? | 84 |
| §. 61. Jak se jeví molekuly v plynech, kapalinách a pevných tělech | 85 |
| §. 62. Lze molekuly ještě dále dělit? | 88 |
| §. 63. Váha molekul i atomů | 89 |
| §. 64. Atomové váhy důležitějších prvků | 90 |
| §. 65. Gay-Lussacův objemový zákon plynů | 91 |
| §. 66. Objem molekul a atomů. Vzorce molekulárné | 92 |

XII. Hlava. Stechiometrie a výpočty chemické.

| | |
|---|----|
| §. 67. Přehled zákonů posud odvozených | 93 |
| §. 68. Chemické rovnice | 94 |
| §. 69. Jak se vypočítá procentové složení sloučenin a jak se stanoví z procentového složení vzorce? | 95 |
| §. 70. Jak se vypočítá hustota z váhy atomové neb molekulárné? | 95 |
| §. 71. Jak se vypočítá váha plynu neb páry z daného objemu? | 96 |
| §. 72. Jak lze vypočítat objem plynu neb páry z dané váhy? | 97 |
| §. 73. Jak se vypočítá váha a objem těl v sebe působících a jak váha a objem zplodiny? | 98 |
| §. 74. Stanovení atomové váhy pomocí rovnomoocnín, zákona objemového a měrné teploty | 99 |

XIII. Hlava. Mocnost atomová (Quantivalence).

| | |
|---|-----|
| §. 75. Substituce atomů a atomy rovnomoocné | 101 |
| §. 76. Jak vysvětluje atomická theorie rozdílné mocnosti atomů? | 101 |
| §. 77. Rozšíření prvků dle mocnosti atomové a vzorce strukturní | 102 |
| §. 78. Rozhled o teorii atomicko-molekulárné | 104 |

V. Oddíl. Sloučeniny potrojné č. ternaerní. Hydráty a soli.

XIV. Hlava. Tvoření hydrátů.

| | |
|--|-----|
| §. 79. Působení vzduchu v kovy obecné u přítomnosti vody | 105 |
| §. 80. Slučování kysličníků s vodou | 106 |

XV. Hlava. Rozklad hydrátů teplem.

| | |
|----------------------------------|-----|
| §. 81. Rozklad zásad | 107 |
| §. 82. Rozklad kyselin | 108 |

XVI. Hlava. Tvoření solí.

| | |
|--|-----|
| §. 83. Tvoření solí vzájemným působením zásad a kyselin | 108 |
| §. 84. Tvoření solí působením kyselin v sirnšky a chloridy | 109 |
| §. 85. Tvoření solí působením kyselin v kovy | 111 |

XVII. Hlava. Jiné poměry solí.

| | |
|---|-----|
| §. 86. Starší a novější názor o složení solí | 112 |
| §. 87. Názvosloví a vzorce solí | 118 |
| §. 88. Převádění vzorců dualistických v unitarické a naopak | 114 |
| §. 89. Druhy solí | 115 |
| §. 90. Rozpustnost solí | 116 |
| §. 91. Krystallisace a zvětrávání solí | 117 |

VI. Oddíl. Učení o typech. Roztřídění sloučenin dle typů.

XVIII. Hlava. Theorie typická.

| | |
|---|-----|
| §. 92. Pojem typů | 119 |
| §. 93. Pokusy, jež nám vysvětlují typy | 120 |
| §. 94. Všeobecné roztřídění sloučenin dle typův | 121 |

XIX. Hlava. Přehled důležitějších zásad, kyselin a solí dle typův.

| | |
|--|-----|
| §. 95. Zásady a bezvodé kysličníky kovů | 122 |
| §. 96. Kyseliny a jich anhydrydy | 123 |
| §. 97. Přehled solí seřaděných dle kyselin | 125 |

VII. Oddíl. Rozklady solí.

XX. Hlava. Rozklad solí teplem.

| | |
|---|-----|
| §. 98. Rozklad uhličitanů teplem. Pálení vápna | 130 |
| §. 99. Rozklad sfranů teplem. Výroba české kyseliny sírové a skalic | 131 |

| | |
|--|---------|
| | Stránka |
| §. 100. Rozklad dusičnanů a chlorečnanů teplem | 132 |
| §. 101. Rozklad kyselých fosforečnanů teplem | 133 |

XXI. Hlava. Rozklad solí elektřinou a theorie elektro-chemická.

| | |
|---|-----|
| §. 102. Rozklad solí elektřinou | 134 |
| §. 103. Rozklad solí elektřinou a galvanoplastika | 135 |
| §. 104. Kovy vylučují kovy z roztoků solí | 136 |
| §. 105. Theorie elektrochemická | 137 |

XXII. Hlava. Rozklad solí světlem a fotografie.

| | |
|---|-----|
| §. 106. Rozklad solí světlem | 138 |
| §. 107. Fotografie či světlapis | 138 |

XXIII. Hlava. Rozklad solí zásadami. Výroba zásad.

| | |
|--|-----|
| §. 108. Rozklad solí spůsobený hydráty alkalickými | 140 |
| §. 109. Výroba žíravého drasla a natronu | 142 |

XXIV. Hlava. Rozklad solí kyselinami. Výroba kyselin.

| | |
|--|-----|
| §. 110. Rozklad chloridů a fluoridů | 142 |
| §. 111. Rozklad uhličitanů a sířičitanů. Výroba CO_2 a výroba běloby olovnaté | 144 |
| §. 112. Rozklad dusičnanů, (chlorečnanů) a výroba kyseliny dusičné | 145 |
| §. 113. Rozklad fosforečnanů. Výroba kyseliny fosforečné, superfosfátů a fosforu | 146 |
| §. 114. Rozklad boranů a křemičitanů | 147 |

XXV. Hlava. Rozklad solí sirovodíkem a síníkem ammoniatým.

| | |
|---|-----|
| §. 115. Rozklad solí sirovodíkem | 149 |
| §. 116. Užívání sirovodíkska a sírukska ammoniatého v rozborné chemii | 150 |

XXVI. Hlava. Vzájemné rozklady solí.

| | |
|--|-----|
| §. 117. Vzájemný rozklad solí spůsobený uhličitany alkalickými. Výroba uhličitanů | 151 |
| §. 118. Vzájemný rozklad solí spůsobený rozpustnými sírany | 152 |
| Vznik hořkých vod. Výroba salnytru, běloby magnesie, běloby barytové a žlutí chromové | 153 |

XXVII. Hlava. Užitek některých solí, zvláště křemičitanů a uhličitanů v stavitelství, hrnčírství, sklářství a barvířství.

| | |
|--|-----|
| §. 119. Malta a cementy | 154 |
| §. 120. Hlínky a hliněné zboží | 155 |
| §. 121. Sklo | 157 |
| §. 122. Šmolka a ultramarín | 159 |

**

VIII. Oddíl. Rozklady a výměny v radikálech.
Oxydace nižších kysličníkův ve vyšší. Redukce
vyšších kysličníkův.

XXVIII. Hlava. Kysličníky dusíka.

| | |
|---|-----|
| §. 123. Kyselina dusičná a její rozklady | 161 |
| §. 124. Ostatní kysličníky dusíka | 164 |
| §. 125. Královská lučavka | 164 |
| §. 126. Dusičnany jsou okysličovadla. Střelný prach | 165 |

XXIX. Hlava. Kysličníky síry a jich hydráty.

| | |
|--|-----|
| §. 127. Výroba anglické kyseliny sírové | 166 |
| §. 128. Kyselina sírová jest okysličovadlem | 168 |
| §. 129. Sírany jsou okysličovadla. Výroba sody dle Leblanca. Vznik sirných pramenů | 169 |

XXX. Hlava. Kysličníky chloru a jich hydráty.

| | |
|--|-----|
| §. 130. Kyselina chlornatá a chlornatany | 171 |
| §. 131. Chlorové vápno a břlení | 172 |
| §. 132. Kyselina chlorečná a chlorečnany | 175 |

XXXI. Hlava. Kysličníky mangani a chromu.

| | |
|--------------------------------------|-----|
| §. 133. Sloučeniny mangani | 176 |
| §. 134. Sloučeniny chromu | 178 |

Chemické děje v říši nerostné a ústrojné.

| | |
|---|-----|
| §. 135. Chemické proměny důležitějších nerostů v příčině vzniku ornice a rozličných vod | 179 |
| §. 136. Odkud berou rostliny potravu a jak tuto přetvořují? | 182 |
| §. 137. V jakém poměru se nalézá rolnictví a člověčenstvo vůbec ku výživě rostlin? | 185 |



I. ODDÍL.

Přímé slučování dvou prvků (chemická addice).

Podvojné sloučeniny. Prvky.

I. Hlava. Okysličování č. oxydace.

§. 1. Proměny kovů na vzduchu.

Pokus 1. Na porcelanové misce (obr. 1.) žíhejme po delší dobu odvážené množství olova, na př. 10 gr. a po ukončeném žíhání a náležitém ochlazení važme opět.

Pozorování. Olovo se roztápi a potahuje různě barevnou korou. (Postup barev jest: bledožlutá, tmavožlutá, oranžová, červená, fialová, modrá a zelená.) Váhy přibylo 0,39 gr.

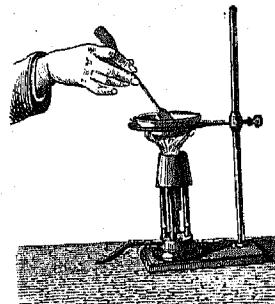
Výsledek. Oddělice plavením hmotu zemitou barvy žlutavé — popel č. trupel olovený od olova, shledáme, že se 5 gr. olova v popelu proměnilo.

Pokus 2. Učíme podobně se zinkem nebo címem.

Uvidíme proměny podobné také s tím rozdílem, že se cín snáze roztápi než zinek a popel cínový je tmavošedý, kdežto popel zinkový je bílý. —

HLAVNÍ VÝSLEDEK. Opakujíce pokusy tyto s jinými kovy, na př. mědi, železem a j., shledáme, že se proměňují v popely různobarevné. Tako se mění kovy řečené na vzduchu i za teploty obecné, arcif ponenáhlou. (Příklady!) Jiné kovy, jako draslik, sodík, vápník a j., rychle svůj lesk na vzduchu trati a musí se proto před vzduchem chrániti.

Pokus 3. Žíhejme nad plamenem lítovým čistý železný plech, drát (neb i želfízko od nože) — železo nabíhá barvami pořádkem svrchu uvedeným.



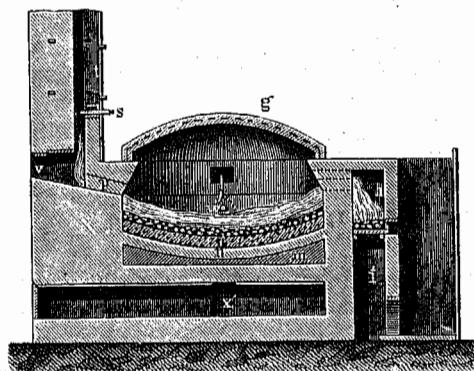
Obr. 1. Pálení olova na vzduchu.

Výsledek. Ježto každé jménované barvě určitý stupeň tvrdosti přísluší, užívá se této proměny barvy při napouštění nebo měkčení oceli.

Tak jest žlutá ocel tvrdá a křehká (na břitvách, pilnících), modrá ocel jest měkčí a pružná (na perách).

Pokus 4. Palme drátek nebo plíšek stříbrný, zlatý a platinový po delší dobu — netratí lesku, nemění se.

Úhrnný výsledek. Kovy, které se mění na vzduchu při teplotě obecné i vyšší, slovou obecnými, kdežto kovy stříbro, zlato a platina, ježto se nemění, kovy drahými se zovou.



Obr. 2. Ohnisko hnací.

poutal již záhy pozornost člověka, kovy obecné poznal člověk později, teprv když se jich naučil dobývati z nerostů.

§. 2. Vnější č. fysikalné vlastnosti kovů.

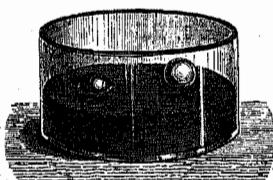
1. *Lesk* jest zvláštní, nedá se blíže popsati, slove leskem kovovým.

2. *Barva* jest též zvláštní (stříbrná, zlatá, měděná, olověná, cínová, ocelová a t. d.). Neprůhlednost kovů jest závislá na zvláštní barvě a lesku.

3. *Hutnost* (specifická váha) jest číslo, které udává, kolikráté jest určity objem kova těžší než rovný objem čisté vody při 4° .*)

Hutnost jest u rozličných kovů rozličná; u kovů lehkých jest menší 5, u těžkých větší 5 (obr. 3).

Z 50 známých kovů jest 18 lehkých a 32 těžkých. Obraz 4. nám předvádí hutnost známějších a často užívaných kovů.

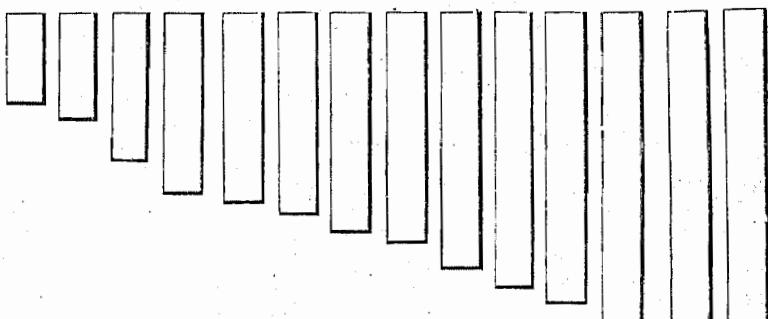


Obr. 3. Železná a mravomorová koule pluje na rtuti.

*) Soustavy metrické lze s výhodou užiti ku vyjadřování váhy absolutní pomocí hutnosti.

4. *Pevnost* jest odpor proti silám, ježto se snaží roztrhnouti kov.
(Odpor v tahu = absolutní pevnost, odpor v lomu = relativní -pevnost.)
Pevnost se vyjadřuje vždy váhou.

| Pt | Au | Hg | Pb | Ag | Bi | Cu | Ni | Fe | Sn | Zn | Sb | Al | Mg |
|------|------|------|------|------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| 21·5 | 19·0 | 18·5 | 11·4 | 10·5 | 9·8 | 8·9 | 8·8 | 7·6 | 7·3 | 7·0 | 6·7 | 2·6 | 1·8 |



Obr. 4. Hrdnosť často užívaných kovov.

Proužky stejně široké a tlusté jsou co do délky v obráceném
poměru ku váze.

5. *Tvrdost* jest zvláštní spůsob pevnosti, jest to odpor,
který brání dělení a pronikání.

Stupnice tvrdosti: 1. mastek, 2. sůl kuchyňská, 3. vá-
penec, 4. kazivec, 5. apatit, 6. živec, 7. křemen, 8. topas,
9. korund, 10. demant.

6. *Pružnost* (elastičnosť) jest síla, kterou těla mění
podobu i velikost objemu svého v určité mezi.

7. *Tažnost* (ductilita) jest vlastnost těl, kterouž nového
tvaru nabýly, překročivše mezi pružnosti.

Křehkými slovoù těla taková, která překročivše mezi
pružnosti v částky se rozpadají.

8. *Svar č. svařitelnost*. Svařovati lze kovy takové,
které dříve než se roztápejí měkuou a v tomto stavu tlakem,
rázem volně spojovati i formovati se dají.

Poznánka. Jelikož na každém kovu všech tuto
vytěžených vlastností nenalézáme, lze jen těžko úplný
výměr (definici) kovů podat.

V následující tabulici lze přehlédnouti různé vlast-
nosti kovů známějších.

§. 3. Přehled kovů

| Barva | Tvrdošť ^{*)} | Pevnost v tahu | Tažnost | | |
|---|--|---|-----------------------------------|------------------|--|
| | | | kujné č. tvářitelné | Tažné na drát | Lze výleti na plech |
| Stříbro, čistě bílá, stříbrná | Ocel tažená 100 | Ocel litá tažená 80 | Zlato | Zlato | Zlato |
| Cín, téměř bílá, cínová | Litina bílá 94 | Ocelový drát 70 | Stříbro | Stříbro | Stříbro |
| Platina méně bílá cínová | Zlato (14karat.) 78 | Ocel litá napouštěná 66 | Měď | Platiná | Měď |
| Antimon bílý, něco namodralý | Ocel napouštěná 65 | Železo tažené 61 | Cín | Železo | Cín |
| Zinok modrobílý | Měd tažená 58 | Železo napouštět. 40 | Platina | Měd | Olovo |
| Hliník bílý, namodralý | Stříbro (degóvané) 56 | Měd tažená 40 | Níkl | Níkl | Níkl |
| Níkl bílý, nažloutlý | Kujné železo 42 | Platina tažená 34 | Olovo | Zinek | Zinek (120 až 140) |
| Rtuť šedobílá | Níkl 40 | Mědnapouštěná 31 | Zinek | Cín | Platina |
| Vizmut bílý dorůžová, obyčejně pestře na- běhlý | Platina 38 | Stříbro tažené 29 | Železo | Olovo | Železo |
| Kobalt bílý načerven- náj | Měd 38 | Zlato " 27 | U ostatních kovů nemá významu. | | |
| Kujné železo šedobílé | Stříbro čistě vy- pálené 37 | Zinek " 18 | U ostatních kovů nemá významu. | | |
| Ocel šedá, bílá, tem- něší | Hliník 36 | Cín " 25 | U ostatních kovů nemá významu. | | |
| Litina { bílá šedá | Vizmut 35 | Olovo " 21 | U ostatních kovů nemá významu. | | |
| Olovo téměř čistě šedé | Antimon 35 | U ostatních kovů nemá významu. | | | Poznámky. |
| Arsen šedý (rychle černá) | Arsen 35 | U ostatních kovů nemá významu. | | | Čísla u tvrdosti a pevnosti jsou poměrná. |
| Zlato žluté | Zlato čistě vypá- lené 27 | U ostatních kovů nemá významu. | | | Potádek v rubrikách je se- stupný. |
| Měd červená | Cín 11 | Co do tvaru vyhraňuje se tažné kovy v soustavě krych- lovy nž na cín, který hrani v soustavě čtverečné. | | | |
| Drasík } na čerstvém | Olovo 4 | Křehké kovy pak hrani v soustavě klencové. | | | |
| Sodík } průfezu | Vápník 4 | Arsen a antimón počítají se ku kovům, hledíme-li k fy- zikálním vlastnostem, a patří k nekovům, jestliže se na che- mické vlastnosti zřetel běže. | | | |
| Horčík } stříbrohřídele | Baryum 4 | | | | |
| Vápník } na čerst- vém prů- fezu žluté | Strontium 4 | | | | |
| Baryum } na čerst- vém prů- fezu žluté | Drasík } mohou se Sodík } krájet } jako vosk | | | | |
| Strontium | * Skoro všecky pod 70° tvrdosti dají se nožem rýpati. | | | | |

dle jich vlastnosti.

| Pružnost při 15-20° | Svářit se dají | Hutnost | Taví se | Nalezá se | Objeven |
|--|-----------------|-------------------|----------------|--|--|
| Ocel | Platina 21·5 | Platina nejtíž | | Zlato jen ryzí | Cín |
| Železo | Zlato 19 | Kujné železo | | Platina ryzí | Olovo |
| Platinu | Zlato 18·5 | Nikl | | Stříbro ryzí a v sínku | Železo |
| Měd | Stříbro 10·5 | Kobalt | | Rtuť ryzí a v sínku | Měd |
| Zlato | Vizmut 9·8 | Litica nad 1400° | | Měd v kysličnících a uhlíkot. sínkách | Rtuť |
| Nikl | Měd 8·9 | Zlato 1200° | | Olovo v leštěnci, bělobě a j. | Stříbro |
| Olovo | Nikl 8·8 | Měd 1100° | | Cín v cínovci | Zlato |
| Arsen *) | Kobalt 8·5 | Stříbro 1000° | | Arsen v sínkách a arsenidech | byly již v starém věku známy |
| Antimon *) | Ocel 7·5-7·8 | Hliník | | Antimon v meteoru, v krevetu, magnetitu, hnědélku, ocelku | Zinek na počátku 12. stol. |
| Vizmut *) | Kuj. železo 7·6 | Hofěšsk | | Zlato v blejnu a kalaminu | Vizmut 1529 Agricola |
| Zinek *) | Cín 7·3 | Vápník | | Kobalt v sínkách a arsenidech | Antimon na konci 15. stol. |
| *) Při obec. teplotě křehké dají se na prášek rozbití. | Litina 7·1 | Baryum | červeným zářem | Následující kovy nejsou nikdy samorodné: | Arsen od 18. stol. sloučeniny dříve |
| | Zinek 7 | Strontium | | Chrom v barvátku | Platinu r. 1741 |
| | Olovo 6·7 | Antimon 450° | | Hliník v hlině, korundu a j. | Nikl r. 1751 |
| | Arsen 5·9 | Zinek 420° | | Hofěšsk provází vápník | Hliník 1828 Wöhlerem, 1851 St. Claire-Davellem připraven ve velkém |
| | Baryum 4 | Olovo 335° | | Vápník ve vápenci, sádře a j. | Vápník |
| | Hliník 2·6 | Vizmut 264° | | Baryum v barytu | Hofěšsk |
| | Strontium 2·5 | Cín 230° | | Strontium v strontianitu | Baryum |
| | Hofěšsk 1·8 | Arsen 180° v páry | | Draslik v salajce, salnitru, obec. v solech stassfurtských | Strontium |
| | Vápník 1·6 | Sodík 95° | | Sodík v soli kuehyně, sodě a j. | Draslik |
| | Sodík 0·97 | Draslik 62° | | Lithium v lepidolithu | Sodík |
| | Draslik 0·86 | | | | Lithium |
| | Lithium 0·56 | | | | |

§. 4. Slitiny kovů.

Pokus 5. Roztopice cín a olovo po rovných částečkách pospolu na- budeme směsi, která se roztápi pod 200° , tedy teplotou nižší než oba kovy. Toť pájka klempířská.

Pájka silná drží na 1 č. cínu 2 č. olova; kov na cínovém nádobí se skládá z 5 č. cínu a 1 č. olova. Více olova nemá cín obsahovati, protože se stává pak olovo zdraví nebezpečným.

Pokus 6. Roztopme 5 gr. olova, 3 gr. cínu a 8 gr. vizmutu pospolu, vzniká 16 gr. směsi, ježto se roztápi při 98° , tedy skoro ve vrelé vodě.

Tot Newtonův kov, jemuž se podobá kov Rosefi.

Kov Lipovicův (8 č. olova + 15 č. vizmutu, + 4 č. cínu + 3 č. kadmia) roztápi se již teplotou 60° .

Podobným sléváním lze připraviti všecky ostatní slitiny, z nichž jsou nejdůležitější tyto:

1. Měď se slévá se zinkem a směsi slovou obecně mosaz.

Mosaz { 1. žlutá drží 30% zinku,
2. červená (tombak) má $8-20\%$ zinku
3. bílá (platina) má $57-60\%$ zinku; ostatek do sta-
jest měď.

Mosaz se snáze roztápi, je tvrdší a snáze se vzdělává než měď.

Zvláštní druhy mosazi s přímčkem cínu (2—8 č.) jsou talmové a manheimské zlato.

2. Měď se slévá s címem a zinkem a slitiny ty slují obecně bronz.

Rozeznáváme:

- a) Bronz antický $88-94\%$ mědi, $5-12\%$ cínu (a maličko olova).
- b) Bronz novější č. kov sochařský 82% mědi, 11% cínu, 14% zinku.
- c) Bronz zvonový č. zvonovina 88% mědi, 22% cínu.
- d) Bronz dělový č. dělovina *) 90% mědi, 10% cínu.
- e) Bronz fosforový 90% mědi, 9% cínu, $0.5-1\%$ fosforu.

3. Liteřina drží na 4—5 č. olova 1 č. antimonu.

4. Broky se skládají z olova, jemuž přičiněno $0.3-0.8\%$ arsenu, aby byly tvrdší.

5. Nikl, měď a zinek skládají: nové stříbro č. argentan, pakfong, alpaku, čínské stříbro a elektrum.

Argentan drží na př. $\frac{1}{2}$ mědi, $\frac{1}{4}$ niklu a $\frac{1}{4}$ zinku.

6. Stříbrné peníze se skládají ze stříbra a mědi; tak drží zlatníky, franky, tolary a marky 0.9 stříbra a 0.1 mědi.

U zboží stříbrného jest množství stříbra stanovenno: 1. čís. 0.95, 2. čís. 0.9, 3. čís. 0.8, 4. čís. 0.75.

*) Uchatifův dělový ocelobronz se prý skládá z 92% čisté mědi a 8% cínu. Slévá se do litinových kadlubů s jádrem měděným a tuhne současně na povrchu i uvnitř a nabývá hutnosti oceli.

7. Zlato se slévá se stříbrem a mědí. Rakouské dukaty drží 0·986, francouzské 0·900 zlata.

U zboží zlatého drží dle zákona 1. čís. 0·92, 2. čís. 0·84, 3. čís. 0·75, 4. čís. 0·58 zlata.

Vlastnosti slitin. Slitiny jsou směsi jednorodé (homogenické), t. j. jsou složeny z částic identických s celkem, v nichž jednotlivé kovy nerozeznáme. Vlastnosti slitin jsou rozmanité, tak bývá hustota zřídka průměrem hustoty smíšených kovů. Slitiny jsou obyčejně tvrdší, křehčí a méně tažné součástí svých, ale roztápejí se vždy teplotou nižší nežli jednotlivé součásti. Z vlastností slitin jest patrný účel slévání kovů.

Často se kovy toliko na povrchu slévají (legují): plech železný se cínuje (bílý plech klempířů), zinkuje (plech galvanisovaný), mnohé kovy se stříbří a zlatí.

S. 5. Methoda přírodozpytu.

Přírodní vědy dělíme na: 1. popisné — přírodopis, 2. experimentálné — přírodozpyt.

Přírodozpyt má pak tré odvětví: fysiku, chemii a fysiologii. Cílem přírodozpytu jest vysvětliti výjevy přírodní a stanoviti jich příčiny.

Na cestě, jakou nám se ubírat jist, šetřiti budeme těchto pravidel:

Vycházejíce vždy od *pokusu* pilně užívat budeme všech smyslů a rozumu, jinak řečeno budeme přesná *pozorování* úkazů přírodních konati a *výsledky* pozorování v paměť sobě vštěpovati.

1. *Pozorování.* Pozorujíce výjevy přírodní snažiti se budeme pojati vše smysly tak, abychom ji i slovy vyjádřiti dovedli.

Pozorování má být:

a) *přesné, totiž musí se srovnávat se skutečností.*

Vyjadřujíce se o konaném pozorování, musíme vždy užívat slov určitých (termini technici) v ustáleném pořádku.

Přesnému pozorování třeba se učiti:

α) Protože smysly nás často klamou, na př. zrak u velikosti tvaru a barvě. Čichu a chuti sice často užívat budeme, předce však se na ně vždy spolehnouti nesmíme. Nejméně nás klame hmat, sluši však ho pilně cvičiti.

β) Protože jsme uvykli již od mládí jen povrchně věcí sobě všímati a o nich mluviti.

β) *Pozorování budí úplné t. j. nesíž se ku všem částkám a ku všem okolnostem.*

2. *Domněnka č. hypothesa.* Pozorovavše zjev, stanovíme domněnku o přičině zjevu, tato pak nemá:

a) Přesahovati mezí zjevu pozorovaného a nesmí býti snad nemožnou, aby jí zdravý rozum neuznával.

b) Nemá státi v odporu s pravdami ztvrdzenými.

Hypothesa není ještě pravdou nezvratnou, ale vede obyčejně ku pravdě.

Stanovice domněnku, řídíme se analogií, totiž: Příroda ukazuje za rovných podmínek vždy tytéž účinky (indukce).

3. *Pokus.* Pokusem rozhodneme pravdivost domněnky. Pokus jest pozorování konané za určitých, spůsobených podmínek a okolnosti.

Pokus jest otázkou ku přírodě, na kterou se nám dostane odpovědi „ano“ neb „ne“.

Počtem zdařených pokusů roste pravdivost domněnky; možno-li všecky podobné pokusy domněnkou tou vysvětliti, stává se pravdou.

§. 6. Jak se mají pravidla syrchu uvedená ku proměně kovů na vzdachu?

1. *Výsledek* posavadního pozorování jest ten, že kovy obecné mění se na vzdachu při teplotě obecné ponenáhlou, rychle však se potahuji korou popelu, byvše páleny.

2. *Domněnka.* Přičiny proměny kovů obecných mohou býti:
a) v kovech, b) v nádobách, c) v teplotě, d) ve vzduchu. Pravdě nejbližší přičina proměny kovů jest vzdach.

3. *Pokusem* jest nám potvrditi domněnku naši, že totiž přičina proměny kovů jest ve vzdachu. K tomu cíli budeme páliti kovy chráněné před vzdachem.

Pokus 7. V malé baňce roztopme něco parafinu a přičiňme pak něco olova (čerstvě krájené).

Pozorování. Oovo se rychle pod parafinem roztopí a zůstává i po ochlazení lesklým. Místo parafinu lze vzít borax.

Klempíři chrání boraxem neb kalafunou kovy před vzdachem při spajování kovů.

Pokus 8. Čisté měděné krouženky žíhejme v kulové rouře v proudu vodíka.

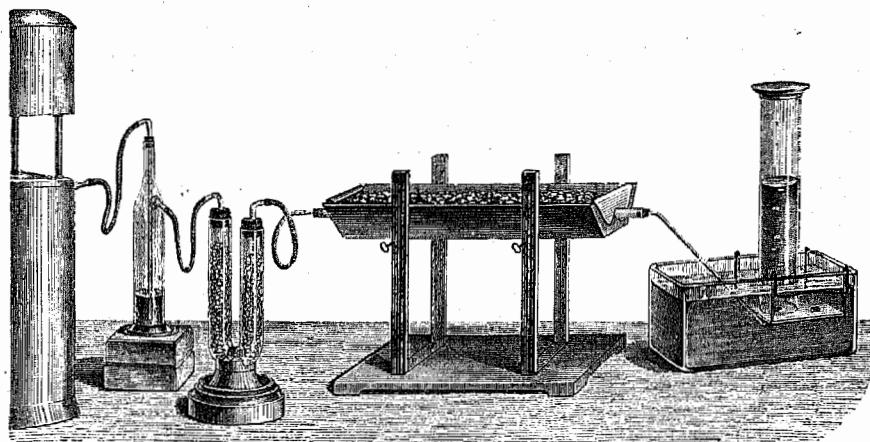
Pozorování. Pokud vodík rourou prochází, nemění se měď, jakmile však má přístup vzduch, černá měď na povrchu.

Výsledek. Obecné kovy chráněné před vzdachem nemění se ani při žíhání.

Úhrnný výsledek: Vzduch jest hlavní příčinou proměny kovů obecných, čemuž vyšší teplota mocně napomahá.

§. 7. Jakou úlohu má vzduch při proměně kovů?

Pokus 9. V rouře z českého skla žíhejme*) měděné krouženky, ženouce z plynolemumu proud vysušeného vzduchu rourou (obr. 5.). Vzduch z roury vystupující chytejme nad vodou do válce a zkoušejme hořicí trískou.



Obr. 5. Žihání mědi v proudu vzduchu.

Pozorování. Měď černá rychle. V plynu nachytaném plamen hasne.

Výsledek. Při žihání kovů obecných na vzduchu mění se nejen kovy v popely, ale i vzduch se mění tak, že oheň pak hasí.

Vzduch ztrácí spůsobilosti udržovat hoření, účastní se tedy při proměně kovů činně.

Naskytají se dále otázky:

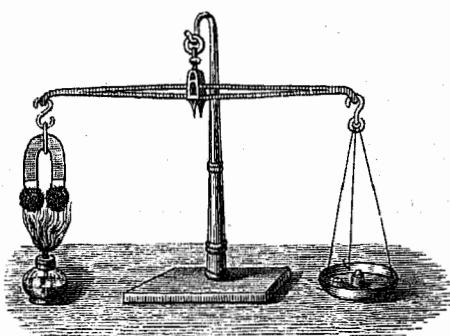
1. Ztrácejí kovy nebo vzduch při proměně kovů?

Již při prvním pokusu jsme viděli, že olovu, proměnivšímu se v popel, váhy přibyo.

Pokus 10. Na konec vahadla zavěsme magnet U a ponořme jeho poly do drobného železného prášku (ferrum limatum). Učiníce rovnováhu podpalme železo hořicí trískou (obr. 6.).

*) Žihá se roura prostě též pomocí 2 kahanů lihových.

Pozorování. Prášek železný se náhle rozžaví a vahadlo na této straně klesá. Dejme tomu, že přibylo železu váhy o 0,15 gr.



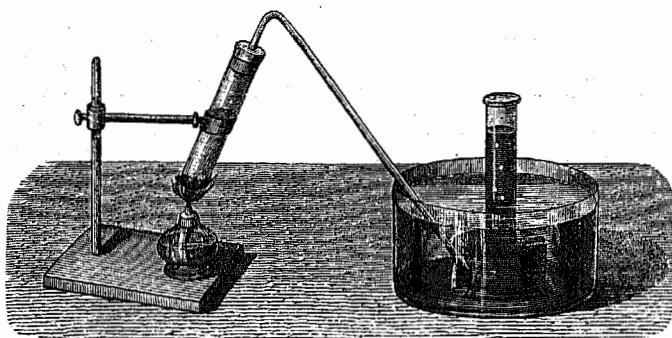
Obr. 6. Hořícímu železu váhy přibývá.

nichž ani pod nejsilnějším drobnohledem součástí nevypátráme.

Tím se liší sloučeniny chemické podstatně od mechanických směsí.

2. Jaké má vlastnosti činná součást vzduchu?

Pokus 11. Žihejme ve skumavce spojené s vanou plynopudnou (obr. 7.) na př. as 5 gr. popelu rtuťového (červeného praecipitatu). Ze skumavky unikající plyn jímejme do válce nad vodou a zkoušejme doutnající třískou (obr. 8.).



Obr. 7. Dobývání kyslíka z popelu rtuťového.

Pozorování. V hoření části skumavky se sráží rtuť v podobě lesklého zrcadla. Ve válci se nahromadí bezbarvý plyn, v němž se vznítí tříška prudce v plamen skvělý.

Výsledek. Proměněným kovům přibylo váhy, přičinou toho jest vzduch, kterýžto se dle 9. pokusu při tom činně účastní.

Ježto železu váhy přibylo, tedy vzduchu váhy rovně ubylo.

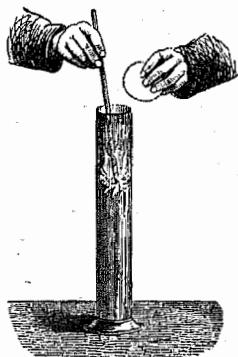
Jedna součást vzduchu se s kovy slučuje, popely kovové jsou sloučeniny.

Sloučeniny jsou těla jednorodá (homogenická) t. j. složená z částí totožných s celkem,

Výsledek. Z popelu rtuťového lze součást vzduchu teplem vypudití.

Tuto činnou součást vzduchu, ježto podporuje ano jedině udržuje hoření, nazval Lavoisier kyslíkem (Oxygen, Oxygenium).

Druhá součást vzduchu, ježto se při proměně kovů a hoření neúčastní alebrž hoření hasí č. dusí — slove dusík (azote, nitrogenium).



Obr. 8. Doutnající tříška se v kyslíku vznítí v plamen.

§. 8. Pokusy s kyslíkem.

Kyslíka nabudeme pálením těl kyslíkem bohatých. Obyčejně se pálí v křivuli*) chlorečnan draselnatý, jemuž se $\frac{1}{3}$ burelu v prášku přimísí. Kyslík chytáme do plynometru a lze s ním tré pokusů provésti:

Pokus 12. nám předvádí, jak doutnající těla v kyslíku prudec v plameny se roznítí jako na př. dřevo, hubka, dřevěné uhlí, knot svíce, doutník a j.

Pokus 13. ukazuje, že hoří plameny v kyslíku mnohem skvěleji než ve vzduchu obecném. Fosfor hoří oslnujícím, síra modrým, dříví a j. paliva jasným plamenem (obr. 9.).

Pokus 14. ukazuje zvýšenou teplotu plamenů čistým kyslíkem nasycených. Ženouce z plynometru kyslík do plamene lihového kahanu můžeme v plamenu tom roztopiti všecky kovy ani platini v tenkém drátku nevyjímajíce (2500°). Tak lze spáliti spirálu ocelovou, psací péra ocelová, drát železný, hliníkový, mosazný, měděný a j.**



Obr. 9. Spalování fosforu a síry v kyslíku.

Vlastnosti kyslíka. Kyslík jest plyn bezbarvý, bez chuti a zápachu, hut. 1108 , podporuje a udržuje hoření a dýchání, sám však nehoří.

*) Nejlépe se hodí k podobným rozkladům křivule z litiny, protože dlouho vydrží a není drahá.

**) Vykrojí se na lihový kahan pokryvka z lepenky, aby těla rozpálená odstříkujíce od plamene, kahan neroztríštily.

Kyslík ztužili Cailletet a Pictet r. 1877 tlakem 320 atmosfer při teplotě — 140°.

Objeven byl kyslík r. 1774 Priestleyem, o rok později Scheelem samostatně. Vlastnosti kyslíka a výjev hoření důkladně prozkoumal Lavoisier.

§. 9. O dusíku a vzduchu.

Pokus 15. Malé víčko z tyglicka porcelanového zaražme držátkem do většího korku. Tak nabudeme mističky, která na vodě plove i když jsme na ni kousek svíčky přilepili.

Zapálíce svíci poklopme ji bání hrdatou (obr. 10.).

Pozorování. Svíce hoří pořád slaběji, až konečně uhasne. Místo ztráveného vzduchu zaujme voda, která do báni vystupuje. V báni však nehoří ani jiný plamen, který tam hrdlem strčíme. Známe-li obsah báni a změříme-li vodu do báni vniknuvší, shledáme, že as $\frac{1}{5}$ vzduchu hořením ztráveno bylo.

Výsledek. Ve vzduchu hoří těla jen potud, pokud se kyslík neztráví.

V báni zbyvající plyn jest dusík. Ve vzduchu je přibližně $\frac{4}{5}$ dusíka a $\frac{1}{5}$ kyslíka.

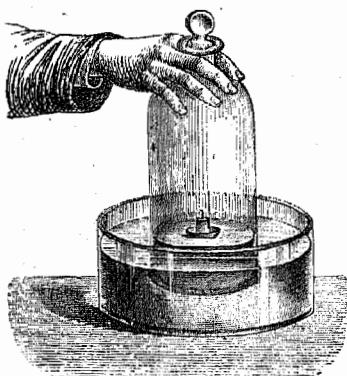
Vlastnosti dusíka. Dusík jest plyn bezbarvý, bez chuti a zápachu, hut. = 0.972. O sobě hasí plameny a dusí živočichy. Není jedovatý, dusí takto pro nedostatek kyslíka. Jest velmi netečný a lenivý, nerad se přímo slučuje. Cailletet ztužil dusík r. 1877 tlakem 200 atmosfer.

Objeven Scheelem a Lavoisiem r. 1777 ve vzduchu.

Vzduch. Vzduch jest směs kyslíka a dusíka. Nehledice k podřízeným součástkám jako kysličníku uhličitému, vodním parám, čpavku a j.

drží vzduch dle objemu 23% kyslíka a 77% dusíka,
dle váhy 21% kyslíka a 79% dusíka.

Ve směsi, jakou jest vzduch, jeví každá součást své účinky. Kyslík jest činnou součástí vzduchu, podmínkou veškerého života na zemi (plyn životní). Dusík jest trpnou součástí vzduchu, rozředuje a mírní přílišné a prudké působení kyslíka ve vzduchu. Život by se nedářil ani ve vzduchu, který má více kyslíka, ani ve vzduchu, který má více dusíka.



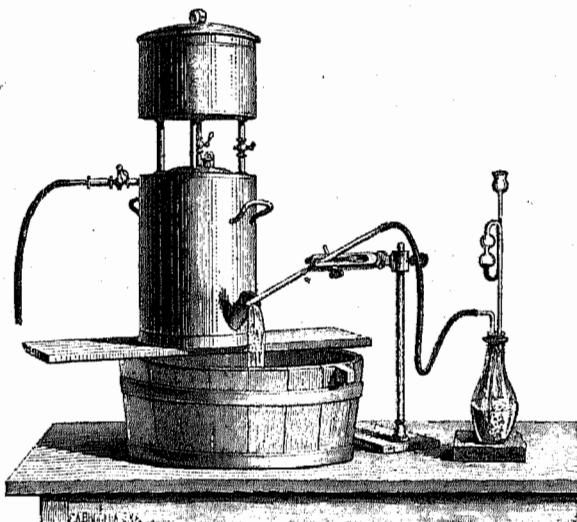
Obr. 10. Spalování svíce ve vzduchu uzavřeném.

Vzduch má na všech místech povrchu zemského totožné složení, jako svrchu bylo uvedeno.

Uslyšíme později, že rostliny jsou to, ježto udržují stálost složení vzduchu, vracejíce vzduchu všecken kyslík hořením a dýcháním ztrávený. Složení vzduchu ustanovenno Lavoisierem okolo r. 1777. I čistý vzduch ztužen Cailletetem r. 1877 tlakem 200–300 atmosfer.

§. 10. O vodíku, třaskavém plynu a vodě.

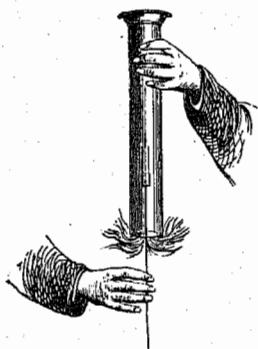
Pokus 16. Vyvijejme vodík z vody pomocí zinku a kyseliny sírové. Vodík chytějme do skumavky*) a teprv když je úplně čistý (tiše hoří), vedme ho do plynovemu (obr. 11.) a učiřme s ním následující pokusy:



Obr. 11. Vyvijení vodíka.

1. Vodík z rourky unikající zapálen — hoří plamenem modravým, nesvítivým.
2. Nad plamenem vodíkovým posunujme kolmo roury o rozličném průměru a délce — uslyšíme ton, jehož výška na délce a průměru roury závisí. Harmonika chemická.
3. Naplňme válec vodíkem, obraťme otvorem dolů a strčme do válce hořící třísku — vodík se zapálí, ale hořící tříška ve vodíku hasne (obr. 12.).

*) Zkoušku tuto nezmíme nikdy opomenouti, abychom nebezpečným výbuchům předešli. Také třeba vždy láhev dříve ručníkem obaliti, než vodík zapalujeme.



Obr. 12. Vodík hoří ale hoření nepodporuje.

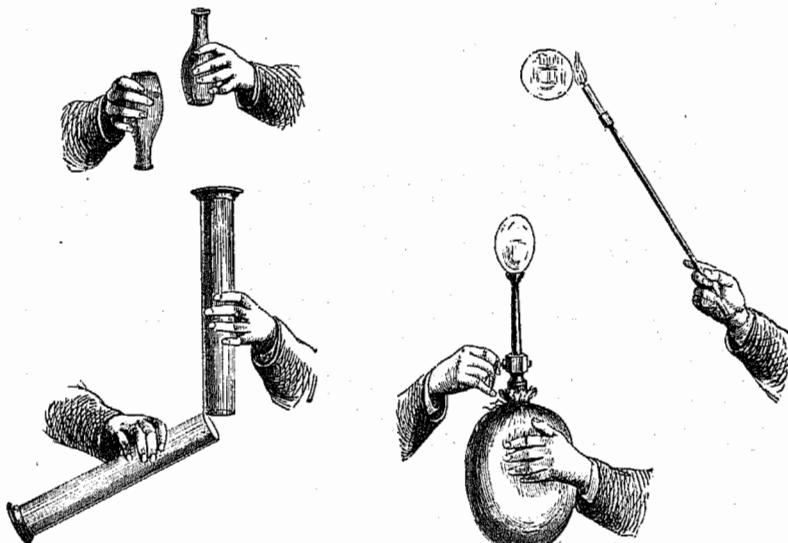
Slouží k naplňování ballonův. Malé dětské ballony kaučukové naplňují se vodíkem pomocí tlaku. Byl ztužen v kapalinu r. 1877 Pictetem tlakem 650 atmosfer při teplotě — 140°.

4. Naplníce dvě stejně velké láhvě (neb válce) vodíkem, držme je, jak z obrazu 13. viděti. Vodík uniká rychleji z nádob otevřených než z obrácených.

5. Napláme válec do $\frac{2}{3}$ vodíkem, ostatní vzduchem a směs zapalme — prudce hořící směs silně třaská.

Výsledek. Vlastnosti vodíka. Vodík jest plyn bezbarvý, bez chuti a zápachu, hoří plamenem nesvitivým, hoření nepodporuje, smíšen se vzduchem a zapálen silně třaská.

Vodík má ze všech hmot hutnotu nejmenší, proti vzduchu co jednici $\frac{1}{14.435} = 0.0693$, 1 litr váží (při 0° C. a 760^{mm}) 0.0896 gr. = 1 kryth; 1 gr. naplňuje 11.164 litrův.



Obr. 13. Vodík jest lehčí vzduchu.

Obr. 14. Třaskavý plyn.

Pokus 17. Smíchejme vodík s kyslíkem v poměru 2 : 1 a tlačme směs z měchýře do mydlin. Bublinám rychle vystupujícím se přiblížme pozorně plamenem (obr. 14).

I vznítí se a prudce třaskají. Směs tato slove třaskavý plyn. Označuje se tím jiněm též libovolná směs vzduchu s vodíkem neb

i svítiplynem. Spalováním vodíka se uvolňuje velké teploto, ještě více tepla však vydává plamen třaskavého plynu, tak že se v něm všecky kovy rychle a snadno roztápějí nevyjímaje ani platinu. Aby se tepla toho dalo bez nebezpečí užiti, slouží ku spalování třaskavého plynu Danielův kohoutek, který jest tak zařízen, že se do středu plamene vodíkového přivádí čistý kyslík.

Vápený váleček byv postaven do středu plamene třaskavého plynu vydává oslňující světlo, zvané Drummondovo.

Pokus 18. Držme nad plamen vodíka skleněnou báň. I sráží se na báni bezbarvá a bezchutná kapalina — voda.

Výsledek. Hořením vodíka vzniká voda. Voda se skládá z vodíka a kyslíka v poměru 1 : 8 dle váhy.

Kolik je v 9 kgr. vodíka a kolik kyslíku?

Ježto jest voda v přírodě sloučeninou nejrozšířenější, jest patrno, že i vodík a kyslík náležejí ku tělům nejrozšířenějším.

Voda pokrývá $\frac{3}{4}$ povrchu zemského do neznámé hloubky, proniká všecky vrstvy zemské, tělo všech organismů a co pára vodní celou atmosferu, ve sloučenství s uhlíkem, dusíkem a j. tvoří podstatnou součást většiny sloučenin organických. Voda v přírodě se naskytající drží rozmanité látky rozpuštěny, zvláště voda mořská a voda pramenitá, (až 4%).

Překapováním č. destilací lze nabysti vody chemicky čisté, jaké ku chemickým a lékařským účelům třeba. Ostatně sluší považovat celý povrch zemský za plochu kotle destilačního, hořejší studené vrstvy vzduchu jsou pak chladiči. Na povrchu zemském se ustavičně voda vypařuje a ve vzduchu sráží, aby jakožto déšť, sníh aneb v podobě jiných sraženin na zemi padala.

§. 11. O hoření vůbec, jak jsme je poznali z dosavadních pokusů.

Při všech dosavadních pokusech jako: obracení kovů v popely, spalování síry, fosforu, dříví, uhlí a vodíka byla patrna spotřeba kyslíka. Výjevy ty mají tedy touž příčinu a označují se obecně úhrnným názvem hoření.

Zplodiny hoření jsou u kovů různobarvé popely, u sfry dusivý plyn, u fosforu bílý dým, u uhlíka bezbarvý plyn a konečně u vodíka vodní pára.

Jmenované zplodiny povstaly prudkým slučováním hořlavin s kyslíkem a slovou kysličníky č. oxydy, hoření pak jest okysličování č. oxydace.

Dějiny hoření. V starém věku čítány vzduch a voda ku živlům. Působení vzduchu při hoření jakož i zjev hoření sám snažil se vysvětliti poprvé Stahl okolo r. 1700 tak zvaným flogistonem, který prý z paliva uniká a vzduch kazí. Toto učení flogistické. Správně vysvětleno hoření teprv r. 1777 Lavoisierem a dokázáno, že jedinou přičinou jeho je kyslík. Toto učení antiflogistické. Složení vody stanovil Cavendish r. 1784, když ve vodík a kyslík ji rozloučil.

§. 12. Úloha chemie. Prvky a sloučeniny.

Chemie jakožto věda experimentalná zkoumá proměny těles za rozličných okolností, snažíc se příčiny proměn těchto vypátrati. Jak jsme posud viděli, jsou proměny chemické vniterné; hmota nezůstává více tím, čím před proměnou byla, anobrž ukazuje zcela nové vlastnosti. Jiné jsou úkazy fysické, při kterých hmota po skončení pokusu vrací se ve stav původní.

Chemie jest náuka o hmotných změnách těles přirozených, kdežto fysika je náuka o změnách dynamických.

Změny chemické jsou vždycky provázeny fysickými, ano na mnoze teprv jimi se zavádějí, chemie proto s fysikou těsně souvisí. Známe tré druhů chemických změn: sklad (synthesa), rozklad (analysa) a výměna (metathesa). Skladem nabýváme sloučenin, rozkladem prvků. Sloučeniny č. těla složená lze rozložití v prvky, z prvků lze skládati sloučeniny.

Prvky (starí je nazývali živly, elementa, řecky stoicheia) jsou tělesa jednoduchá č. prostá, která nižádnou silou posud známou nelze rozložití a ježto za základní součásti celé hmotné přírody sluší považovati.

Sloučeniny (compositiones) jsou tělesa složená z prvků, v kterých ani pod nejsilnějším drobnohledem jednotlivé prvky rozeznati nelze.

Sloučeniny nemají vlastnosti ani jednoho ani druhého a t. d. prvku, z nichž se skládají, sloučeniny mají vlastnosti zcela nové a zvláštní.

Sloučenina dvou prvků slove podvojná (binaire), tří potrojná (ternaire), čtyř počtverná (quaternaire).

Děje č. pochody chemické slovou obecně reakce; těla, která v sebe působí (reagují) reagencie.

Prvků čítá se nyní okolo 63, z nichž as polovice jest méně důležita pro nás učící se počátkům chemie. Sloučenin se čítá nyní aspoň 10.000 a každým rokem jich přibývá. V následujícím přehledu jsou sestaveny prvky posud známé spolu s původem jich jmen a znaky chemickými.

§. 13. Přehled prvků.*)

- Antimon** (Sb) stibium, prvé od rudy antimonitu, druhé latinské = špičatý.
- Arsen** (As), otrušák, řecky arsen = mužný, silný.
- Baryum** (Ba), řecky barys = těžký.
- Beryllium** (Be) Glycium, prvé od nerostu, řecky glykys = sladký.
- Bor** (B) Boracium, ze jména borax, jehož původ neznámý.
- Brom** (Br) Bromium, řecky bromos = smrad.
- Caesium** (Cs) caesius = modrý, dle modré čáry ve spektru.
- Cer** (Ce) cerium, od řecké bohyně Ceres.
- Cín** (Sn) stannum, snad z řeckého sráží neb jména kapky.
- Cirkon** (Zr) dle nerostu.
- Didym** (Di), řecky didymos = bliženec (že vždy spolu s lanthanem).
- Draslík** (K) Kalium, Potassium, arabsky kaljun = popel, německy Pottasche = salajka.
- Dusík** (N) Nitrogenium, Azotum, prvé lat. nitrum = salnytr, druhé řecké a = ne, zoe = život.
- Erbium** (Er) odvozeno od Yttrium.
- Fluor** (Fl) Fluorium, latinsky fluere = téci.
- Hliník** (Al) Aluminium, latinsky alumenum = kameneč.
- Hořčík** (Mg) Magnesium, Magníum, od města Magnesie.
- Chlor** (Cl) Chlorum, řecky chloros = bledozeněný.
- Chrom** (Cr) řecky chroma = barva.
- Indium** (In) od indigové (modré) čáry ve spektru.
- Iod** (J), iodinum, řecky iodes = fialový.
- Iridium** (Ir), řecky iris = duha.
- Kadmium** (Cd) Cadmium, řecky kadmia = kalamín.
- Kobalt** (Co) Cobaltum němec. Kobold = šotek, neb slovan. kovalty = rudonosný.
- Kostík** (P) Fosfor, Phosphorus, řecky phos = světlo, phoros = nošené.
- Křemík** (Si) Silicium, latinsky silex = křemen.
- Kyslík** (O) Oxygenium, řecky oxys = kyselý, gennao = tvorím.
- Lanthan** (La) řecky lanthano = skrývám se, že dlouho zůstal neznámým.
- Lithium** (Li) řecky lithos = kámen.
- Mangan** (Mn) Manganium, lat. magnesia nigra = burel, pokládán za odruďu magnetitu.
- Měď** (Cu) Cuprum, od ostrova Cypru.
- Molybden** (Mo) Molybdaenum, řecky molybdaena = olovo neb tuha.

*) Jména prvků důležitějších jsou vytiskena literou větší, vedle jména je vždy značka prvku a původ jména.

Nikl (Ni) Nicolum, z němec. Nickel = ničema, rudy jeho kazily modř kobaltovou.

Niob (Nb) Niobium, dle bohyně Niobe, dcery Tantala.

Olovo (Pb) Plumbum od plombe.

Osmium (Os), řecky osma = vůně.

Palladium (Pd) dle řecké bohyňky Pallas.

Platina (Pt) španělsky platiňa = stříbříčko.

Rhodium (Rh) řecky rhodios = růžový.

Rtuf (Hg) Hydrargyrum, Mercurius, řecky hydor = voda, argyr = stříbro.

Rubidium (Rb) lat. rubidus = červený, červené čáry ve spektru.

Ruthenium (Ru) Ruthenia = Rusko.

Selen (Se) selenium, řecky selene = luna.

Síra (S) Sulphur, Thion, latinsky sulphur = síra.

Sodík (Na) Natrium, Sodium, latin. soda = salsola, soda = slanice, z nitrum natrum.

Stříbro (Ag) Argentum, řecky argos = bílý, lesklý.

Strontium (Sr) od prvého naleziště Strontianu ve Škotsku.

Šel (W) Wolfram, dle vynálezce Scheele a dle nerostu.

Tantal (Ta) dle řeckého boha Tantala.

Tellur (Te) Tellurium, latinsky tellus = země.

Thallium (Tl) řecky thallos = zelený, zelené čáry ve spektru.

Thorium (Th) od staroskandinavského boha Thora (Berzelius).

Titan (Ti) Titanium, dle Titanů z řeckého bajesloví.

Uhlik (C) Carbonium, latinsky carbo = uhel.

Uran (U) Uranium, dle současně objevené oběžnice.

Vanadin (V) Vanadium, od staroskandinavské bohyně Vanady.

Vápník (Ca) Calcium, latinsky Calx = vápno.

Vizmut (Bi) Bismuthum, německy Wiesenmatte = lučina, bývá pestře naběhlý.

Vodík (H) Hydrogenium, řecky hydor = voda, gennao = plodím.

Yttrium (Y) od města Ytterby ve Švedsku.

Zinek (Zn) Zincum, od česk. cinkati neb z něm. Zinke, Zacke = zub.

Zlato (Au) Aurum, od latinského Aurum = zlato.

Železo (Fe) Ferrum, latinsky Ferrum = železo.

II. Hlava. Quantitativné poměry sloučenin.

§. 14. Zákon stálých poměrů.

Pokus 19. V odvážené skumavce roztopíme 1 gr. síry a přičiníme čistého olova (obr. 15.).

Pozorování. Obsah skumavky se náhle rozžhaví a po odpaření pře-é síry shledáme sloučeninu baryvy tmavošedé, v které ani síry ani drobnohledem nelze rozeznati.

Výsledek. Sloučenina váží 5·78 gr., sloučilo se tedy 0·77 gr. síry em. Dle toho snadno trojčlenkou vypočítáme, kolik olova na r. síry třeba:

$$5 : 0\cdot77 = x : 100 \\ x = 649\cdot35 \text{ gr. olova.}$$

Pokus 20. V odvážené skumavce roz- něco přes 2 gr. síry, a když počiná síra ti, přičiníme 4 gr. měděných pilin. I roz- se náhle obsah skumavky. Odstranivše sek síry žiháním vážíme opět skumavku.

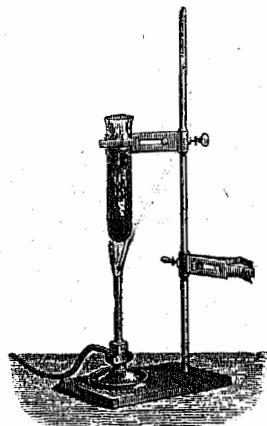
Výsledek. Připravená sloučenina tvoří šestodrou vážící 6 018 gr.; sloučilo ly 2 018 gr. síry.

Dle toho jest:

$$4 : 2\cdot018 = x : 100 \\ x = 198\cdot12 \text{ gr. mědi.}$$

Při pokusu 1. nabyla jsme z 5 gr. olova gr. kysličníka, jest tedy

$$5 : 0\cdot39 = x : 100 \\ x = 1298\cdot7 \text{ gr. olova.}$$



Obr. 15. Výroba síninskův v malém.

Pokus 21. Žíhejme na odvážené mísece anové 3 gr. mědi v drobném prášku,*) i shledáme, že přibylo 0·756 gr., jest pak

$$3 : 0\cdot756 = x : 100 \\ x = 396\cdot2 \text{ gr. mědi.}$$

Jehnný výsledek:

| | | |
|------------------|---------------|------------------|
| 100 gr. kyslička | sloučilo se s | 1298·7 gr. olova |
| 100 gr. " " | " " | 396·2 gr. mědi |
| 200 gr. síry | " " | 1298·7 gr. olova |
| 200 gr. " " | " " | 396·2 gr. mědi |

*) Prášek ten připravíme delším pálením drobných a dobře vysušených kysličníků mědnatého a uhlí dřevěného v poměru 5 : 0·38 gr.

Z toho jest patrno:

1) Že 1298·7 gr. olova vyžaduje právě tolik kyslíka jako 396·2 gr. mědi, a tato množství kovů jsou, hledík ku kyslíku, rovnomoocnými č. aequivalentní.

2) Že totéž množství mědi vyžaduje právě dvakráte více síry než kyslíka.

Čísla 100, 200, 1298·7 a 396·2 slovou rovnomoocniny č. aequivalenty prvků: kyslíka, síry, olova a mědi.

Již nám známo, že hořením vodíka tvoří se voda a sice na 100 gr. kyslíka třeba vždy 12·5 gr. vodíka. Ježto pak poměry svrchu uvedené se nezmění, když jich členy týmž číslem dělíme; proto také řečené rovnomoocniny se nezmění, toliko zjednoduší, když všecky dělíme rovnomoocninou vodíka (12·5), jest pak:

$$\frac{12\cdot5, 100, 200, 1298\cdot7, 396\cdot2}{12\cdot5} = \frac{1, 8, 16, 103\cdot5, 31\cdot75}{H, O, S, Pb, Cu}$$

Podobně byly ustanoveny rovnomoocniny ostatních prvků. Rovnomoocniny č. aequivalenty (váhy služivé) jsou čísla, která ukazují poměr, v jakém se prvkové slučují a v sloučeninách zastupují.

Berzelius položil u rovnomoocnín $O = 100$, Dalton položil $H = 1$, první slovou čísla Berzeliova či kyslíková, druhá Daltonova či vodíková.

Zákon „prvkové se slučují vespolek po rovnomoocninách“, slove zákonem stálých poměrů. Zákon ten odvozený synthesou lze úplně potvrditi cestou opačnou, totiž analysou svrchu dotčených sloučenin.

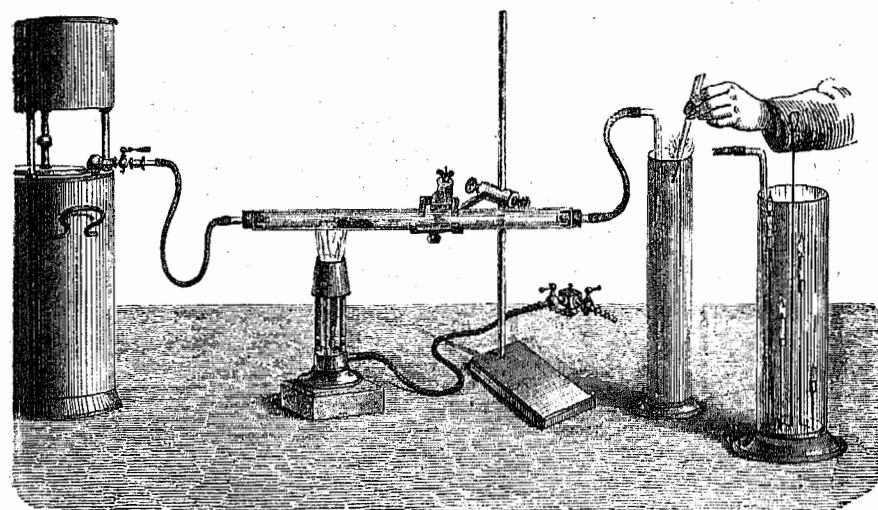
Poněvadž má zákon stálých poměrů všeobecnou platnost, proto se pracuje v chemických továrnách a všude kde se chemií zabývají dle předcházejících určitých výpočtů a předpisů. Při dalším postupu o budování sloučenin shledáme ještě četné doklady zákona tohoto, jelikož se každé slučování dle něho děje.

§. 15. Zákon množných poměrů a sloučeniny uhlíka s kyslíkem.

1. Kysličník uhlíčitý CO_2 .

Pokus 22. a) Žíhejme v rouře z českého skla něco dřevěného uhlí v proudu vysušeného kyslíka. Uhlí hoří skvěle v kyslíku a rychle ho ubývá (obr. 16.).

b) Plyn hořením uhlíka vzniklý svádějme dlouhou trubicí až na dno do vysokých válců. Ponořme do plynu hořící tříšku — hasne, jako by ji do vody strčil.



Obr. 16. Spalování uhlí v proudu kyslíka.

c) Jiný válec s plynem překořme nad hořící třískou nebo svící — tríska nebo svíce hasne, jako by na ni vodu lit.

d) Nachyťtejme do válce něco plynu nad vodou a uzavrouce jej pomocí desky, třípejme plyn s vodou. To několikrát opakujme, i shledáme, že se plyn ve vodě rozpouští. Lakmusem se barví roztok ten granátově.

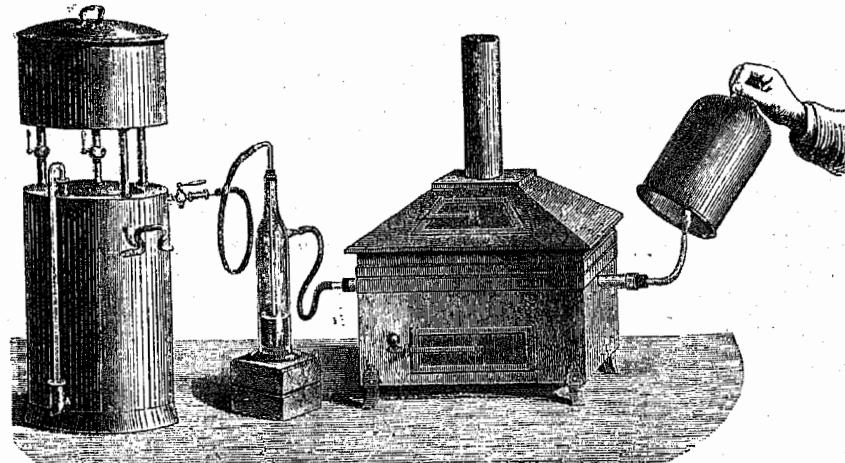
e) Část zbarveného roztoku zůstavme po delší dobu — opět zmordrá. Jinou část zahřívajme, zmordrá skoro okamžitě.

f) Konečně svedme něco plynu do vápenné vody — rychle se voda kalí, sraženiny zpočátku přibývají, pak jí opět ubývají.

Výsledek: Vlastnosti kysličníka uhličitého. Hořením uhlíka v proudu kyslíka vzniká **kysličník uhličitý** (obecně ač nesprávně kyselinou uhličitou zvaný). Kysličník uhličitý jest plyn bezbarvý, těžší vzduchu, hut. = 1,5, hasí plameny, nepodporuje dýchání a tedy dusí lidi i zvířata. CO_2 se rozpouští málo v teplé, hojně ve studené vodě. (Při 0°C . a 760^{mm} pohlcuje voda rovný objem CO_2 , při tlaku dvakrátě větším 2 objemy a t. d.). CO_2 těká pomalu z roztoku za obecné teploty, rychle z vody teplé; vodu vápennou sráží a laksus červená, chut má nepatrně na kyslou. CO_2 tuhne tlakem 36 atmosfer v kapalinu, vypařuje se snižuje teplotu na — 79° , při čemž část kapaliny tuhne v hmotu sněhu podobnou.

Kysličník uhličitý se skládá z uhlíka a kyslíka v poměru 6 : 16, což odpovídá vzorci CO_2 .

Pokus 23. Opakujme pokus 22. s tím kolikem rozdílem, že žháme větší množství uhlí, vedouce přes ně kolikem slabý proud kyslíka (obr. 17.).



Obr. 17. Neúplné hoření uhlíka (výroba kysličníka uhelnatého.)

Plyn vzniknoucí zkoušme hořící tráskou — i hoří plamenem modravým, nesvitivým. Držme nad plamen tento skleněnou báň smočenou uvnitř ve vápenné vodě, — tvoří se bílá sraženina na stěnách báň.

Výsledek. Hořením uhlíka za nedostatku kyslíka tvoří se plyn, který není ani kysličník uhličitý (proč?) ani pouhý kyslík. Skládá se však jen z uhlíka a kyslíka a dává hořením kysličník uhličitý.

Plyn tento slove kysličník uhelnatý a jest složen z uhlíka a kyslíka v poměru 6 : 8, čemuž odpovídá vzorec CO.

Vlastnosti kysličníka uhelnatého. CO je plyn bezbarvý, bezchutný, hustoty 0·97 (jako dusík a těžký uhlovodík). Slove obecně plynem uhelným, protože se z doutnajícího uhlí u velkém množství vyvinuje. Vniká do bytů, když se záklopka přehrazující kamna od komínu uzavře, pokud ještě v peci uhlí doutná.

Kysličník uhelnatý jest krutým jedem; denně slyšíme o případech, ani lidé z neopatrnosti neb nevědomosti plynem uhelným udušeni bývají. Na štěstí prozrazuje se zvláštním zápacem podobným onomu po svítiplunu.

Uhrnný výsledek. Sloučili jsme uhlík s kyslíkem v předešlých pokusech ve dvou rozličných poměrech:

$$\text{u } \text{CO}_2 \text{ má se C : O} = 6 : 16 (8 \times 2)$$

$$\text{u } \text{CO} \quad \text{"} \quad \text{C : O} = 6 : 8 (8 \times 1)$$

I jiné prvky, ježto posud známe, slučují se ve více poměrech, tak: v kysličníku železitému (krevel) má se $\text{Fe} : \text{O} = (28 \times 2) : (8 \times 3)$

" železnato-železitému (magne-

tovec, okuje) $\text{Fe} : \text{O} = (28 \times 3) : (8 \times 4)$

" olovnatému (klejt) $\text{Pb} : \text{O} = 103\cdot5 : 8$

" olovnato-olovitému (suřík) $\text{Pb} : \text{O} = (103\cdot5 \times 3) : (8 \times 4)$

a t. d.

Ze všech těchto poměrů jest viděti, že se slučují prvkové po jedné rovnomoocině neb násobku jejím.

Tot zákon množných poměrů. Oba zákony posud odvozené zákon stálých a zákon množných poměrů doplňují se v obecný zákon:

Prvkové slučují se spolu buď po rovnomoocninách neb po násobeninách jich nejmenšími čísly celými.

S. 16. Názvosloví podvojných sloučenin.

Názvy sloučenin se tvoří z názvů prvků se sloučivých. Musí pak být název tak utvořen, aby ihned bylo viděti, které prvky a v jakém množství sloučenina drží.

U podvojných sloučenin vyslovuje se název jednoho prvku jménem podstatným, jemuž dává se při názvech českých přípona -ník, u cizích přípona -id, k jménu podstatnému pojí se jméno prvku druhého jakožto jméno přídavné.

Sloučeniny kyslíka zovou se kysličníky č. oxydy, síry sirníky č. sulfidy, chloru chloridy, iodu iodidy, arsenu arsenidy a t. d.

Pouze sloučeniny vodíka činí od pravidla toho vyjímkou; slovou chlorovodík, fosforovodík, uhlovodík atd.

A a B vyznačujtež všeobecně po jedné rovnomoocnině dvou různých prvků, připojený index značí počet rovnomoocnin.

Prvkové se slučují v těchto poměrech, kdež každému poměru ustanovena určitá přípona jména přídavného:

Poměr $A_2 + B$ značí se příponou -ičnatý

| | | | | |
|---|-------------|---|--------------------------|--------|
| " | $A + B$ | " | " | -natý |
| " | $A_2 + B_3$ | " | " | -itý |
| " | $A + B_2$ | " | " | -ičitý |
| " | $A + B_3$ | " | " | -ový |
| " | $A + B_4$ | " | " | -ičelý |
| " | $A + B_5$ | " | " | -ičný |
| " | $A + B_6$ | " | " | -istý |
| " | $A_2 + B_2$ | " | (na př. nad-mangan-ový). | |

Abyste označování sloučenin dělo stručně a zřetelně, užívá se podobně jako v mathematice zvláštního písma obecného — písma chemického, na kterém se všickni chemikové usjednotili a jehož všickni vzdělaní národnové užívají.

Přidělena totiž každému prvku zvláštní značka č. symbol, která záleží v prvním písmenu latinského neb řeckého jména prvku.

Počíná-li několik prvků týmž písmenem, přibírá se ještě jiné písmeno téhož jména na př. vodík = Hydrogenium = H, dusík = Nitrogenium = N, nikl = Ni atd. (Viz tabulici §. 13.)

Značky chemické však mají spolu i význam určité váhy, značí totiž vždy jednu rovnomočninu prvku.

Příšee značky prvků vedle sebe, nabýváme vzorců č. formul chemických sloučenin. Index na pravo prvků značí počet rovnomočnin prvků, číslice před vzorcem značí počet rovnomočnin jednotlivých sloučenin.

Úloha. 1. Pojmenujte veškeré sloučeniny, o nichž posud se jednalo, příšice zároveň jich vzorce.

2. Cvičte se ve psaní vzorců kombinujícíce prvky tučně vytisklé v §. 13. dle svrchu uvedených poměrů.

III. Hlava. Pokračování o přímém slučování prvků. Hořlavé nekovy.

§. 17. O síře, kysličníku siřičitému a sirnících.

Pokus 24. Spalujme síru podobně jako uhlí v rouře v proudu kyslíka (viz obr. 16.). Tvoří se kysličník siřičitý SO_2 (obecně též kyselina siřičitá zvaný).

1. *Vlastnosti kysličníka siřičitého (SO_2)*. Odvádějme SO_2 podobně jako CO_2 do vysokých válců a provedme následující pokusy:

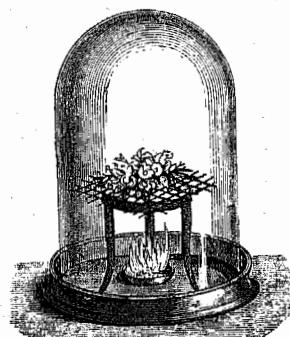
a) Hořící tříška v něm hasne a s vodní parou se sráží v bílou mlhu. Jest těžší vzduchu, hut. = 2·2.

b) V studené vodě se více rozpouští než teplé, chuti jest kyselé, zápachu pichlavého, lakmus barví na cihlovo jako CO_2 .

c) SO_2 bíl. Zapálíce na mističce něco síry postavme nad plamen třínožku, na kterou se položí kytice z pestřých květin spolu s ostřížky navlhčených kartounů, na to se vše rychle poklopí skleněná báň (obr. 18.).

Po delší době jsou kytice i kartouny vybíleny; povlhčíme-li je nějakou kyselinou, opět se původní barvy objeví.

d) Veďme SO_2 do roury tvaru U chlazené směsi sněhu a kuchyňské soli — i sráží se



Obr. 18. SO_2 bíl.

SO_2 v bezbarvou kapalinu, která odpařujíc se vzduchem mnoho tepla utahuje.

Navlhčíme-li kapalným SO_2 bavlnu navinutou na skumavce, v níž se něco rtuti nalézá, tedy rtut zmrzne ($-40^\circ C$).

2. *Vlastnosti a vidy síry.* Síra jest za obecné teploty tělo pevné, barvy žluté, roztaší se při 111.5° v řídkou kapalinu barvy medové, ježto při $250-260^\circ$ houstne a červená, při 420° vše mění se v páry hnědočervené.

Síru známe ve třech videch:

$S\alpha$ jest síra kosočtverečná přirozená, hut. = 2.07. Krystalluje v tvaroch koso- čtverečných z roztoku sirouhlska (obr. 19.).

$S\beta$ jest síra hranolová soustavy jednoklonné, hut. = 1.98, tvoří se stydnutím roztopené síry (obr. 20.).

Sy jest síra beztvará č. plastická, vzniká jestliže vřelou síru do studené vody lejeme.

Jest tělo pružné, měkké, barvy jacintové, hut. = 1.95.

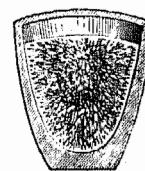
Síra vyhřaněná se rozpouští v sirouhlíku, síra beztvará nikoliv. Užiti lze síry plastické ku dělání věrných otisků mincí a j., protože rychle tvrdne, měníc se v $S\alpha$.

Cistiti lze síru destilací, síra těká v parách, ježto se srážejí ve chladných komorách ve květ sírový, složený z drobounkých krystallů ($S\alpha$), kdežto nečistoty zbývají zpět. Avšak horkými parami síry rozhřejí se komory brzo tak, že se květ sírový roztápi v kapalinu, kterážto se vypouští čepem do kadlubů roubíkovitých, kde ztuhne v síru roubíkovitou.

Do obchodu přichází síra jakožto květ sírový, síra roubíková a mléko sírové (bfly prášek vyloučený na mokré cestě ze sirníkův). Vyskytá se ryzí v přírodě zvláště v sopečných krajinách, nejvíce na Sicilii u Girgenti, jsouc vrostlá do vápence a provázena obyčejně selenem a tellurem. Rovněž nalézá se ryzí síra v Haliči u Charkova a Swoszowice, v Čechách v hnědém uhlí u Chomutova. Jako mléko sírové se sráží síra ze sirních pramenů v Rakouských Teplicích a Mariánských Lázních.



Obr. 19. Krystallení rozpuštěné síry.



Obr. 20. Krystallení roztopené síry.

Přehled důležitějších síníků v. *)

| J m é n o | Barva a lesk | | T v a r | | Vyskytu se | Užívá se |
|--|--|---------------------------|-----------------------|---|---|---|
| | strojeného | přirozeného | strojeného | přirozeného | | |
| PbS síník olivnatý, leštěnec olovený či galenit | černý, něleský, | barvy olověné | prášek | krychle a leštěncovar | hojný v Příbrami a Bleibergu | k dělání klejtu, sušku, olova i stříbra |
| AgS síník stříbrnatý, leštěnec stříbrný | černý, modrošedý | olověný | prášek | krychlový = argentit kosočtver. = akantit | prozákl hojně galenit v Příbrami | k dobývání stříbra |
| HgS síník růžofnatý, blejno rtuťové, cinnabaryt, ru-mělka | bezbarvý ještěr černý, krystall. červený | hnědočervený, leský | bezbarvý, krystalický | šesterčný neb zrnitý | v Almadenu a Idrii | k dělání riatlí a co rumělka |
| Cu ₂ S síník mědičnatý, leskenee, chalkoan, CuS síník mědičnatý (kovelin) | černý černý | sedmomodrý v prášku modrý | kosootvěrený | v Uhrách a Sedmi-hradech | k dobývání mědi a skalice, i co moří olejná | |
| Fe ₃ Sn ₂ S síník mědičnatozelenatý, kyz měděný, chalcopyrit | — | mosazný | — | čtvrtední | v Uhrách hojně | k dobývání mědi a skalice |

| | | | | | |
|--|---|--|--|--|--|
| <chem>AsS2</chem> s. arsenitný reelegar či zámek | tmavočervený zlatozluty bleděluný | prášek listechy prášek | jednokrátne hranoly kosotvareč. hranoly | v St. Jáchymově i Příbrami | dříve jakožto barvy |
| <chem>AsS3</chem> s. arsenový auripigment c. kamennka | oranžový tmavovo- oranžový | tmavošedý — | prášek prášek | Příbrami, Milešově i St. Jáchymově — | k dobyvání antimonu a všechno slonedenin. V ležářství jako zlata síra. |
| <chem>SbS3</chem> s. antimonový, anti-monit č. surma a <chem>SbS3</chem> s. antimonitný | oranžový tmavovo- oranžový | světle čer- vený, silný, temné čer- vený až do černé | — — | šesterečné hraně | k dobyvání stříbra |
| <chem>As2S3AgS</chem> světlé blejno stříbrné či prouštit <chem>Sb2S3AgS</chem> tmavé blejno stříbrné či pyrargrit | — — | tmavohnědý, demantový | prášek | v Příbrami a Něm: Brodu | k dobyvání stříbra |
| <chem>ZnS</chem> s. zinečnatý blejno zinkové sfalerit | bílý | krystallové hraně | krystallové hraně | Příbrami a St. Jáchymově | Základ chem. prů- myslu zap. Čech. Dobyvá se z něho síra, skalice, kyselina sírová a kameneč |
| <chem>FeS2</chem> s. železitný, kyz železný | šedočerný | žlutý jako mosaz | prášek | přehojný v síluru a j. vrstvách | prášek |

Sírník hlinitý, vápenatý, hořčnatý, barnatý, drasehnatý a sodnatý jsou prášky, více méně bílé a jen vyšší sírníky, výjima hlinitý, slouží jakožto játra sirova.
CS2, sírník ohnivitý či síroník ještě kapalina příhledná, etherický páchnoucí, ježto láme silně světlo hut. = 1,3, vře u 48°.
 Nezpouští se ve vodě, ale rozpuští sám snažno tuky, síra, fosfor, kaučuk a gutta-percha; jest jedovatý.
SH sírovodík, jest plyn bezbarvý, horlavý, páchné hnělými vějci, hut. = 1,2 rozpouští se ve vodě a jest též jedovatý.

* Jak se sírníky přímo připravují viz §. 14.

§. 18. O fosforu.



Obr. 21. Spalování fosforu.

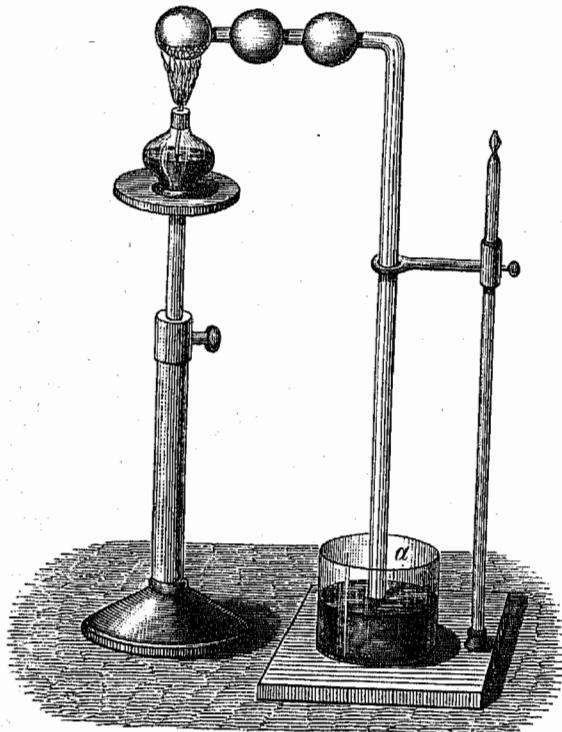
Pokus 25. a) Pod skleněnou báni zapalme skrze tubulus ohřátým drátem malý kousek fosforu a pak vedme do báni z plynovemu kyslíku — fosfor shoří skvěle na bílý, sněhu podobný prášek (obr. 21.). Povlhčíme-li prášek ten vodou, tedy syče a snadno v ní rozplývá na kapalinu chuti kyselé, ježto lakmus červení a kyselinou fosforečnou slove.

b) Zahřívejme malý kousek fosforu ve skunavce pod vodou — fosfor se roztápi již při 44° , tedy již v teplé vodě.

c) Polejme kousek fosforu sirohlíkem, fosfor

se snadno rozpouští. Nakapejme roztoku toho na pijavý papír a zůstavme na vzduchu — fosfor se samovolně zapálí.

d) V rouře v pravém úhlu zahnuté a na zataveném konci ve 3 kuličky vyfouknuté (obr. 22.) žihejme něco fosforu. Část fosforu shoří, pokud se v rouře kyslíka dostává, ostatní fosfor se mění při $240-250^{\circ}$ v prostoře, kde není kyslíka, ve fosfor červený.



Obr. 22. Převádění fosforu obecného v červený.

Fosfor známe ve dvou allotropických*) videch a sice fosfor obecný a červený.

1) Fosfor obecný jest žlutavo-bílý, při obecné teplotě tvrdý jako vosk, hrání skryté v osmistěných neb dvanáctistěných kosočtverčných, hut. = 18. Zapaluje se snadno teplotou od 0° — 60°, vypařuje se rychle na vzduchu, páry ve tmě svítí a páchnou česnekkem. Fosfor se roztápi již při 44°, rozpouští se snadno v sírouhlíku a jest krutě jedovatý.

2. Fosfor červený č. beztváry má hut. = 21, těžko se zapaluje (až u 300°), nevypařuje se, nerozpouští se v sírouhlíku a není jedovatý.

Fosfor obecný se nyní dobývá ve velkém z kostí a přichází do obchodu v roubících průsvitných, podobných vosku, které na denním světle červenají.

Fosfor červený se vyrábí z fosforu obecného a přichází do obchodu v podobě prášku hnědočerveného.

Užívání fosforu. Protože se fosfor již třením zapaluje a též drobně rozptýlený samovolně v plamen se vznáší, užívá se ho hojně ku dělání sirek, pro jeho jedovaté účinky na tělo k otravování škodlivých zvířat.

Fosfor červený slouží k dělání zápalek švédských č. bezpečných, že se totiž natírá s rozličnými přísadami na třecí plochu u škatulek.

§. 19. O arsenu, antimonu a vizmutu.

Pokus 26. a) Žíhejme ve skumavce zrnko arsenu, v jiné kousek antimonu a ve třetí kousek vizmutu.

Pozorování. Arsen těká v parách, aniž se dříve roztopuje, páry se srážejí na studené části skumavky v lesklé zrcadlo barvy ocelové (obr. 23.).

Antimon se roztápi a teprv pak se mění v páry, které dávají zrcadlo černé, nelesklé.

Vizmut se snáze roztápi antimonu a nelze jej snadno v plyn proměnit.

b) Žíhejme po sobě na žezně lžičce něco arsenu, antimonu a vizmutu pomocí dmuchavky.



Obr. 23. Zrcadlo arsenové.

*) Řecky ἀλλοτροποιος = různé povahy.

Pozorování. Arsen hoří plamenem modravým, vydávaje bílý kouř, jenž se sráží v bílý prášek kysličníka arsenového AsO_3 .

Antimon a vizmut se podobně mění v bílé prášky: kysličník antimonový SbO_3 a kysličník vizmutový BiO_3 .

c) Vypařme malé zrnko arsenu v důlku na uhlí pomocí dmuchavky — páry arsenu páchnou česnekem.

Vlastnosti arsenu (As), antimonu (Sb) a vizmutu (Bi). Dle vnějších vlastností: lesku, barvy a hustoty lze řadit prvky tyto ku kovům; protože se dají snadno roztlouci v prášek, slovou obecně kovy křehkými. Vyhraňují v klencích, u arsenu nejméně patrných. Dle chemického chování řadí se As a Sb obyčejně k nekovům vedle fosforu.

Arsen jest barvy tmavošedé, hut. = 5·9, při 180° těká v parách, aniž se dříve roztopuje, páry páchnou česnekem.

Antimon jest barvy skoro cínové, hut. = 6·7, roztáplí se při 450° a pak teprv těká, páry nepáchnou.

Vizmut jest bílý, patrně načervenalý (jest co do barvy v podobném poměru k antimonu jako kobalt ku niklu). Vizmut jest vždy pestře naběhlý, hut. = 9·8, roztáplí se při 264° , teprv v bílém žáru těká.

§. 20. Kysličník arsenový AsO_3 , antimonový SbO_3 a vizmutový BiO_3 .

Kysličník arsenový č. arsenik AsO_3 , (bílý utrých, jedová moučka, myšák). Tvoří bud bílý krystalický prášek, neb tělo sklu podobné, které brzo vzhledu porcelanu nabývá (sklo arsenové). Rozpouští se těžko ve vodě, těká vyšší teplotou a sráží se v bílý sublimat. Jest krutě jedovatý, již 1·5 gr. usmrtí člověka. V krajinách hornatých uvykají lidé malým dávkám arseniku, ano i koňům v obroku ho podávají, aby prý byli silnější.

Užívá se ho ku otravování škodlivých zvířat, k výrobě barviv zelených (Schweinfurtská a Scheelská zeleň), ale i při dělání barviv anilinových (červení, zeleni a fialoviny).

Vyskytuje se v přírodě jako výkvět na rudách arsenových v Starém Jáchymově.

Dobývá se ve velkém při pražení rud arsenových, těkaje vyšší teplotou v parách, sráží se v rýhách neb komorách jedových. Jak se stanoví arsenik při otrávení uslyšíme později.

Kysličník antimonový SbO_3 . Tvoří drobnohledné krystalky (osmisteny) podobně jako moučka jedová, jest barvy bílé a rozpouští se ve vodě.

Užívá se ho v lékařství v rozličných praeparatech (dávivý kámen a j.), také však jako bílé barvy — běloba antimonová.

Vyskytá se v přírodě co tělo dvojtvaré: a) co periklas, květ antimonový v klencích; b) co sanarmontit krychlový.

Dobývá se pražením rud antimonových.

Kysličník vizmutový BiO_3 jest vzácnější a méně důležitý.

§. 21. O boru a kyselině borové.

Pokus 27. Pomocí dmuchavky žíhejme něco beztváreho boru v důlku uhlenném — bor shoří v bílý prášek, kysličník borový BO_3 .

Vidy boru:

a) Buď tvoří průhledné krystalky čtverečné, barvy hnědé neb žluté, které leskem a tvrdostí demantu se rovnají — bor demantový.

b) Buď tvoří tmavý prášek — bor beztváry.

Kyselina borová. Kysličník borový byv navlhčen vodou slučuje se s ní na kyselinu borovou. Kyselina borová tvoří perleťově lesklé lupinky chuti slabě kyselé, barvivo kurkumy jí hnědne a lákmus červená; žíhána jsouc napuchuje a ztrácí vodu, roztopena pak tuhne v průhledné sklo borové. Plamen barví krásně na zeleno, pevná jest ohnivzdorná, vodnatá těká vyšší teplotou s vodními parami.

Vyskytá se ve vodních parách, které skulinami ze země (fumaroli, soffioni) vycházejí v krajině Maremma di Toscana blíže Monte Cerboli. Zde se dobývá srážením z vodní páry a přichází do obchodu pod jménem „sassolinu.“ Vyskytá se mimo to v tinkalu č. boraxu z jezer Tibetských.

Užívá se ji v lékařství, v chemii analytické, v ohněstrojství a ku praní.

§. 22. O křemíku a křemenu.

Pokus 28. Spalujme pomocí dmuchavky beztváry křemík v důlku uhlenném — nabudeme bílého beztváreho prášku, kysličníka křemičitého SiO_2 (prostě též kyselinou křemičitou zvaného). SiO_2 se jen malinko a za zvláštních poměrů ve vodě rozpouští.

Vidy křemíka:

a) Krystallový křemík tvoří osmistěny neb lesklé šupinky, hut. — 25, jest barvy skoro černé, lesku kovového, rýpe sklo a nedá se již v pouhém vzduchu spáliti.

b) Beztvarý křemík tvoří hnědý prášek nelesklý, který lze pomocí dmuchavky spáliti.

Vyskytá se v přírodě po kyslíku nejhojněji, sloučen obyčejně s kyslíkem v kysličníku křemičitému č. křemenu.

Kysličník křemičitý č. křemen SiO_2 vyskytá se v přírodě:

1. Krystalovaný. 2. Beztvarý a vodnatý. 3. Směs krystalovaného a beztvarého.

1. Křemen krystalluje v klencích a tvorí četné nerosty:

a) Čistý, úplně průhledný = křištál, vyvinuté krystally křištálu = demanty marmarošské. b) Fialový = amethyst. c) Žlutý = citrin. d) Hnědý = záhněda. e) Černý = morion. f) Růžový = růženín. g) Louhový = prasem. h) Zrnitý = křemenec. i) Okrem železitým zbarvený = křemen železitý. j) Zrnitý a slepený jiným tmelem = pískovec.

2. Beztvarý a vodnatý křemen vyskytá se v opalu.

Známe tyto odrůdy opalu: drahý opal, skelný opal (hyalith), polopal, jenž je často podoby zkamenělého dřeva, obecný opal (mléčný), žlutý opal (voskový), jaspisový opal (červený neb hnědý).

3. Směsi křemenu jsou:

a) Buližník jest celistvý křemen, černá odrůda slove lydit. b) Rohovec jest celistvý křemen lomu lasturového. c) Jaspis jest celistvý, neprůhledný obyčejně červenavě zbarvený křemen. d) Chalcedon jest celistvý křemen v nápodobeních a klamotvarech. e) Karneol jest žlutočervená odrůda chalcedonu. f) Chrysopras jest chalcedon barvy jablečné. g) Achaty jsou koule složené ze střídavých vrstev chalcedonu, jaspisu a amethystu a mají dle barvitosti a kresby na broušených plochách rozličná jména. h) Pazourek č. křesaci kámen jest celistvý tmavošedý křemen s ostrými hraničemi a lomem lasturovým. Tvorí obyčejně pecky vrostlé v křídě (flint) na březích Francie a Anglie. Zkameněliny č. petrefacta rostlinné i živočišné skládají se podstatně z kysličníka křemičitého.

SiO_2 jest též podstatnou součástí křemičitanů č. silikátů (živce, slídy, hliny, skla, porcelanu a j.). Rozdrobený křemen slove písek. SiO_2 jest obecný též v rostlinách, zvláště v ostřicích, přesličkách, bambusu a j. U obilních rostlin jest SiO_2 přičinou pevnosti stébel. Zuhelníme-li opatrně stéblo slámy, zbyvá skelet křemičitý. Užívá se ho často. Dražších odrůd jako polo-drahokamenů, horších k dělání skla, porcelanu, k tavení rud, drobeného co písku do malty atd.

Objeven Berzeliem r. 1823; krystalovaný křemík připravil Deville r. 1855. Křemen znám byl již v rozličných podobách v pravěku.

§. 23. O uhlíku.

1. Vlastnosti uhlíka.

Pokus 29. V uzavřeném tyglíku porcelanovém žhejme na počátku slabě, později silně: dřevěné piliny, papír, slámu, cukr, uhlí kamenné a hnědé, třeba i odpadky živočišné (obr. 24.).

Pozorování. Z počátku ucházejí z tyglíka plyny, které brzo v plamen se vznítí; zhasíme-li plamen, zapáchá kouř odporně. Ku konci se plyny ani nejvyšší teplotou více nevyvíjejí. Po ochlazení shledáme v tyglíku tělo černé, kypře, které lze snadno v prášek rozetřít — jest to uhlík.

Výsledek. Uhlík jest všeobecnou, ano hlavní součástí látek organických, tvorí však též podstatu uhlí. Uhlík se neroztápi a netéká ani nejvyšší teplotou.

Porovatost uhlí ukazuje, že se nalézaly v látkách organických ještě jiné prvky, ježto se vyšší teplotou v podobě rozličných sloučenin oddělily, zvláště H a O v podobě vody. Vážením se o rozkladu tom snadno přesvědčíme. Ježto vzniká dle pokusů 22. a 23. hořením uhlíka kysličník ubličitý a uhelnatý, jest patrno, že se tvoří obě tyto sloučeniny také spalováním látek svrchu vytčených.

Pokus 30. a) Zvažme kousek vyžíhaného uhlí dřevěného a zůstavice uhlí to 24 hodin na vzduchu važme opět. Uhlí přibylo váhy o váhu pochlceného vzduchu.

b) Polejme na misce vypálené dřevěné neb kostěné uhlí rozčeděným roztokem barviva na př. indiga, lakuemu, vína a j. a zůstavme po 24 hodin. Cedme pak flanelem, i prochází kapalina bezbarvá neb slaběji zbarvená než původně.

Výsledek. Strojené uhlí pohlcuje nejen plyny ale i barviva, soli, hořčiny a j. látky z roztoků. Proto se čistí voda a šáva řepová cezením přes uhlí strojené.

2. Vidy uhlíka.

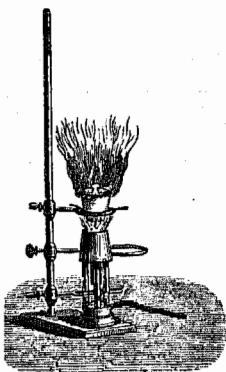
Uhlík patří k tělům v přírodě nejrozšířenějším. Známe uhlík ve 3 videch: jako demant, tubu a uhlík beztvarý.

1. *Demant* (od adamas = nezrušitelný) označuje se Ca , jest nejčistší vyhraněný uhlík, obyčejně v osmisténech neb 48sténech (demantovarech). Čistý demant jest úplně bezbarvý, průhledný, láme a roztrhuje nad míru paprsky světla, čímž působí překrásnou měnu barev.

Demant jest nejtvrďší tělo, v mineralogii tvoří 10. stupeň tvrdosti, hut. = 3,5.

Vyskytá se nejvíce v naplaveném písiku v Brasilii a na Uralu. Roku 1869 nalezen první demant na pevnině Evropské a sice v Čechách u Dlažkovic mezi českými granáty.

Jak lze dokázati, že jest demant čistý uhlík? Proč nelze posud dělati demanty?



Obr. 24. Dobývání uhlíka.

2. *Tuha č. grafit* (od řeckého graphein = psati). Tuha jest více méně čistý uhlík, v tvar ech hrubě listnatých soustavy jednoklonné, značí se obecně C β . Tuha jest barvy železné, lesku kovového, tak měkká, že se o papír otírá, hut. = 1·9—2·4.

Vyskytá se obyčejně vrostlá v prahorách (žule, rule, prahorním vápenci) v Šumavě na české i bavorské straně, zvláště u Mokré na Krumlovsku, v Anglii a na Urale.

3. *Uhlík beztvary Cy*, hut. = 1·2—1·7, jest hlavní součástí všech látek organických, podstatou uhlí přirozeného i strojeného. V sazích, v leštidle, v tuši, tužce a j. hojně se ho užívá.

Dějiny uhlíka. Že jest uhlík prvkem, dokázáno v době objevení kyslíka a dusíka v poslední čtvrti 18. století. Jako látka černá, hořlavá znám byl uhlík již v starém věku; v demantu a tuze poznán uhlík teprv později. R. 1694 spálili akademikové Averani a Targioni ve Florencii po prvé demant v ohnisku ohromného dutého zrcadla podnětem velkovéody Kosmy III. Že se tvoří spalováním demantu kysličník uhličitý jako hořením uhlí, dokázali Lavoisier a Marquer. Že demant jest čistý uhlík, vyslovil r. 1814 Davy.

Tuhy se užívá v tužkách teprv v novém věku, v středověku se psalo olovem, odtud jméno olůvko. Tuha objevena v Anglii v Kumberlandu r. 1664, o rok později vyráběly se první tužky. R. 1795 použili Francouzové hlínky jakožto lepidla tuhy, čímž položen základ industrii tužek. Tužka měla mocný vliv na vývoj vzdělanosti lidské. Největší továrny na tužky jsou v Budějovicích, v Reznu a Norimberku.

Kysličník uhličitý poznal již Libavius v pramenité vodě a nazval ho spiritus sylvestre, Lavoisier pak ustanovil složení.

IV. Hlava. Spůsobové hoření a děje s hořením souvislé.

Rozeznáváme více spůsobů hoření, hlavně pak: hoření ponenáhlé, hoření neúplné a hoření úplné.

§. 24. Hoření ponenáhlé. Tlení. Hnití.

Pokus 31. Do roury na jednom konci zatavené a vzduchem naplněné vstřeme pomocí drátu kousek fosforu a postavme rouru do vody obarvené laktusem (obr. 25.).

Pozorování. Brzo se tvoří okolo fosforu bílý dým, který voda pohlcuje do roury stoupajíc a ponenáhlou se červenajíc. Vyzdvihouce po delší

době rouru uzavřenou obratme ji otvorem nahoru a ponořme do roury hořící třísku. Tříška uhasne, jest tedy kyslík ztráven.

Výsledek. Fosfor se ponenáhlou okysličuje či spaluje na kysličník fosforový PO_3 , který se ve vodě rozpouští a pak jako slabá kyselina působí. Plyn zbývající v rourě jest dusík a vidíme, že $\frac{4}{5}$ roury zabírá.

Pokus 32. Žeňme po delší dobu rourou přes vypálené saze čistý kyslík a vedme plyn z roury vystupující do vápenné vody.

Pozorování. Vápená voda se po delší době kalí, z čehož vysvitá, že se uhlík ponenáhlou spaloval na CO_2 , jenž vápno sráží.

Výsledek. Porovaté a vypálené uhlí pochlouje kyslík tak mocně, že se i zapáliti může.

Uhlí kamenné a hnědé držíc něco vodíka, dusíka a síry okysličuje se ještě rychleji vzduchem; ano stalo se již, že celé doly uhelné se zapálily. Též vlhké seno se paří a může se samovolně zapáliti. Dříví ponenáhlou setlivá okysličujíc se v plynné zplodiny, které do vzduchu ucházejí. Ano všeliká těla ústrojná podléhají ponenáhlému spalování, ježto též tlení a hnití často se zove. Děj ten urychlují lišejníky, teplota a voda.

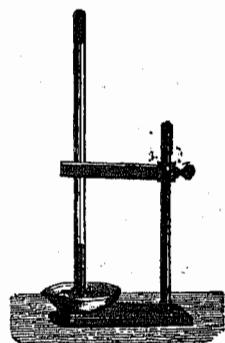
Vizme na př. působení kyslíka na poraněném jablku. Toto rychle hnědne až shnije ve hmotu černou, mazlavou; podobně nakrojený brambor a řepa rychle se na vzduchu mění. Úplně zabrániti hnití nemůžeme, avšak prodloužití se dá. Tak obmezením vzduchu, vysušením, nízkou teplotou, jakož i těly, která brání hnití (antiseptica) jako jsou: kyselina karbolová, salicylová, líh a rozličné soli mineralné zvláště tak zvané skalice.

Již svrchu jsme slyšeli, že všecky kovy obecné i při teplotě obyčejné vzduchem se okysličují: železo rezaví, měď, zinek, olovo a j. trátí svůj lesk; draslík, sodík, vápník potahuje se bílou korou kysličníka skoro okamžitě. Vysvitá pak ze všech těchto zkušeností, jak důležitým a obecným jest děj ponenáhlého okysličování v přírodě; ač ponenáhlou postupuje, tož předce ohromné převraty na povrchu zemském působí.

§. 25. Neúplné hoření uhlíka.

Pokus 33. Posunujme ponenáhlou hořící třísku do širší skumavky (obr. 26.).

Pozorování. Plamen brzo uhasne, roura se naplní kouřem hnědým, dusivým, který částečně na skle se sráží, dříví se mění v úhel, na kterém struktura dřeva jest ještě patrná.



Obr. 25. Ponenáhlé spalování fosforu.



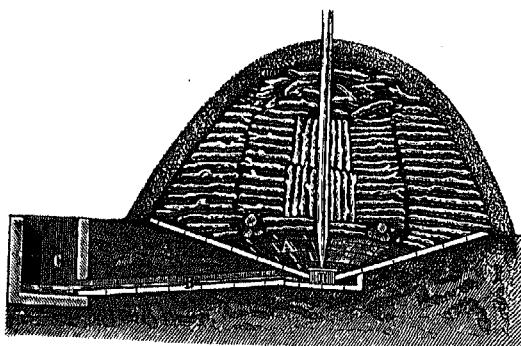
Obr. 26. Zuhlování dříví.

Výsledek. Zplodiny neúplného hoření jsou plyny viditelné — kouř. Všude, kde viděti kouř, spaluje se palivo neúplně; komínky by nevydávaly kouře, kdyby hoření v našich pecích bylo úplné.

Zplodiny neúplného hoření drží ještě látky hořlavé, které mimo to, že přicházejí na zmar, ještě vzduch otravují. Proto třeba, aby hoření v pecích bylo co možná úplné aneb aby se obecně stroje na ztrávení kouře zaváděly.

Tvoření uhlí.

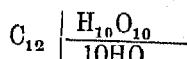
Zuhlování dříví v milsfích (obr. 27.) se zakládá na neúplném hoření za omezeného přístupu vzduchu. Dříví se zuhluje posud v krajinách lesnatých hlavně za tím účelem, aby se nabylo paliva zhuštěného č. koncentrovaného, jakého jest k mnohým účelům nevyhnutelně třeba, jako přizkujňování kovů a j. (Bez uhlí by nebylo železa.)



Obr. 27. Milfr.

Výrobu uhlí možno přirovnati ku tvoření uhlí uvnitř země. V obou případech jest neúplné hoření podstatou. Všaké uhlí vzniklo ze dříví.

Hlavní součást dříví buničina skládá se z uhliska, vodíka a kyslíka v poměru $C_{12} H_{10} O_{10}$. Uhlí vzniklo ponenáhlým spalováním vodíka na útraty kyslíka obsaženého ve dříví samém ve vodu:



Voda uniká do země, kdežto uhlík zbývá v podobě uhlí zpět. Jak již řečeno, není dój ten arcis úplný, neb i nejstarší uhlí drží ještě vodík, kyslík a dusík. Ohromným tlakem vrstev zemských a vnitrozemskou teplotou těsná se uhlí do malého objemu a dokonává rozklad. Není pak pochybnosti

ni nejmenší, že všaké uhlí jest původu rostlinného. Nasvědčují tomu struktura uhlí a četné otisky rostlin a zvířat.*)

Kamenné uhlí se dobývá na Kladně, v Radnici, v Plzeňsku od Plas až k Nýřanům, v Rakovnicku, u Náchoda a j. m. Celkem vyrábí se v Čechách ročně přes 46 mil. centů kamenného uhlí.

Hnědé uhlí dobývá se u Bíliny, Litvínova, Chomutova a Velkého Března (Priesen) v celku as 65 mil. centů ročně.

§. 26. Topení a paliva.

Při okysličování se uvolňuje vždy teplo. Hoření jest prudké okysličování uhlíka a vodíka, obsažených v palivu, při čemž se tolik tepla uvolňuje, že se palivo rozžaví a hoří buď plamenem, neb toliko doutná, dle toho, vyvinou-li se hořlavé plyny čili nic. Bývá pak prudké hoření vždy provázeno úkazem světla. Třeba pak hleděti při hoření ku třem věcem:

1. Ku palivu č. hořavině t. j. tělu, které hoří.
2. Ku kyslíku č. palivině, jež se s palivem slučuje.
3. Ku zplodinám hoření.

Všecky tři látky, pokud se nacházejí v žáru t. j. jsou horké a svítí, slovou oheň. Aby se okysličování dělo rychle, pomaháme teplotou t. j. podpalujeme palivo. Teplem při hoření uvolněným vytápíme. Původ tepla, které v pecích uvolňujeme, jest ve slunci; veškeré to teplo přijalo palivo od slunce. Teplo jest v palivech utajené.

Posuzujeme-li paliva a svítiva, musíme hleděti ku množství uhlíka a vodíka, ježto paliva drží:

Čím více uhlíka a vodíka, tím jsou vydatnější; čím více kyslíka a popelu, tím jsou horší.

Složení paliv ve 100 částech.**)

| Druh paliva | C | H | O | Popelu |
|------------------------|----|---|----|--------|
| Dříví | 50 | 5 | 44 | 1 |
| Rašelina | 48 | 4 | 28 | 20 |
| Hnědé uhlí | 60 | 4 | 26 | 10 |
| Kamenné uhlí | 82 | 3 | 8 | 7 |
| Kok | 90 | 2 | 2 | 6 |
| Dřevěné uhlí | 93 | 3 | 3 | 1 |

*) Obrázkové dílo Sternbergovo vykazuje v květeně českého kamenouhelného útvaru přes 800 druhů rostlin kapradovitých, chaluhovitých a palmovitých. Podobné dílo Ettinghausenovo vykazuje přes 300 druhů rostlin jehličnatých, vrbovitých a j. v hnědouhelném útvaru českém.

**) Paliva úplně vysušená, prostá vody.

A však často drží paliva až 20% vody, vodu třeba od ceny paliva odočisti. Vypařující se voda unáší totiž vždy mnoho utajeného tepla a jest proto palivu na ujmu. Výhřevnost paliva lze theoreticky ustanoviti.

Jednice tepla č. kalorie jest ono množství tepla, které ohřeje 1 gr. vody o 1° výše.

Spalováním dá:

| | | |
|---------------|-------|-------------------------|
| 1 kgr. vodíka | 36000 | kalorii |
| 1 " uhlíka | 8000 | " (na CO ₂) |
| 1 " " | 2473 | " (na CO) |

Dle toho jest výhřevnost vodíka $4\frac{1}{2}$ krátě větší než uhlíka.

Nalezeno pak četnými pokusy, že se výhřevnost obecných paliv takto jeví:

| | | |
|--------------------|-----------|---------|
| 1 kgr. dříví dá as | 3000 | kalorii |
| 1 " uhlí hnědého | 3500—4000 | kalorii |
| 1 " kamen. | 6000 | kalorii |
| 1 " koku | 6000 | " |
| 1 " dřev. uhlí | 7500 | " |
| 1 " lihu | 7000 | " |
| 1 " tukfu | 9000 | " |

Peci a kaenna, v nichž topíme, bývají rozmanité podoby a zařízení; vždy u nich nalézáme ohniště t. j. místo, kde se palivo spaluje vzduchem, který popelníkem a roštem prochází; dále jest vždy postaráno o místo, kde teplo k užitku přichází, a konečně jest komín, kterým plynné zplodiny se odvádějí a přístup vzduchu do peci řídí. Teplem se vzduch v komíně roztahuje, stává se řidčím a lehčím. Tak na př. komín 50 m. vysoký o 1□ m. průřezu drží 50 kr. m. vzduchu, jehož váha 61,5 kgr. obnáší. Ohřeje-li se vzduch v komíně na 100°, váží pak pouze 47,5 kgr., tedy o 14 kgr. méně. Vzduch proudí pak do peci tlakem 14 kgr.

Jaká pravidla lze stanoviti na základě těchto zkušeností pro řádné topení?

§. 27. Topení a ventilace.

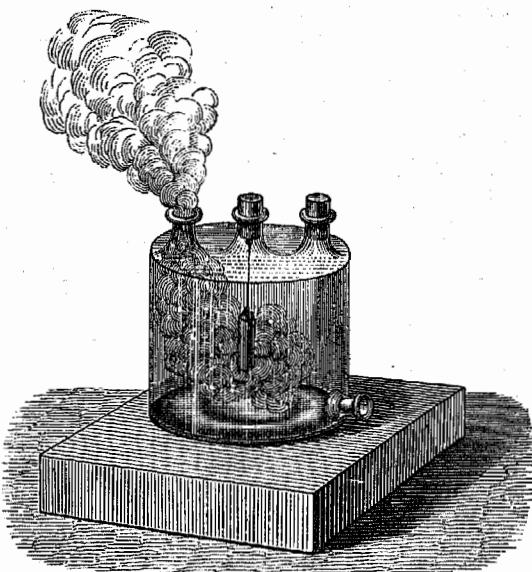
Pokus 34. Do prostranné lávce čtyřhrdlaté ponořme hořící svíci upevněnou na ohnutém drátu prostředním hrdlem, kdežto ostatní hrdla korky ucpejme (obr. 28.).

Pozorování. Svíce hoří vždy slaběji až uhasne. Podobně by i život zvířátko v uzavřené prostoře uhaslo.

Výsledek. Hořením a dýcháním se vzduch kazí a musí se proto obnovovati.

Pokus 35. a) V téže lávvi jako u 34. pok. držme hořící svíci, hrdlo u dna jest však otevřené — svíce hoří stále stejně.

b) Naplňme láhev kouřem otevrouc hořejší hrdla — kouř toliko nepatrňe z lávve uniká.



Obr. 28. Znázorněná ventilace.

c) Vstrčme prostředním hrdlem rozpálený železný váleček [upevněný na drátu do láhve kouřem naplněné a ucpejme láhev úplně. Vzduch proudí mocně v láhvì, pokud je váleček teplý. (Toť přirovnání s uzavřenou a vytápěnou světnicí.)

d) Opakujme pokus otevrouce postranní hrdlo a hrdlo u dna. Vzduch proudí hrdlem u dna do láhvì a kouř nahoru z láhvì dosti rychle.

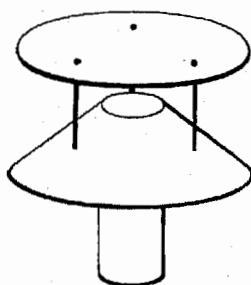
e) Vyřízneme z lepenky model klobouku na komín (obr. 28') a nasadme na láhev, foukajice vzduch rourkou na klobouk v rozličných směrech.

Jaká pravidla lze odvoditi z pokusu těchto pro řádnou ventilaci? — Který pokus znázorňuje vydatný spůsob ventilace u vytápěné světnice?

Teplý vzduch jest vždy lehčí studeného, proto stoupá teplý kouř do výše a ochladiv se, klesá k zemi. Proto se chvěje vzduch nad ohněm, proto jiskry při požáru daleko litají.

Plyny rozličně teplé se pronikají č. diffundují. Jen diffusí plynu lze si vysvětliti oteplování vzduchu ve světnici.

Ve vytápěné světnici proudí vzduch ustavičně tím spůsobem, že oteplený vzduch stoupá do výše, proudí podél stropu a ochlazen padá podél stěn k zemi, aby opět se ohřál a cestu vytíknutou dále konal.



Obr. 28'. Modell klobouku na komín.

Podobně se otepluje a proudí vzduch v přírodě. Silně ohřatý vzduch stoupá na rovníku do výše, proudí od rovníka směrem k točnám, ochlazuje se a padá ponenáhlu k zemi, aby opět ku rovníku proudil. Odtud větry, proudy aequatorialní a polární.

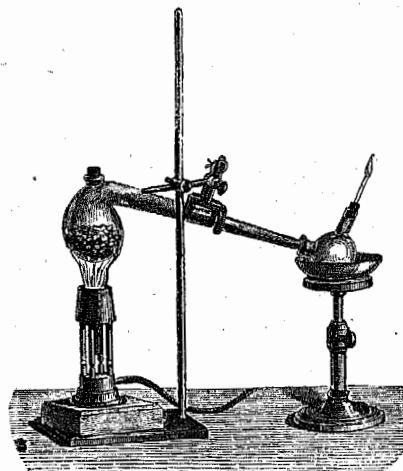
Jak se větrají č. ventilují naše příbytky? Obyčejně nepřilehají těsně okna a dvěře, mimo to jsou stěny porovaté; proto vytápí-li se příbytek, obnovuje se vzduch v něm stále. Toť přirozená ventilace.

Přirozená ventilace však nepostačí, jestliže po delší dobu více lidí pohromadě díví. V tom případu se pomáhá ventilatory vzduch v příbytku obnovovat.

Viděti pak z pokusů právě předvedených, že má býtí při každé ventilaci otvor při stropu ku odvádění teplého, zkaženého vzduchu a jiný otvor při podlaze, kterým studený, čerstvý vzduch se přivádí.

§. 28. Suchá destilace, svitiplyn a osvětlování.

1. Suchá destilace.



Obr. 29. Suchá destilace kamenného uhlí.
vyvíjejíce při tom hnědé plyny, které kapalní, a bezbarvy svitiplyn,
zůstavujíce porovaté uhlí zpět (kok č. coaks). Takovéto pálení látek
v uzavřené prostoře slove suchá destilace, sražená černá kapalina
slove dehet a černý porovatý zbytek uhlí (u kam. uhlí kok).

2. O svitiplynu.

Pokus 36. Napláme as do polovice skumavku pilinami, nasadme korek, v němž větkána jest rourka, a žíhejme.

Pozorování. Piliny černají, tvoří se hnědé páry, které na chladné části v hnědou kapalinu se srázejí, rourkou pak uniká bezbarvy páchnoucí plyn, který byv zapálen hoří svítivým plamenem.

Pokus 37. Ve křivuli spojené s chlazeným jímadlem žíhejme drobně utlučené uhlí kamenné (obr. 29.).

Pozorování. Vyvijí se hnědé plyny, které se částečně srázejí v černou kapalinu, nesražený plyn hoří svítivým plamenem.

Výsledek. Dříví a uhlí žíhány byvše v uzavřené nádobě černají, vyvíjejíce při tom hnědé plyny, které kapalní, a bezbarvy svitiplyn, zůstavujíce porovaté uhlí zpět (kok č. coaks). Takovéto pálení látek v uzavřené prostoře slove suchá destilace, sražená černá kapalina slove dehet a černý porovatý zbytek uhlí (u kam. uhlí kok).

Pokus 38. V porcelanovém tyglíku žíhejme kousek stearinu neb vosku.

Pozorování. Stearin se rychle roztápi, vře a vydává plyny, ježto se vznítí v jasný plamen (obr. 30.).

Výsledek. Toč výroba svitiplynu v malém.

Složení svitiplynu. Svitiplyn se skládá:
z uhlovodíka lehkého C_2H_4 35—45 %,
z uhlovodíka těžkého C_4H_4 5—10 %,
z vodíka H 40—50 %, z kysličníka uhelnatého CO 4—8 %.

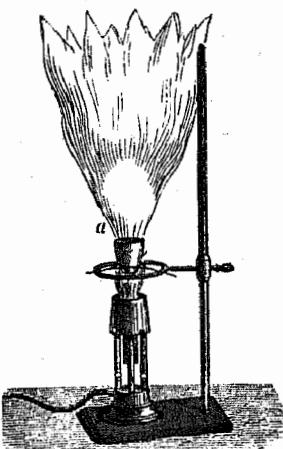
Mimo to bývá znečistěn sirovodíkem, čpavkem a kysličníkem uhličitým.

Uhlovodík lehký č. plyn bahnatý (methan).

Pokus 39. Nachyťtejme plynu bahnatého do láhve z bahna (obr. 31.), jestli se přiležitosti k tomu naskytá. Pohodlněji ho nabudeme pálením hašeného vápna s kyselinou octovou.

a) Obraťme láhev plynu naplněnou otvorem dolů a vstrčme do ní hořící trásku. Plyn se vznítí a hoří plamenem nesvítivým, trásky v něm hasne.

b) Naplňme do $\frac{1}{3}$ válc plynem a ostatní vzduchem a zapalme směs — směs prudce zahoří a třaská.



Obr. 30. Výroba svitiplynu v malém.

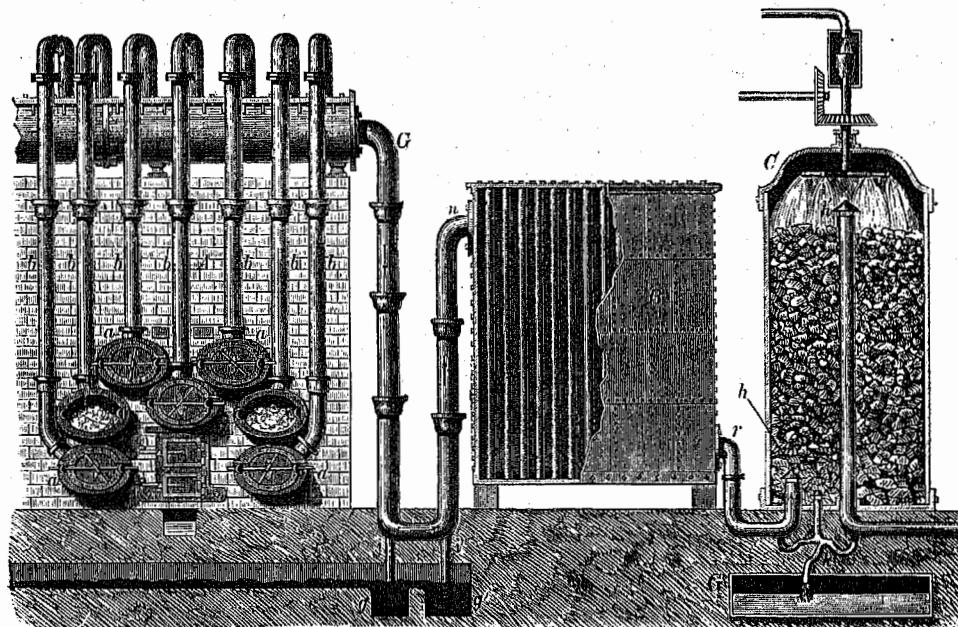


Obr. 31. Chytání bahnatého plynu.

Výsledek. Vlastnosti plynu bahnatého. Jest plyn bezbarvý, lehčí vzduchu, hut. = 0·55, hoří plamenem nesvítivým, hoření nepodporuje, smíšen se vzduchem a byv zapálen, silně třaská. Příčina třaskáně jest ta, že se spaluje v plyny: $C_2H_4 + O_2 = 2CO_2 + 4HO$, ježto se

nemírně zahřejí a roztáhnou a odtud pak prudké otřesení vzduchu — třask.

V přírodě se tvoří plyn bahnatý všude tam, kde rostliny bez vzduchu avšak u přítomnosti vody se rozkládají č. hnijí, na př. v bahnech a dolech uhelných.



Obr. 32. a

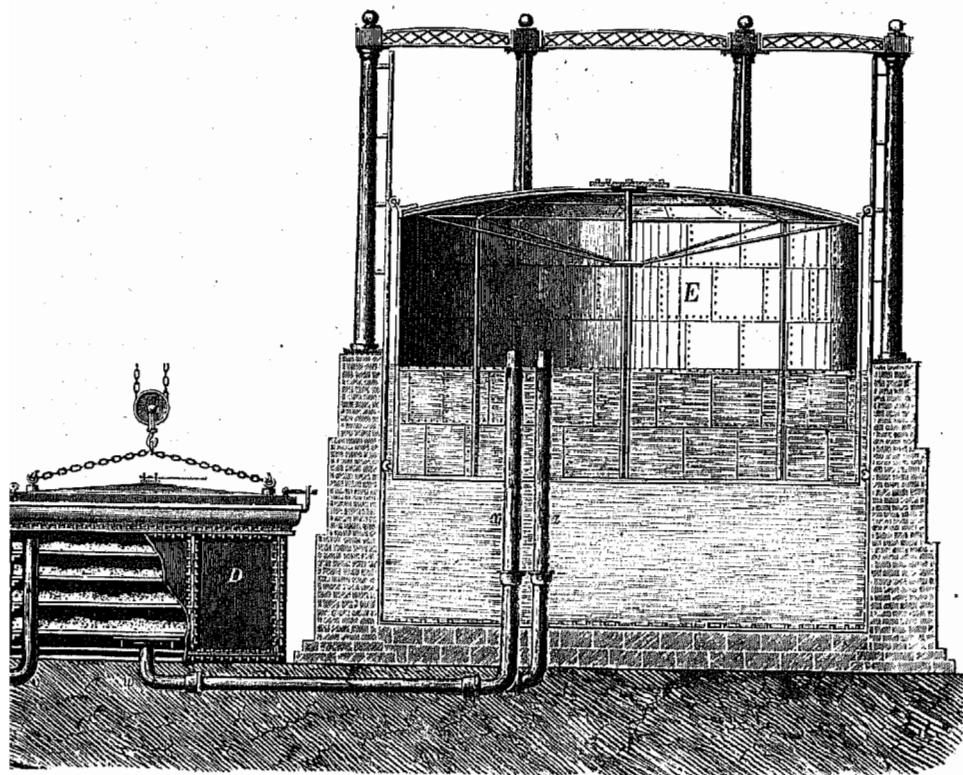
V dolech se často hromadí a mísí se vzduchem; směs tato byla již přičinou četných výbuchů v dolech uhelných, při čemž tisice životů na zmar přišlo. Odtud jméno třaskavé povětrí horníkův. Výbuchům v dolech lze zabránit kahanem Davyho.

Těžký uhlovodík č. plyn olejní (ethylen).

Pokus 40. V baňce (neb tolíko ve skumavce) opatrně smíchejme 3 objemy kyseliny sírové s 1 objemem sehnáneho líhu a přičíme něco písku. Spojíce pak baňku pomocí rourky s vanou plynopudnou, zahřívejme na písečné lázni a chyťtejme plyn do báň opatřené kohoutkem.

Pozorování. Vyvíjí se prudce bezbarvý plyn, který byv zapálen hoří jasným plamenem.

Výsledek: Tvoří se těžký uhlovodík. Jest to plyn bezbarvý, hut. = 0,97, hoří svítivým plamenem, neboť se při hoření rozkládá: $C_4 H_4 = C_2 H_4 + C_2$; $C_2 H_4$ hoří plamenem, kdežto C_2 se mocně rozpaluje a působí svítivost plamene.



33. Plynárna.

Výroba svitiplynu. Svitiplyn se vyrábí ve velkém v plynárnách suchou destilací kamenného uhlí.

V peci *A* (obr. 32.) se topí pod válci *aa* z ohnivzdorné hlíny. Válci jsou naplněny do $\frac{2}{3}$ uhlím a uzavřeny před vzduchem. Rourami *bb* se odvádí plyny do hydrauliky, kde část plynů kapalní v dehet, nesražené plyny unikají rourou *G* do chladiče *B* (condensatoru), odtud proudí plyn rourou *r* do vymývače *C*, který jest kokem naplněn a stále protékající vodou napájen. Rourou *h'* uniká plyn do čističe *D* (obr. 33.), kde prostupovatimu směsi skládající se z pilin, zvětralé skalice (železné) a hašeného vápna (směs Lamingova). Z čističe uniká konečně plyn rourou *w* do plynovenemu, odkud se dále rozvádí. V hydraulice a chladiči se srážejí hlavně dehet a vody čpavkové, ve vymývači se pohlcuje vodou hlavně čpavek, něco kysličnska uhličitého a sirovodíkska, konečně v čističi pozbývá svitiplyn poslední zbytky nečistot, hlavně sirovodíkska.

Užívá se svitiplynu mimo k osvětlování též ku naplnění balonův, jelikož jest lehčí vzduchu, hut. = 0·4–0·5. Z 50 kgr. nabýváme

průměrně 14 kr. m. svitiplynu. Plzeňské deskové uhlí z pánve Nýřanské dává až 18 kr. m. plynu.

R. 1792 osvětloval poprvé Murdoch svůj dům svitiplynem, r. 1814 osvětlen Londýn a mnohem později ostatní velká města.

3. Osvětlování.

Pozorujice děj okysličování, viděli jsme posud při hoření různých těl dva rozdíly: některá z nich na př. uhlí a železo hořela na vzduchu i v kyslíku bez plamene, toliko doutnajíce neb řeřavějíce; jiná naproti tomu jasný a horký plamen vydávají jako: hořčík, zinek, fosfor, svitiplyn a j.

Již svrchu bylo dokázáno, že obyčejné hořlaviny byvše rozpáleny dostatečnou měrou vesměs C_2H_4 a C_4H_4 poskytují: podobně se děje, když sirkou svíci rozsvětlujeme. Ta počne brzo vydávat plyn uhlovodíkový, který pak dotkna se plamene blízkého chytí sám a potom již hořením tolik tepla vydává, že i po odstranění plamene ku podpálení potřebného uhlovodísky tvoří.

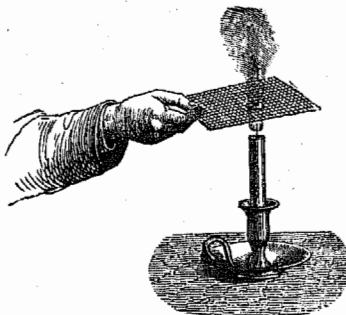
I zde máme suchou destilaci, jen s tím rozdílem, že horko k ní potřebné spálení jedné částky paliva samého se tvoří.

Platí pak u věci té pravidlo: plamenem hoří těla taková, která při teplotě zápalné mění se v plyny hořlavé; doutnají nebo řeřavějí taková těla, která v plyn se nemění. Plamen jest hořící plyn.

U plamene obyčejného rozeznáváme tři částky: vnitřní namodralou a nesvítivou část *a* (obr. 34.), svítivý kužel *efg* a konečně zevnitřní skoro neviditelnou část *bcd* obalující jako plášt celý plamen.



Obr. 34. Plamen svíčky.



Obr. 35. Vnitřek plamene.

Učíme si průřez plamene pomocí husté drátěné sítě (obr. 35.): plamen hoří pouze pod sítí, kdežto nad sítí unikají plyny jako po zhasnutí plamene. Vnitřek plamene jeví se jako tmavé jádro, (toť malá plynárna plamen živící), které jest obklopeno světlým pruhem. Sít se rozžhavení teprve mimo světlý pruh.

Vysvětliti tyto zkušenosti není nesnadno. Víme, že ku hoření kyslíka (vzduchu) třeba, avšak plyn uvnitř hořeti neimůže, jen na povrchu, kde se vzduchu dotýká; vnitřní část plamene ač nehoří, předce hořícím kolkol obalem velmi se rozhřívá.

Ježto víme, že $C_4H_4 = C_2H_4 + C_2$, tož patrno, že rozklad ten v temné části plamene se děje. Viděti to z toho, že chladné těleso ve svítivém plameni rychle se sazemi pokrývá, kdežto okraj plamene jest nejpalcivější.

Svítivost plamenů závisí:

1. Na pevném tělu v plameni drobně rozptýleném.
2. Na hustotě plynů hořících.
3. Na teplotě plamene.

V obecných plamenech působí svítivost hlavně uhlík v drobounkém prášku v plameni plující (saze), který se rozpaluje horkem plamene na bělo. Svítivé plameny očazuji nádoby, nesvítivé nikoliv. Prvých se užívá hlavně ku osvětlování, druhých ku topení.

Kterak lze spásobiti Bunsenovým kahanem na plyn plamen svítivý a plamen nesvítivý? Jak můžeme působiti dmuchávkou a měchem na plamen? Při kterých pokusech jsme viděli plameny svítivé a při kterých nesvítivé?

Podobně jako při topení staráme se i při osvětlování o dostatek kyslíka, aby hoření bylo jak možno úplné. Děje se to u svící knotem, u lamp mířízkou a cylindrem. U svítiv uhlíkem bohatších (petrolej, photogen, paraffin) užívá se proto tenkých a širokých knotů, u svítiv uhlíkem chudších (mastné oleje, tuky) užívá se knotů tenkých a kulatých.

Přirovnejte hořící petrolejovou lampu k vytápěcím kamnům!

§. 29. Hoření a dýchání.

Pokus 41. Foukejme rourkou do vápenné vody (obr. 36) — tvoří se bílá sraženina, právě tak, jako když jsme vedli plyn hořením uhlíka vzniklý (CO_2) do vápenné vody.

Pokus 42. Foukejme rourkou po delší dobu do roztoku laku — laku červená.

Výsledek. Dýcháním se tvoří týž plyn jako hořením uhlí — totiž kysličník uhlíčity CO_2 .

Odrostlý člověk vydýchá tolík CO_2 , jako vydá velká lampa petrolejová



Obr. 36. Dýcháním se vylučuje CO_2 .

neb 2 hořící svíce. Ježto se tvoří spalováním vodíka voda a paliva drží dosti vodíka, vzniká hořením paliv vždy vedle kysličníka uhličitého též vodní pára. Také dýcháním se odlučuje vedle CO_2 vodní pára, ježto se sráží na př. na skle, jestli na ně dechneme. Voda dýcháním vyloučená arcit nepovstala všecka spalováním vodíka, ježto se dýcháním i nadbytek vody do těla přijatý vyloučuje. Za hodinu vydýchá člověk v celku as 20 gr. rozličných plynů.

Zplodiny hoření a dýchání jsou tedy tytéž, totiž kysličník uhličitý a voda, proto jest také dýchání pouhé okysličování jako hoření.

V plízcích koluje ustavičně $\frac{1}{3}$ veškeré krve a ve 24 hodinách proběhne každé tělisko krevní 8000kráte dráhu tělem. Plíce úplně vyvinuté a rozložené měří 60–80 cm², právě tolik jako celý povrch těla.

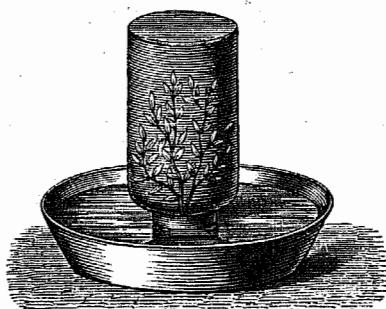
Přirovnávajíce dýchání k hoření, můžeme také přirovnati tělo kamnům vytápěným. Tělo sálá teplo podobně jako kamna, arcit nepřekročí teplota tělesná 36–38°. Původ tepla tělesného jest týž, jako původ tepla v kamnech: obě jest uvolněné teplo sluneční.

Pokrmy i nápoje přicházejí do žaludku jako palivo do peci, která jest spojena s popelníkem pomocí roštů podobně jako jest spojen žaludek se střevem. K ohništi náležejí rošt a tahy, které vzduch přivádějí — tož plíce a soustava žil u těla. Při dýchání jest vchod a východ plynů týž, jinak tomu při hoření v kamnech. Nesmíme si však mysliti, že se děje spalování v těle toliko v plízcích, dějištěm spalování toho jsou všeliká tkаниva v plízcích i mimo plíce.

Tělu jsou mnohé potraviny více palivem než-li pokrmem — (škrob, cukr, tuky a lžíčky), skládají se z týchž prvků uhlíka, vodíka a kyslíka jako paliva — tož potraviny dyšné (Respirationsmittel).

Látky bílkovité či dusičnaté živí tělo, sloužíce mu k obnovování opotřebených částí — tož potraviny skutečné č. plastické.

§. 30. Poměr zvířat a rostlin ke vzduchu.



Obr. 37. Rostliny dýchají CO_2 a vylučují O_2 .

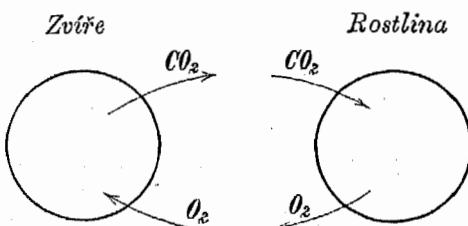
Pokus 43. Vpravme do láhvě něco rostlin, nejlépe řeřichu potoční a naplňme pak láhev úplně vodou, která drží CO_2 , postavme obráceně láhev do vody a zůstavme na denním světle (obr. 37.)

Pozorování. Po několika hodinách lze pozorovati na listech malé bublinky plynu, který se u dna láhvě hrromadí; že jest vyloučený plyn kyslík a že z vody kysličník uhličitý zmizel, snadno se přesvědčíme. Kterak?

Výsledek. Rostliny vydychují kysličník uhličitý, rozkládají ho za

spolupůsobení denního světla a zelené listové v uhlík a kyslík: $\text{CO}_2 = \text{C} + \text{O}_2$.

Uhlík přetvořují č. assimilují rostliny v rozličná těla rostlinná, kdežto kyslík vzduchu vracejí. Přirovnávajíce zvířata k rostlinám v tomto směru, vidíme obrácený poměr: Zvířata vzdach kazí, ubírajíce mu kyslíka, vylučují kysličník uhličitý. Ve vzduchu vydýchaném jest 100kráte tolik kysličníka uhličitého, jako ve vzduchu dýchauém (4% , 0.04%). Rostliny však působí opět rovnováhu, vdechujíce kysličník uhličitý, vracejí kyslík vzdachu. Označme si zvíře a rostlinu kruhy, pak lze poměr ten takto znázorniti:



Podobně se nám jeví koloběh hmoty v přírodě i v jiných případech. Z poměru zvířat a rostlin ku vzduchu jest patrná stálost složení vzduchu.

Skládá se vzduch na všech místech povrchu zemského ve 100 objemech průměrně takto: 78.35 dusíka, 20.77 kyslíka, 0.84 vodní páry, 0.04 kysličníka uhličitého.

Viděti ze vzájemného poměru zvířat a rostlin patrně obecnou závislost v přírodě; bez rostlin neobstojí živočichové, bez nerostů a živočichů rostliny.

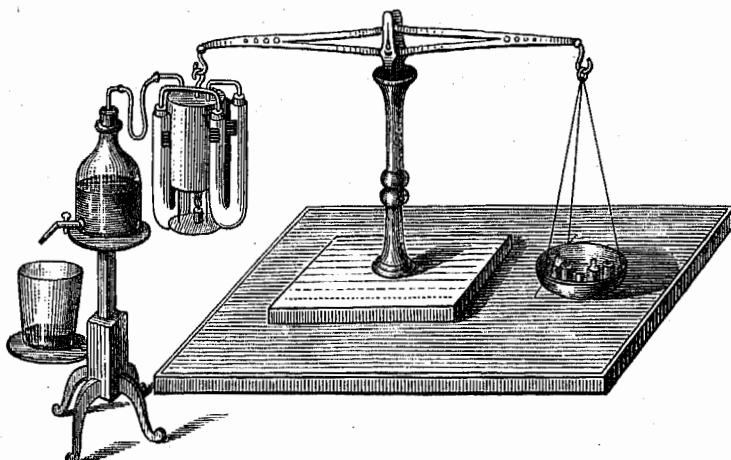
§. 31. Zákon o zachování hmoty.

Pokus 44. Na konec vahadla zavěsme bubínek z bílého plechu zhotovený *), pod kterým jest svíce upevněna (obr. 38.). Plynné zplodiny vyssává aspirator do dvou rourek podoby U, v prvé rource jest chlorid vápenatý neb pemza nasáknutá kyselinou sírovou, v druhé velmi sehnáný roztok drasla. Učíme rovnováhu a zapalme svíci.

Pozorování. V krátké době klesá váha na straně, kde hoří svíce, v prvé rorce se pohlcuje voda, v druhé se váže kysličník uhličitý.

Výsledek. Hořením palivu váhy přibývá o váhu kyslíka s palivem se sloučivším.

*) Každý klempíř zhotoví snadno takový bubínék a snadno se připojí rourky. Pokus se takto zdaří jistě, třeba jen opatrně vytékání vody z aspiratoru řídit.



Obr. 88. Váha zplodin hořící svíce.

Na př. celý strojek váží před zapálením svíce 22·35 gr.; když svíce 10 minut hořela, přibylo váhy 0·2 gr. Počítáme-li, že spotřebovaly uhlík a vodík ve svíci obsažené rovná množství kyslíka, nastává se otázka, mnoho-li uhlíka a vodíka shořelo za 10 minut?

$$\begin{aligned} \text{CO}_2 &= 6 + 16 = 22, \text{ HO} = 1 + 8 = 9 \\ 6 : 16 &= x : 0\cdot1 \\ x &= 0\cdot04 \text{ gr. C.} \\ 1 : 8 &= x : 0\cdot1 \\ x &= 0\cdot013 \text{ gr. H.} \end{aligned}$$

Kdybychom nechali shořeti svíci až do konce, tedy zrakům našim svíce sice zdánlivě zmizí, nezmizí však hmota její ve skutečnosti, anobrž toliko zdánlivě, jak nám to vážky ukazují. Hmota svíce se toliko mění v plynné sloučeniny oku sice neviditelné, ale předce važitelné.

Pokusem tímto dokázal Lavoisier (okolo r. 1770) pravou podstatu hoření, že totiž jest hoření slučování se paliva s kyslíkem, tedy pravý opak názoru theorie flogistické. Pokusem tím však také potvrdil zákon o zachování či nezrušitelnosti hmoty, který zní: Hmoty nemůže ubytí ani přibytí, hmota se jen proměňuje a obíhá v těch nejrozmanitějších podobách.

Lavoisier užív v chemii při svém bádání poprvé vážek ukázal, že váha jest nejspolehlivější měrou hmoty. Tím pak razil novou dráhu bádání chemickému. Od té doby stala se chemie zvláštní samostatnou vědou.

V. Hlava. Prvky halové a jich sloučeniny s vodíkem a s kovy.

§. 32. V kyslíku nespalitelné prvky.

Jako jsme poznali u kovů, že stříbro, zlato a platina přímo se s kyslíkem neslučují a tedy spáliti jich nelze, tak jsou i mezi nekovy takové prvky, které se přímo s kyslíkem neslučují. Jsou to vedle již známého v té přičině dusíka: chlor, brom, iod a fluor. Zabývajíce se posud toliko prvky a takovými sloučeninami podvojnými, ježto se přímým slučováním prvků tvoří, pojednáme tuto pouze o vlastnostech halových prvků a sloučeninách takových, kterých lze přímým slučováním nabýti.

§. 33. O chloru, iodu, bromu a fluoru.

Pokus 45. V baňce s pojíšťovací nálevkou (viz obr. 11.) vyvíjejme chlor z kyseliny chlorovodíkové pomocí burelu. Dlouhou, až na dno sahající rourou odvádějme chlor do válců. Válce se chlorem plní od dola do výšky. Naplníce takto 4—5 válců, pokryjme je deskami broušenými*) a učiňme tyto pokusy:

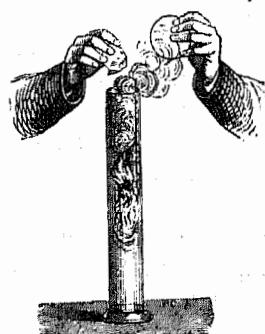
a) Do prvého válce strčme něco květin, ostřížky pestrých kartounů, kousek popsaného a potištěného papíru, povlhčice je dříve vodou.

Pozorování. Brzo zmizí barvy na květinách i kartounech, zmizí písmo nikoliv však tisk.

b) Do druhého válce strčme něco pozlátka (obr. 39.), stříbřítka a folie cínové.

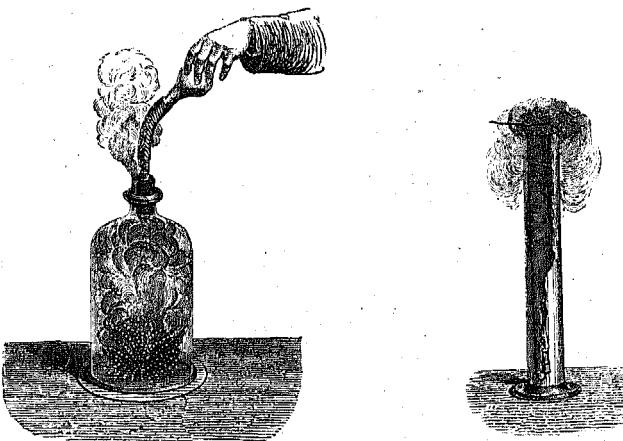
Pozorování. Pozlátko a stříbřítko shoří skvěle, prvé vyvinuje bílé, druhé pak hnědé dýmy, folie se rozpálí teprv později a shoří plamenem v blou hmotu.

c) Do válce (neb báňček hrdaté) s chlorem sypejme na drobno utlučený a něco ohřátý antimón (obr. 40.).



Obr. 39. Pozlátko a folie hoří ve chloru.

*) Jelikož malíčko chloru vdechnutého působí již kašel, více chloru zapálení dýchadel, dušnost ano i chrlení krve, musí se velmi opatrně s ním zacházet. S chlorem pracuje se vždy v místnosti větrané, nakropí se na podlahu čpavek aneb si přiváže s chlorem pracující horubu líhem nasáklou před ústa a nos.



Obr. 40. Antimon hoří ve chloru.

Obr. 41. Jak hoří obecný plamen
ve chloru.

Pozorování. Antimon se prudce ve chloru rozpálí dávaje překrásný ohnivý dešť.

d) Strémme hořící trásku (neb papír nasáknutý silicí terpentinovou) do chloru (obr. 41.).

Pozorování. Tráска neb papír hoří ve chloru plamenem silně čadivým, tak že se mnoho sazí ve válcí usazuje.

e) Svádějme chlor po delší dobu do studené vody. Voda pohlcuje mnoho chloru a barví se zeleně.

Výsledek: Vlastnosti chloru. Chlor jest plyn žlutavozelený, těžší vzduchu, hut. = 2·46, páchně odporně a dá se velkým tlakem zkапalnit. Chlor ničí č. bílé barviva ústrojná, rozpouští se snadno ve vodě, 1 míra vody 2 míry chloru. Roztok slove voda chlorová. Voda tato ukazuje všecky vlastnosti chloru a proto se jí místo plynného chloru často užívá.

Chlor se sloučuje prudce s kovy, čili jinak řečeno, kovy: antimón, cín, zinek, měď, sodík a j. hoří ve chloru. Zplodiny hoření slovou chloridy.

Objeven r. 1774 Scheelem, o rok později užito ho Bertholetem ku bílení, r. 1809 prohlášen za prvek a nazván Davym dle zelené barvy chloru.

Iod, brom a fluor.

1. Iod.

Pokus 46. Žihejme několik lístečků iodu ve skumavce uzavřené korkem, v němž je větkána rourka.

Pozorování. Nejprv se vzduch vypuzuje a pak skumavka temně fialovou parou iodu plní, načež se opět pára iodu ochlazením v drobounké krystallky sráží.

Pokus 47. V prvé skumavce polejme něco iodu vodou, v druhé pak líhem a ve třetí sirohlíkem.

Pozorování. Iod se rozpouští ve vodě také skrovne, snadno v líhu a sirohlíku.

Pokus 48. Přičiňme ku rozvařenému škrobu kapku roztoku iodu.

Pozorování. Okamžitě směs zmordrá, je-li studena.

Výsledek. Reakce tato jest tak citlivá, že i nepatrné sledy škrobu iodem a obráceně iodu škrobem poznati lze. Užívá se jí v pivovarství a lihovarství.

Vlastnosti iodu. Iod jest při obecné teplotě tělo krystallované v šupinkách kosočtverečných, lesku kovového, barvy černé. Podobá se lístečkům tuhy i okují, hut. = 495, roztápl se u 107° a dává temně fialové páry (odtud jméno). Rozpouští se snadno v líhu (tinktura iodová), málo ve vodě (voda iodová). Iod se vypařuje již i obecnou teplotou, páry páchnou skoro jako chlor a barví kůži na hnědo. Iod se slučuje s kovy v iodidy, avšak méně prudce než chlor.

Vyrábí se z iodidů obsažených v popelu rostlin mořských.

Užívá se ho v lékařství vnitřním i zevnitřním jakož i ve fotografii.
Objeven r. 1820 od Courtois.

2. Brom.

Pokus 49. Zůstavme na hodinkovém sklíčku něco bromu, poklopíce ho bání skleněnou.

Pozorování. Brom se vypařuje již obecnou teplotou, páry páchnou zvláště odporně (odtud jméno).

Vlastnosti bromu. Brom jest kapalina tmavohnědá, hut. = 29, tuhne u — 7° v tělo pevné barvy olověné, vypařuje se rychle na vzduchu, páry páchnou odporně a působí jako chlor a iod jedovatě, zvláště však na oči. Brom vře již u 50°, rozpouští se málo ve vodě (voda bromová), snadno v líhu (tinktura bromová).

Vyrábí se z bromidů obsažených v matečném louhu po dobývání kuchyňské soli z vody mořské.

Objeven r. 1826 Balardem ve vodě středozemního moře.

3. Fluor.

Fluor jest posud málo prozkoumán, ve sloučeninách se podobá chloru, iodu a bromu.

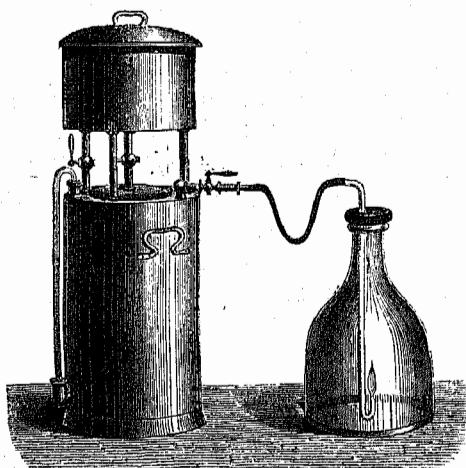
Památný jest tím, že se posud nepodařilo sloučiti ho s kyslíkem. Sloučenina fluoru s vodíkem leptá sklo, jak později poznáme. Vyskytá se v přírodě hlavně ve fluoritu a kryolithu.

§. 34. Vzájemnost prvků halových.

Pokus 50. Přičiňme ve skumavkách ku roztoku iodidu draselnatého a bromidu sodnatého něco chlorové vody.

Pozorování. V obou případech se směs zbarví na hnědo a snadno se přesvědčíme, že příčinou toho jest vyloučený iod a brom.

Výsledek. Chlor vylučuje iod a brom ze sloučenin. Pravíme, chlor jest mocnější iodu a bromu.



Obr. 42. Vodík hoří ve chloru.

Pokus 51. Vyvíjejme vodík a zapálíce ho na konci rourky, ponořme rourku tu do láhvě (neb válce) s chlorem (obr. 42.).

Pozorování. Vodík hoří ve chloru, pokud všeckel chlor není ztráven. Uzavrouce pak láhev překočme ji do vody a otevřeme pod vodou. Voda vniká prudce do láhvě a nabývá chuti silně kyslé a barví lakkmus na červeno.

Výsledek. Chlor se sloučuje s vodíkem velmi dychtivě a sice:

1. Za působení vyšší teploty.

2. Působením světla denního dle rovnice $\text{Cl} + \text{H} = \text{HCl}$.

Sloučenina HCl slove chlorovodík. Podobné sloučeniny s vodíkem dávají též iod, brom a fluor.

§. 35. Kyseliny vodíkové (HCl, HI, HBr, HFl).

1. *Kyselina chlorovodíková* HCl jest plyn bezbarvý, zápachu pronikavého, hut. = 1·26, rozpouští se snadno ve vodě (1 litr vody 400 litrů HCl). Takový nasycený roztok slove kyselina chlorovodíková č. kyselina solná (vyrábí se ze soli kuchyňské). HCl snadno téká z roztoku a sráží vodní páru v mlhu, pravíme kyselina solná dýmá na vzdachu. Kyselina solná jest dosti mocnou kyselinou a nalézá proto přehojného užívání.

2. HI, HBr, HFl.

Pokus 52. V baňce vypařme něco bromu a ponořme do ní rourku s hořícím vodíkem, mírně při tom baňku zahřívajíc (obr. 45.).

Pozorování. Vodík hoří v parách bromu.

Výsledek. Brom se slučuje s vodíkem při vyšší teplotě: $H + Br = HBr$.

I se s H přímo takto sloučiti nedá.

Hlavní výsledek. Podobně jako se slučuje přímo chlor a brom s vodíkem, slučují se též s kovy. Chlor se slučuje s kovy velmi prudce, brom již pomalu, iod se často již ani neslučuje. Chlorovodík, bromovodík, iodovodík a fluorovodík jsou vesměs bezbarvé, snadno ve vodě rozpustné plyny. Roztoky jsou kyselinami a slovo obecně kyseliny vodíkové na rozdíl od kyselin ostatních, v nichž tvoří vodík podstatnou součást, o čemž se později přesvědčíme.

Uhrnný výsledek: Chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy jsou analogně složeny s kysličníky, drží místo kyslíka prvky Cl, I, Br a Fl. Rozeznávají se však od kysličníků podstatně ve vlastnostech: rozpouštějí se vesměs více méně snadno ve vodě, vyjma chloridy, iodidy a bromidy, stříbra, rtuti a olova. Chloridy, bromidy a iodidy těžkých kovů, hliníka a všech nekovů jsou chuti kyselé, červení lakmus; chovají se tedy jako kyseliny. Kyselina solná jest v přičině té kyselinou nejmocnější. Chloridy, iodidy a bromidy kovů lehkých jsou chuti slané neb slanopalčivé, na lakmus nepůsobi.

Od nejstarších dob známá sůl kuchyňská jest vzorem těchto sloučenin. Proto sluly chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy dříve soli halové a prvky Cl, Br, I, Fl prvky solitvorné (halogene). — Ježto jest znám veliký počet solí, které prvku těch postrádají, alebrž drží kov, kyslík a ještě jiný prvek, nazývány soli kyslikatými na rozdíl od solí halových (hal = sůl, halová sůl = solná sůl!). Proto se názu „soli halové“ vždy méně užívá, říká se správněji chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy; prvkům: Cl, Br, I a Fl jména halogenů však zůstala.

Kyseliny HCl, BrH, IH, FlH slovo kyseliny vodíkové na rozdíl od ostatních kyselin, ježto drží kyslík a které proto kyseliny kyslikaté služí.

§. 36. Přehled důležitějších chloridů, bromidů, iodidů a fluoridů.

| Jméno | Složení | Barva | Tvar | Nalezá se v přírodě nebo se vyrábí | Užívá se |
|---|--|----------------------|--|---|--|
| Chlorid sodnatý (kuchyňská sůl) | NaCl | bezbarvý | krychle nebo osmistény | v mořské vodě až 3%, v těváru kamenosolném | rozsáhle v domácnosti a v průmyslu chemickém |
| Bromid sodnatý | NaBr | bezbarvý | jednoklonné hranoly | v mořské vodě | K dělání sloučenin bromových |
| Chlorid draselnatý (sylvín) | KCl | bezbarvý | krychle nebo osmistény | v solech Stassfurt-ských, v solankách | k dělání salinytru a salajky |
| *Iodid draselnatý | KI | bezbarvý | krychle nebo osmistény | vyrábí se | v lékařství a fotografii |
| Chlorid vápenatý | CaCl ₂ + 2aq | bezbarvý | šesthranec sloupce | v mořské vodě a také se vyrábí | vypálený k využívání |
| *Fluorid vápenatý (fluorit, kuživec) | CaF ₂ | bílý, žlutý, hnědový | krychle a osmistény, kazivcovatý | hojný nerost | při tavení kovů, dělání porcelánu a glazur |
| Chlorid hořečnatý | MgCl + 2aq | bezbarvý | jednoklonný | v mořské vodě, v solankách a v Stassfurtě | smíšen s kysličníkem hořečnatým a vodou tuhne jako sádra |
| Chlorid barnatý | BaCl + 2aq | bezbarvý | kosočtverečné desky | vyrábí se | v rozborné chemii |
| Chlorid hlinitý | Al ₂ Cl ₅ | bezbarvý | šesthranec nebo bezbarvý, vlnité | vyrábí se | v barvířství a jírohářství |
| Fluorid hlinito-sodnatý (kryolith) | Al ₂ Fe ₃ + 3NaF | bezbarvý | skrytě vyhraněn podobá se ledu | Gronsko | k vyrábění hlinitka |
| Chlorid chromytý | Cr ₂ Cl ₃ | krásně žlutavý | listočky šesthranec | vyrábí se | skrovně jakožto barva |
| Chlorid zelenčnatý smadlo mění se v *Chlorid železitý | FeCl | barvy ocelové hnědý | listočky šesthranec roztažkavy | nestálý, mění se na vzdachu a hnědne, vyrábí se | k rozmanitým účelům |
| Chlorid zinečnatý | ZnCl | bílý | jehličky roztažkavé | vyrábí se | tvrdne jako MgCl, kterému v chování se podobá |
| Chlorid ciničtíký (spiritus fumans Libaví) | SnCl ₄ | bezbarvý | tekutina dýmající | vyrábí se | v barvířství pod jménem týska a kompozice |
| *Chlorid cínatý (stříbrná činová) | SnCl + 2aq | bílý | jednoklonné hranoly | vyrábí se | v barvířství a tiskarství jako mortidlo |
| Chlorid mědičnatý na vzduchu se mění v *Chlorid mědnatý | Cu ₂ Cl CuCl + 2aq | hnědý zelený | čtyřsrstevky kosočtverečné hranoly | vyrábí se | skrovně |
| Chlorid olovnatý (rohové olovo) | PbCl | bílý | kosočtverečné hranoly nebo podoba rohu | v kráteru Vesuvia jakožto Cotunnit | žáhaním připraví se směs chloridu a kysličníku olovnatému = kasselská žlut |
| *Iodid olovnatý | PbI | citrонové | listočky lesklé | vyrábí se | skrovně jako žluté barvy |
| Chlorid rtutičnatý (calomel) | Hg ₂ Cl | špinavě bílý | vlnkítě kryštallicky | vzácný jako rohová rtut, obyčejně vyrábí se | v lékařství |
| *Chlorid rtutičnatý (sublimát) | HgCl | bílý | kosočtverečné hranoly | vyrábí se | zvláště jadovatý, bráni hmyz |
| Iodid rtutičnatý *Iodid rtutnatý | Hg ₂ I HgI | zelený červený | kosočtver. hran. — | vyrábí se | skrovně jako barev |
| Chlorid stříbrnatý | AgCl | bílý | někdy podoby rohové | v Mexiku hojný, rohové stříbro | oba měně barvu na světle denním zvl. iodid se rozkládá a vylučuje jemný průsek stříbra. Základ fotografie. |
| *Iodid stříbrnatý | AgI | světle žlutý | bezbarvý | vyrábí se | pod jménem roztoku zlata |
| *Chlorid zlatový | AuCl ₃ | červenohnědý | roztažká na vzdachu | vyrábí se | jménem roztoku platiny |
| *Chlorid platičity | PtCl ₆ | červenohnědý | roztažká na vzdachu | vyrábí se | |

* Poznamenané sloučeniny se přímým sloučením připraviti nedají, vyrábí se proto jinak, jak později uslyší me.



II. ODDÍL.

Nepřímé slučování prvků v podvojně sloučeniny. Roztřídění prvků.

VII. Hlava. Hydridy č. sloučeniny vodíka.

S. 37. Všeobecné tvoření hydridů.

Poznali jsme posud kysličníky, sirníky, chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy, zábývají nám z podvojních sloučenin ještě hydridy.

Seznámili jsme se sice již s mnohými při různých příležitostech, tak s vodou při kyslíku a vodíku, při suché destilaci jsme slyšeli o uhlovodíčích, sirovodíku, čpavku, u halovců o chlorovodíku, iodovodíku, bromovodíku a fluorovodíku.

Tuto seznámení nám podrobněji zvláště důležité hydridy.

Hydridy nelze přímo připravovat jako kysličníky, sirníky a chloridy. **Tvoří** se obecně suchou destilací a hnitím ústrojnin.

Tak se tvoří hnitím ústrojnin sirnatých sirovodík, dusičnatých čpavek, fosfornatých fosforovodík. Lehký uhlovodík se tvoří podobným rozkladem každé ústrojny, proto jmenované hydridy vždy provází.

Prvkové nepůsobí vždy v sebe stejnou silou chemickou. V okamžiku, kdy prvek ze sloučeniny vystupuje, má svou slučivost ještě volnou, neseslabenou, proto působí vždy nejmocněji. Pravíme na př. vodík v okamžiku vývoje působí tak mocně v síru, dusíku, fosfor, arsen a uhlíku, že mu neodolají a s ním se slučují. Z toho stanoviska si vysvětlujeme tvoření hydridů suchou destilací a hnitím ústrojnin.

§. 38. O sirovodíku SH.

Pokus 53. Polejme v láhvi jako u vyvíjení vodíka (viz pokus 16.) sirník železnatý kyselinou solnou a vedme plyn do vody.

Pozorování. Vyvíjí se prudce sirovodík, který voda polilcuje (1 míra vody $2\frac{1}{2}$ míry plynu).

Výsledek. Chemický děj jest vzájemná výměna: $\text{FeS} + \text{HCl} = \text{FeCl} + \text{HS}$. Nasycený vodový roztok sirovodíka slove vodou sirovodíkovou a často se jí místo plynu užívá.

Pokus 54. Zapalme sirovodík, jak z rourky vystupuje a držme skleněnou báň nad plamenem.

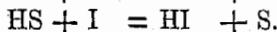
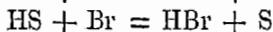
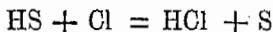
Pozorování. Sirovodík hoří plamenem nesvítivým, na báni se srážejí zplodiny hoření: $\text{SH} + \text{O}_3 = \text{SO}_2 + \text{HO}$, které snadno po vlastnostech poznáme.

Sirovodík se okysličuje pomalu též při obecné teplotě vzduchu, při čemž se však síra jakožto bílý prášek vylučuje: $\text{SH} + \text{O} = \text{HO} + \text{S}$. Důkazem toho jest voda sirovodíková, jež na vzduchu sírou se kalí. Tím lze vysvětliti vznik ryzí síry v přírodě, na př. na Sicilii, kde soptící Etna sirovodík vyvrhuje.

Pokus 55. Ve skumavce smíchejme vodu sirovodíkovou a vodu chlorovou.

Pozorování. Směs se kalí bílým práškem.

Výsledek. Chlor si ubírá vodík ze sirovodíka velmi dychtivě, podobně se však chovají též brom a iod:



Reakce té se užívá ku vyrábění HBr a HI, ježto přímo připravit nelze.

Vlastnosti sirovodíka. Sirovodík jest plyn bezbarvý, těžší vzduchu, hut. = 1·2, páchně odporně hnilymi vejci, tlakem 16 atmosfer kapalní. Sirovodík jest nad míru jedovatý, neboť již $\frac{1}{1000}$ ve vzduchu moří ptáky, $\frac{1}{100}$ větší zvěř na př. psy, koně. Lidé, kteří podzemní kanaly vyklizují, ubíhají často v nebezpečí udušení sirovodíkem.

Účinný prostředek proti působení sirovodíka jest voněti ku slabé chlorové vodě.

Sirovodík jest slabou kyselinou. O hojném užívání sirovodíka uslyšíme při vhodné příležitosti.

§. 39. Ammoniak č. čpavek = NH_3 . .

Pokus 56. a) V malém lze nabysti čpavku, když žíháme měrně něco směsi ze salmiaku a hašeného vápna ve skumavce (upravené jak obr. 7.), a chytáme plyn nad rtutí.

Pozorování. Vykví se bezbarvý plyn, jenž nad míru čpí hnilou moči až oči slzí, působí u přítomnosti vody jak zásada, jelikož červený lakmus jím modrá.

b) Svádějme čpavek do studené vody — voda ho dychtivě pochlouje. Nasycený vodový roztok slove žíravý ammoniak a jelikož se dříve pouze ze salmiaku vyráběl, zván trest salmiaková (Salmiakgeist).

c) Zůstavme na hodinkových sklíčkách něco kyseliny solné a něco žíravého ammoniaku pod skleněnou báni.

Pozorování. Brzo se naplní báň bílou mlhou, která se na stěnách sráží v krystallový prášek chuti slané.

Výsledek. Salmiak jest chlorid ammoniaty a vzniká addicí ammoniaku a chlorovodíku: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.

Salmiak lze přirovnati ku chloridu draselnatému neb sodnatému, kde sloučenina NH_4 zastupuje draslík neb sodík.

Sloučenina NH_4 slove ammonium a ježto zastupuje prvek, slove složený radikal. Složené radikaly jsou takové sloučeniny, jež tvoří společný základ celé řady složitějších sloučenin, zastupující v nich místa jednotlivých prvků.

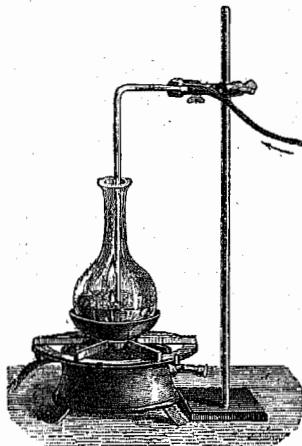
Výrobu čpavku ze salmiaku lze vyjádřiti: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaO} = \text{NH}_3 + \text{CaCl} + \text{HO}$, výrobu žíravého čpavku: $\text{NH}_3 + \text{HO} = \text{NH}_4\text{O}$, tvoření salmiaku: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$.

Pokus 57. a) Vařme v baňce něco žíravého ammoniaku, přivádějíce do baňky rourkou kyslík (obr. 43.) po delší dobu. Pak strčme do baňky hořící třísku.

Pozorování. Slyšetí slabý výbuch a kolkol otvoru objeví se zelenožlutý plamen, který potud tiše hoří, pokud se do baňky oba plyny přivádějí.

b) Opakujme pokus předcházející toliko s tím rozdílem, že strčíme místo hořící třísky do baňky rozpálenou spirálu z platinového drátu.

Pozorování. Spirala se mocně rozžláví a viděti kolkol ní z počátku bílé, později červené dýmy.



Obr. 43. Ammoniak hoří v kyslíku.

Výsledek. a) Ammoniak hoří v kyslíku, při čemž se uvolňuje dusík: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = 3\text{HO} + \text{N}$. b) Ammoniak se spaluje ponenáhlou a tu se okysličuje i vodík i dusík jeho, o čemž svědčí červené dýmy kysličníka dusíkového: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = 3\text{HO} + \text{NO}_2$.

Ponenáhlé spalování ammoniaku jest zvláště důležité v přírodě. V ornici se tvoří hnitím ústrojním dusičnatých obsažených v hnojivu stálý proud ammoniaku. Do zkypřené ornice má přístup vzduch a voda, čímž se působí ponenáhlé spalování ammoniaku v kyselinu dusíkovou a dusičnou, ježto pak rostlinám prospívají.

Toť nitrování ornice, děj to nad míru důležitý a obecný v přírodě. Nitrováním se ornice činí úrodnou.

Vlastnosti ammoniaku. Ammoniak jest plyn bezbarvý, nedýchatevný, čpí hniliou močí až oči slzí, kapalní velkým tlakem neb zimou (-40°). Kapalný ammoniak se nad míru rychle vypařuje a mnoho tepla utahuje. Lze užiti kapalného NH_3 podobně jako kapalného CO_2 k dělání ledu v Carreově stroji. Ammoniak jest plyn velmi lehký, hut. = 0·59, rozpouští se snadno ve vodě (1 mlra vody až 1050 mér NH_3), nasycený roztok slove žíravý ammoniak (liquor ammonii caustici). Žíravý ammoniak jest chuti žíravé, lakmus modrý, chová se tedy jako alkalie (zásady). Rozeznává se od alkalií hlavně snadnou těkavostí, odtud také těkavou alkalií slove.

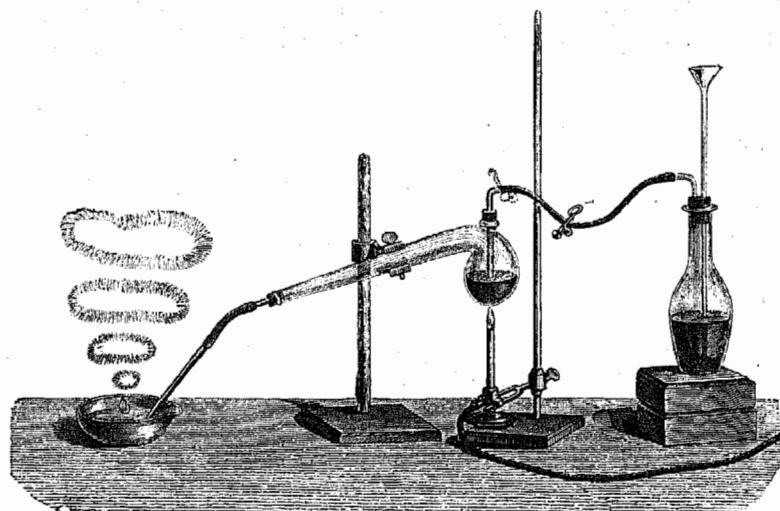
§. 40. Fosforovodík plynný = PH_3 .

Pokus 58. Vytlačme vodíkem z křívule vzduch (obr. 44.). Když jsme se přesvědčili, že již čistý vodík z křívule vychází, přerušme tlačkou spojení křívule s apparátem vodíkovým. Pak zahřívejme opatrně křívuli, v níž je rozreděný louth draselnatý a něco málo fosforu. V misce, do které se plyn vede, nalézá se teplá voda.*)

Pozorování. Brzo se vyvíjí bezbarvý plyn, jenž páchně hnilymi rybami a česnekkem zároveň. Jakmile vypluje bublinka plynu nad vodu, vznítí se ihned v plamen a je slabý výbuch slyšet. Zplodiny hoření tvoří krásné kroužky blílého dýmu, jež do výše vystupují.

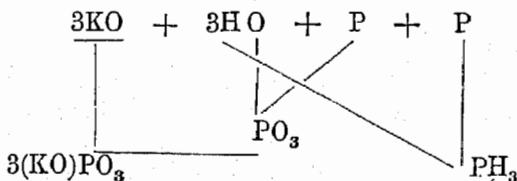
Výsledek. Volný fosfor jeví velkou slučivost ku kyslíku, tak že si ho i z vody ubírá a se okysličuje u přítomnosti drasla, zvláště

*) Tako se zdaří pokus bez nebezpečného výbuchu, třeba jen úplně vytlačit vzduch z křívule a po ukončení pokusu zabránit vstupu vzduchu do křívule, pokud se tam fosforovodík nalézá.



Obr. 44. Příprava samozápalného fosforovodíku.

když se vyšší teplotou napomáhá. Avšak i vodíku v okamžiku zrodu nedovede fosfor vzdorovati, anobrž se sloučují ve fosforovodík. Děj lze znázornit:



Při tom se tvoří též malinko tekutého fosforovodíka (PH_2), který je vlastní příčinou samozápalnosti plynu.

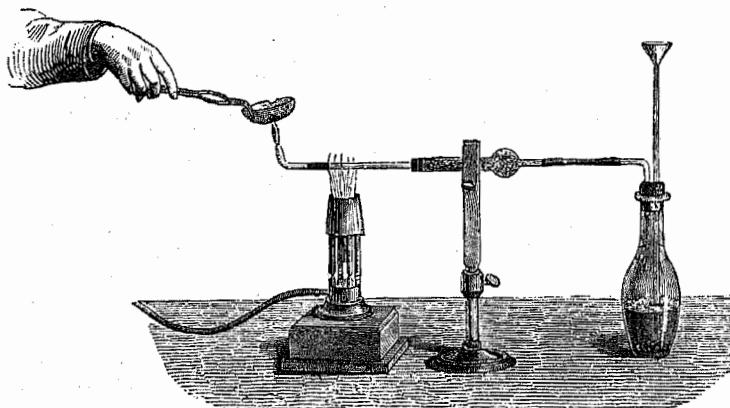
Hořením PH_3 se tvoří: $\text{PH}_3 + \text{O}_2 = \text{PO}_5 + 3\text{HO}$.

Kde se tvoří tytéž zplodiny? Jest oprávněná domněnka, že se tvoří fosforovodíky hnitím ústrojním zvěřecích, na př. v bahnech, a že jsou pak příčinou světelek č. bludiček.

§. 41. Arsenovodík = AsH_3 .

Pokus 59. K apparátu na vodík připojmě vysušovací rourku s chloridem vápenatým a k této pomocí kaučuku upevněme trubici z českého skla, ježto je na konci ohnuta a zúžena (obr. 45). Když uchází z rourky

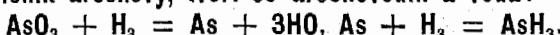
čistý vodík,* zapalme ho a přičiněme do apparátu kapku roztoku sloučeniny arsenové. Pak držme porcelanovou desku do plameni žíhající při tom rourku Marshova.



Obr. 45. Marshova průba.

Pozorování. Vodík hoří plamenem nesvítivým; jakmile jsme však přičinili do apparátu sloučeniny arsenové, změní plamen barvu do modrošedé, na desce porcelanové i v rouře se sráží kovolesklé zrcadlo arsenové.

Výsledek. Vodík v okamžiku zrodu rozkládá sloučeniny arsenové na př. kysličník arsenový, tvoří se arseenovodík a voda:



V rozpálené trubici se opět arseenovodík rozkládá, arseen se sráží v podobě kovolesklého zrcadla a vodík uniká: $\text{AsH}_3 = \text{As} + \text{H}_2$.

Zkouška tato nazvana po původci Marshovi „průbou Marshovou.“ Užívá se jí k u vypátrání arsenových sloučenin v případech otrávení. Lze jí vypátrati i nepatrné sledy arsenu a jeho sloučenin.

Nutno však vždy napřed provést Marshovu průbu s pouhým zinkem a kyselinou sírovou, protože bývají často arsenem neb jeho sloučeninami znečištěny a patrná zrcadla arsenová dávají.

Antimonovodík = SbH_3 . Tvoří se podobně jako AsH_3 , jemuž se i velice podobá. Byv pálen zůstavuje v trubici zrcadlo antimonové, které však je tmavší a méně lesklé arsenového.

Účinky hydridů na zdraví. Všecky hydridy více méně páchnou a často tak osoblivě, že je lze po zápachu poznati. Všecky působí jedovatě. Nejjedovatější jest arsenovodík. Několik bublinek usmrtilo chemika Gehlena. Již zápachem se hydridy prozrazují, a toť pravé štěsti, jinak by člověk jedl těchto jakožto bezbarvých plynů ve vzduchu ani nepoznal.

* O čemž neopomeňme se nikdy přesvědčiti, abychom výbuchu předešli. Šetřme však i ostatní pravidla, jak byla udána u vodíka.

Již k vůli zdraví třeba s nimi opatrně zacházeti. Zvláště sirovodík a ammoniak otravují často vzduch, vznikajíce hnitím ústrojní, zvláště odpadků živočišných. Později uslyšíme, jak a čím je lze zrušiti a zápach odstraniti.

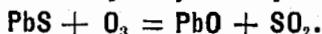
VII. Hlava. Přetvořování podvojných sloučenin.

§. 42. Převádění sirníků v kysličníky a dobývání kovů ze sirníkův.

Pokus 60. Žihejme na železném plechu neb v porcelanovém tyglíku prášek leštěnce olověného a pilně jím míchejme, aby vzduch co nejvíce působiti mohl.

Pozorování. Leštěnec žloutne a čichem poznáme, že se síra spaluje.

Výsledek. Leštěnec se okysličuje v klejt a kysličník sirčitý:



Pokus 61. Žihejme sirník zinečnatý v rouře v proudu vzduchu.

Pozorování. Sirník v rouře bělá a plyn siřičitý z roury uniká.

Výsledek. Izde jako u předcházejícího pokusu jest děj chemický dvojitě sčítání: $\text{ZnS} + \text{O}_3 = \text{ZnO} + \text{SO}_2$.

Právě tak se chovají při pálení na vzduchu tyto sirníky: NiS , CoS , MnS , CuS , SbS_3 , BiS_3 , AsS_3 a j.

Podobně se okysličují arsenidy, ježto sirníky v přírodě často provázejí. Okysličování sirníkův jest děj velmi památný, protože se ho často užívá v metallurgii, když se kovy ze sirníkův dobývají.

Slovo pak obecně pálení sirníkův na vzduchu pražení.

Pražení sirníkův se koualo původně v hromadách podobných milířům.

Nyní se praží sirníky na ohniskách pražecích (štádlech), při čemž lze pražení volně řídit a proto jest práce dříve u konce.

Rozeznáváme peci šachtové a pálací č. plamenné.

Peci šachtové plní a podpalují se podobně jako vysoká pec při dobývání železa. V pecích pražecích dle Gerstenhöfera procházejí umleté sirníky po rošttech, ježto jsou jako patra nad sebou umístěny. V pálacích pecích se praží umleté sirníky na vodorovném ohnisku, teplotou spalováním paliva spůsobenou, pilným mícháním se práce pak urychluje. Pražecí peci jsou vždy ve spojení s rýhami jedovými, v nichž se obyčejně arsenik jakožto bílý prášek sráží, kdežto se kysličník siřičitý a j. plyny dále odvádějí a jinak využítkují.

Zvláště v Rudohoří jak na straně české tak i saské vyskytají se hojně sirníky zinku, kobaltu, niklu, antimonu, arsenu a j. kovů a také se zde zdělávají.

Následující kovy se dobývají ze sirníkův neb arsenidův:

1. *Zinek* se dobývá z blejna zinkového hlavně ve Slezsku. Dobývání to jest dosti obtížné, protože lze síru těžko úplně odloučit. Zinek ze sirníka je vždy podřízené hodnoty.

2. *Nikl a kobalt* se vždy provázejí v sirnících a arsenidech.

Smaltin Co As a nikelin Ni As jsou nejdáležitější rudy v Jáchymově a Schneebergu. Pražených rud kobaltových se užívá kromě k dobývání kovu též pod jménem cafry č. saffloru k dělání šmolky a j. barev kobaltových. V Jáchymově se dobývá ze zbytků po dobývání šmolky nikl a ze zbytků po dobývání niklu vyrábí se vizmut.

3. *Olovo* se vyrábí hojně z leštěnce olověného PbS zvláště v Příbrami. Budť se praží leštěnec aneb se ubírá síra železem (srážení). U rud chudších pojí se pražení a srážení v jedné práci.

4. *Měd* se vyrábí ze sirních rud v Uhrách a Sedmihradsku; v Čechách u Rokytnice a Jilemnice výroba mědi zanikla.

Sirné rudy se praží s případami kyslíkatými, tím se zvláště železo, zinek a j. kovy, ježto měd provázejí, okysličují a do strusky vcházejí. Tak se nabývá měděného kamene č. lechu, z něhož se měd další operaci vyrábí.

5. *Antimon, vizmut a arsen* podobně se dobývají, ač vizmut a arsen v Rudohoří též ryzí se vyskytají a toliko pouhým vytápěním z kamení se vypřešťují. V Příbrami, Milešově a na Slovensku vytápí se sirník antimonový č. antimonit Sb_3 , z kamení budť v tyglících s otvory ve dně aneb na prohlubeném ohništi peci pálací. Pražením Sb_3 nabývá se SbO_3 a SbO_5 , ježto na antimon a j. se vzdělávají.

§. 43. Přetvořování kysličníkův a chloridův v sirníky.

1. Výroba sirníkův z kysličníků pomocí síry.

Pokus 62. Žihejme směs klejtu s květem sírovým v uzavřeném tyglíku (obr. 46.).

Pozorování. Směs brzo černá a z tyglíka uniká plyn siřičitý.

Výsledek. Síra se spaluje na útraty klejtu: $2 PbO + S_3 = 2 PbS + SO_2$. Děj chemický jest opět dvojitě sčítání spojené s nahražováním.

Podobně lze proměnit následující kysličníky v sirníky: CuO, ZnO, F_2O_3 , ale též CaO, BaO, KO a NaO.

Spůsobu toho se užívá tehdy, když nelze užiti k výrobě sirníka, kovu samého. Tak se vyrábějí játra sírová t. j. směs vyšších sirníků kovů alkalických a alkaliček zemin.

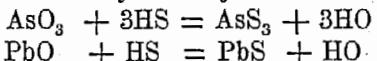
2. *Výroba sirníků z kysličníků a chloridů působením sirovodíku.*

a) Na suché cestě.

Pokus 63. Strčme do skleněné roury dvě porcelanových žlábků: V prvním se nalézá prášek arseniku, v druhém klejt a žhejme rouru vedouce jí sirovodík.

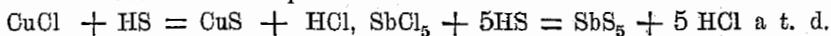
Pozorování. Arsenik žloutne a klejt černá, kdežto v rouře se srážejí vodní páry.

Výsledek. Obě sloučeniny se vzájemně rozkládají v sirník a vodu:



b) Na mokré cestě.

Pokus 64. Smíchejme v několika skumavkách chloridy a kysličníky s vodou sirovodíkovou na př.



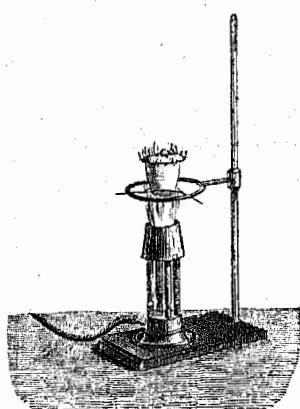
Vylučují se černý sirník měďnatý a oranžový sirník antimoničný. Děj jest týž jako u předcházejících pokusů.

Působením sirovodíku v kovy, kysličníky a j. sloučeniny kovů lze si vysvětlit, proč na př. předměty natřené olovnatou bělobou černají, kdežto předměty natřené bělobou zinkovou barvu nemění. Sirník olovnatý je černý a zinečnatý bílý. Podobnou příčinu má též černání náčiní stříbrného a olověného.

Úhrnný výsledek. Sirníky lze obecně přetvořiti v kysličníky působením kyslíka při vyšší teplotě, což obecně pražením slove.

Kysličníky a chloridy lze převést v sirníky pomocí siry neb sirovodíku.

Chemický děj u pražení sirníků je dvojitá addice spojená se substitucí, u převádění kysličníků a chloridů v sirníky je podstatou vzájemný rozklad obou těl v sebe působivých.



Obr. 46. Převádění klejtu v sirník.

VIII. Hlava. Přehled nekovů. Roztřídění prvků dle rozšíření a důležitosti.

§. 44. Přehled nekovů dle vlastností.

| Jméno a rovnomenina | Skupenství | Barva (zápach, chut) | Hutnost *) | Chová se při vyšší teplotě | Služebnost prvků | Naskytá se | Užívá se |
|------------------------|-----------------------|---|---------------------------|---|---|--|--|
| Kyslík O = 8 | plyn | bezbarvý bez zápachu bez chuti | 1:108 | nehoří ale jest příčinou hoření | jestku všem vyjma Fl | volný ve vzduchu a hojně ve sloučeninách | plyn životní |
| Vodík H = 2 | plyn | bezbarvý bez zápachu bez chuti | nelehčí 0:0693 | hoří ale hoření nepodporuje | zvláště moona k u Cl a O | ve vodě a četných sloučeninách | směs s O v plynu tráskavém |
| Dusík N = 14 | plyn | bezbarvý bez zápachu bez chuti | 0:972 | nehoří ani hoření nepodporuje | netečný (lenivý) | ve vzduchu i ve sloučeninách | ve vzduchu minimální působení O |
| Chlor Cl = 35,5 | plyn | zelenožlutý pronikavý zápach dusivý | 2:46 | v něm hoří H a mnohé kovy obecně | zvláště velká ku H a některým kovům | ve sloučeninách (NaCl) | k bření a čítání vzduchu |
| Fluor Fl = 10 | plyn | bezbarvý | ? | ? | ku kyslíku zádně, k jiným malé | v kazivci kryolithu (fluoridy) | o sobě se neužívá |
| Brom Br = 80 | kapalina | hnědočerv. odporně páchnoucí | 2:9 | tuhne u — 7° vře u 50° | jako Cl o něco slabší | ve sloučeninách (bromidy) | ve sloučeninách |
| Iod I = 127 | listéčky tuze podobné | tmavělesklý | 4:95 | roztápl se u 167° | jako Cl, jestě slabší | ve sloučeninách (diodidy) | ve fotografii i v lékařství |
| Síra S (Se, Te) S = 16 | krystaluje a beztvará | žlutá, bílá, tmavohnědá | 1:95 až 2:07 | roztápl u 111° hustně 250—260° vře u 420° | velká ku kovům, zvláště mnohé se v ní spalují | ryzí v sloučeninách (sírníky) | hojně v průmyslu |
| Fosfor P = 31 | krystaluje a beztvarý | žlutavobílý červený | 1:8 2:1 | zapaluje 0—60° roztápl u 40° vře u 200° | velká ku O a II | ve sloučeninách, zvl. v kostech | k dělání šírek |
| Arsen As = 75 | krystaluje | tmavosedý | 5:9 | u 180° těká v paroch aniž by se roztápl | ku O a H kovům | ryzí v sloučeninách | přísada do broků a hojně ve sloučeninách |
| Bor B = 11 | krystaluje a beztvarý | hnědý až černý | 2:7 | neroztápl, spaluje těžko | ku O a Cl | v kyselině borové a boraxu | užívá se v sloučeninách |
| Křemík Si = 14 | krystaluje a beztvarý | hnědý až černý | 2:5 | skoro nespálitelný, těžko se roztápl | ku O a Fl | v kyselině křemíčité a j. | ve sloučen. (slouží rostlinám) |
| Uhlík C = 6 | krystaluje a beztvarý | demanť bezbarvy, tuba šedočerná, saze černé | 3:5 1:9—2:4 1:2—1:7 | neroztápl (neteká) | velkou ku O a H | ryzí a v násobných sloučeninách ústrojních | jako drahokam, ku psaní, papíru atd. |

* U plynů jednici je vzduch; u ostatních voda.

§. 45. Roztřídění prvků dle rozšíření a důležitosti.

Prvkové jsou v přírodě velmi nerovně rozšířeni. Tak jsou ve vzduchu toliko 4, ve vodě 30, kdežto pevná země ze všech známých (66) prvků složena jest.

Větší část prvků vyskytá se ve sloučeninách, toliko 23, málo výše jedné třetiny jsou ryzí č. samorodé. Podstatu pevné země tvoří hlavně 8 prvků, z nichž veškeré krystalické horniny jsou složeny a sice ve 100 částech v tomto poměru :

Kyslíka 44·0—44·7
křemíka 22·8—36·2
hliníka 6·1—9·9
železa 2·4—9·9

vápníka 0·9—6·6
hořčíka 0·1—2·7
sodíka 2·4—2·5
draslíka 1·7—3·1

Dle důležitosti lze rozděliti prvky na tré oddělení :

1. Prvky nevyhnutelné (22).
2. Prvky užitečné (17).
3. Prvky méně důležité (27).

I. Prvky nevyhnutelné v přírodě i životě lidském:

1. *Kyslík*, plyn životní, tvoří hlavní součást všech ústrojní, vody a pevné země. Jest podněcovatel hoření a hnití, udržovatel dýchání.

2. *Vodík*, hlavní součást vody a veškerých ústrojní, jest i důležitý v průmyslu (jak?).

3. *Dusík*, rozředňovatel kyslíka ve vzduchu, podstatná součást ústrojní (látek bílkovitých). Užívá se ho v sloučeninách v průmyslu důležitých (lučavka, čpavek, salnytr).

4. *Uhlík*, nejpřednější součást všech ústrojní, uhlí a četných nerostů. Slouží ku vyvíjení tepla a světla. Jest pramenem celého průmyslu.

5. *Fosfor*, nevyhnutelný ku vzrůstu a trvání rostlin i živočichů. Nalézá se v potravinách a kostech a slouží v průmyslu (sirky).

6. *Síra*, důležitá součást četných ústrojní rostlinných i živočišných (bílkoviny, sýroviny a. j.). Jest zvláště důležita v průmyslu (prach střelný, kyselina sírová a. j.).

7. *Křemík*, hlavní součást mnohých mineralií. V říši mineralné jest tím, čím je uhlík v říši organické. Užívá se ho v křemeni hojně v průmyslu a stavitelství (sklo, porcelan, cihly, malta).

8. *Chlor*, součást soli kuchyňské nevyhnutelné ku výživě. V průmyslu slouží o sobě i ve sloučeninách (bílení, kyselina solná a. j.).

9. *Draslik*, nevyhnutelná potravina rostlin (co draslo) a tím i pro živočichy důležitý. Hojně se ho užívá ve sloučeninách (salajka, salnytr, české sklo a j.).

10. *Sodík*, součást kuchyňské soli a mnohých nerostů. Nezbytný k výživě rostlin a zvířat. V průmyslu slouží ve sloučeninách (sůl, soda, borax, sklo a j.).

11. *Vápník*, ve vápenci, vápně páleném a sádře. Sloučeniny tvoří součást rostlin (brambory, zelí, tabák) a kostí. Nenahraditelný v průmyslu zvláště v stavitelství.

12. *Hořčík*, důležitý u výživě rostlin (zvláště při tvoření zrn s kyselinou fosforečnou). Jest součást kostí. Užívá se ho v lékařství i průmyslu.

13. *Hliník*, hojný v nerostech (živce, hlíny). V průmyslu důležité sloučeniny jsou (kamence, hlíny a. j.). V organismech nemá důležitosti.

14. *Železo*, ač se vyskytuje skrovně v rostlinách a zvířatech, předce nikdy neschází. (Jest podstatou v zeleni listové, bez železa nekvety by rostliny a proto také nedávaly plodů; v krvi se jeví nedostatek železa bledničkou). Hojně jest v rudách a horninách. Jest vedle uhlíka nejmocnějším činitelem v průmyslu. Dle spotřeby železa se posuzuje pokročilost zemí.

15. *Zinek*, slouží jakožto plech, užívá se ho v slitinách (mosaz), v barvírství (běloba), v lékařství (skalice). Ač není nevyhnutelný, předce je velmi užitečný. V ústrojích se nenalézá.

16. *Cín*, se slévá (bronzy) a i o sobě se ho hojně užívá. Sloučeniny cínu slouží v barvírství (mořidla). Nenalézá se v organismech.

17. *Olovo*, užitečné v slitinách i o sobě. Sloučeniny slouží v barvírství (běloba, žluť). Lze se bez něho obejítí.

18. *Měď* jest důležita v slitinách (mosaz, bronz a j.), o sobě slouží ku penězům, pánevím, kotlům, rourám a t. d. Sloučeniny dávají barvy (modř, zelen, hněd, červeň).

19. *Stříbro* }
20. *Zlato* } Nejsou nevyhnutelné, cena jich spočívá v penězích.

21. *Platiná* důležita u vývoje chemie.

22. *Rtuť* důležita u vývoje chemie a fysiky.

II. Prvky užitečné ač ne nevyhnutelné.

Slouží pouze k zvláštním účelům, zejména v průmyslu chemickém a lékařství. Nedostatek jich bychom těžce nesli, ačkoliv nemají vlivu na velké a všeobecné děje v přírodě a životě lidském. Patří sem: brom, iod, fluor, bor, arsen, antimón, vizevit, baryum, strontium, chrom, mangan, kobalt, nikl, uran, kadmiump, molybden a wolfram.

III. Prvky méně důležité.

Prvky tyto jsou skrovňovány a proto i vzácný, kdyby se jich nedostávalo, nezměnilo by se ničeho ani v přírodě ani v životě lidském. Větší cenu mají pro vědu samu. Patří sem: selen, tellur, lithium, caesium, rubidium, thallium, beryllium, cer, lanthan, didym, yttrium, erbium, zirkon, thorium, indium, palladium, iridium, ruthenium, osmium, rhodium, vanad, niob, tantal, titan, galium, davyum, lavoisium.

III. ODDÍL.

Redukce č. rozklady podvojních sloučenin.

§. 46. Účel a spůsoby redukce.

Účel všech dosavadních pokusů byl ten, připraviti jednak podvojné sloučeniny přímo z prvků, jednak seznámiti se s důležitějšími prvky. Toliko několik pokusů v II. oddílu předvádělo nám poněkud jiné chemické děje než-li pouhou chemickou addici č. chemický sklad (synthesu).

Opak skladu je rozklad chemický (analysis). Redukce je zvláštní spůsob analyzy. Redukcí nabýváme ze sloučenin volných prvků. Při redukci jest nám překonávatí chemickou slučivost.

Chemická slučivost č. příbuznost (affinita) jest síla, kterou se prvkové slučují a v sloučeninách trvají. Slučivost jest u různých prvků rozdílná; lze o ní všeobecně říci: Čím více se dvé prvky různí ve vlastnostech, tím jest slučivost jich větší.

Na př. kyslík jeví velikou slučivost s draslíkem, sodíkem, fosforem a j. prvky, nepatrnu slučivost má ku stříbru, zlatu, platině, fluoru a j. Teplotou roste slučivost chemická do jisté míry, pak jí opět ubývá a lze ji i vyšší teplotou úplně překonati. Na př. slučivost mědi, cínu, a rtuti jest ku kyslíku malá za obecné teploty, jelikož řečené kovy dlouho lesklými na vzduchu zůstávají, kdežto páleny byvše rychle se mění v kysličníky. U kysličníka rtuťnatého překonali jsme slučivost rtuti a kyslíka vyšší teplotou, nabývajíce volného kyslíka a rtuti. Redukovati lze: 1. teplem, 2. odkysličovadly, 3. elektřinou.

§. 47. Redukce podvojních sloučenin teplem.

Jako jsme redukovali kysličník rtuťnatý teplem, tak lze i kysličníky stříbra, zlata a platiny rozložiti.

Kysličníky obecných kovů drží kyslík tak pevně sloučený, že oba prvky pouhým teplem nelze rozloučiti.

Výjimku činí toliko některé vyšší kysličníky jako: baryčitý, manganičitý, olovičitý, jakož i kysličníky drahých kovů, ježto buď část, neb však kyslík pouštějí. Tak se dobývá kyslík z burelu MnO_2 , pálime-li silně burel v rouře neb křivuli železné: $3 MnO_2 = Mn_3 O_4 + O_2$.

Sirnity jsou celkem při vyšší teplotě stálejší kysličníkův. Toliky vyšší sirnský pouštějí část síry velkým teplem, na př. kyz železný pouští $\frac{1}{2}$ síry, čehož se ve velkém při výrobě síry užívá: $FeS_2 = FeS + S$.

Sirnský rtuti a drahých kovů se pálením rozkládají, tak že čisté kovy se odlučují, kdežto síra se obyčejně spaluje.

Z chloridův se rozkládají teplem toliko chlorid zlatový a platičitý.

Ostatní chloridy se teplem nerozkládají, nýbrž skoro bez proměny těkají.

Z hydridův jsme viděli rozkládati teplem čpavek, arsenovodík a antimonovodík. Také oba uhlovodíky těžký i lehký se v plameni rozkládají a teprv uhlík a vodík hoří.

Kde se užívá rozkladu hydridů teplem?

IX. Hlava. Redukce pomocí odkysličovadel.

Odkysličovadla jsou taková těla, která mají velikou slučivost s kyslíkem, ubírajíce ho kysličníkům odlučují druhý prvek.

Avšak i sirnskům a chloridům lze ubratí síru a chlor pomocí jiných těl. Užívá se pak často těchto odkysličovadel: vodíka, uhlíka, síry, fosforu, draslíka, sodíka, železa, kysličníka uhelnatého, uhlovodíků a j. v.

§. 48. Redukce kovových kysličníkův vodíkem.

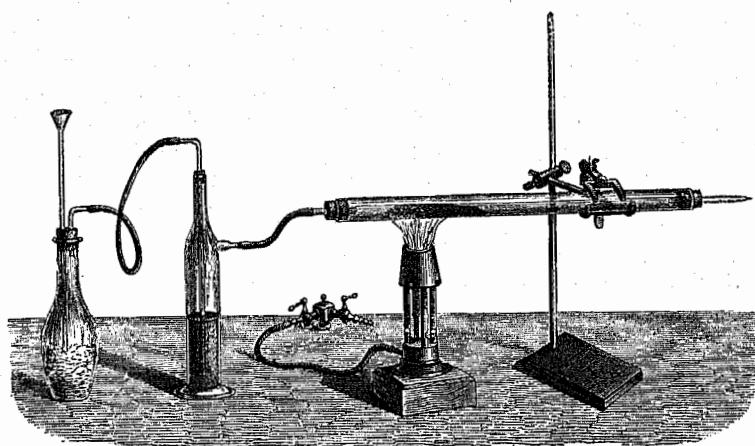
Pokus 65. V proudu vysušeného vodíka palme kysličník měďnatý. (obr. 47.).

Pozorování. Kysličník měďnatý se náhle rozžaví, plamen vodíkový uhasne, černý prášek se mění v červený, kdežto se vodní páry v rouře srážejí.

Výsledek. Při obecné teplotě nepůsobi vodík v kysličník měďnatý, teplotou vyšší budí se však slučivost vodíka ku kyslíku: $CuO + H = Cu + HO$. Vodík a měď se nahrazují či substituji.

Podobně se odkysličuje vodíkem i jiné kysličníky těžkých kovů jako Fe_2O_3 , PbO a j. Toť prvý spůsob, kterým nabýváme kovů arcit vždy v drobounkém prášku. Takto připravený prášek železa je pyroforický, t. j. zapaluje se samovolně na vzduchu.

Při kterých pokusech mimo předešlý redukoval již vodík?



Obr. 47. Redukce kysličníků vodíkem.

§. 49. Redukce kovových kysličníků uhlíkem a jeho sloučeninami hořlavými.

Pokus 66. V dřítku na uhlí žíhejme něco klejtu neb sušíku svítivým (redukčním) plamenem.

Pozorování. Klejt se roztápi, pění a zůstavuje konečně lesklé zrno olova.

Pokus 67. Drobný prášek kysličníka měďnatého smíchejme s uhlím práškem v poměru 5 : 0'38 a žíhejme ve skumavce.

Pozorování. Směs mění barvu do červena, hořící tříška ve skumavce hasne.

Pokus 68. Podobně učiřme s kysličníkem rtutnatým.

Pozorování. Rtuf se sráží na skumavce v podobě lesklého zrcadla. Tříška ve skumavce hasne.

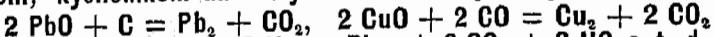
Pokus 69. Do rourky na jednom konci zatavené a ve špici vytažené pustíme zrunko arseniku a nad něj patřičně klínek dřevěného uhlí. Rozpalme nad plamenem do žáru nejprv uhlí a pak arsenik.

Pozorování. Na studené části rourky se sráží lesklé kovové zrcadlo jako u pokusu 26.

Pokus 70. V uzavřeném tyglíku žíhejme směs pilin s klejtem.

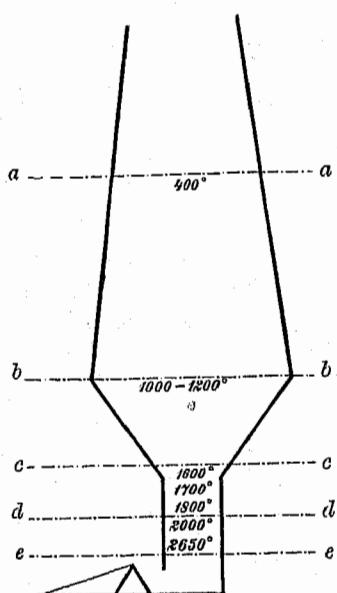
Pozorování. Suchou destilací dříví vzniká C_2H_4 a C_4H_4 , ježto vedle žavavého uhlíka mění klejt v olovo.

Výsledek. Základ všech 5 pokusů jest redukce kysličníkův uhlíkem, kysličníkem uhelnatým a uhlovodíky lze ji takto vyjádřiti:



Podobně lze redukovati též kysličníky ostatních kovů. Redukce této se užívá k dobývání kovů ve velkém.

§. 50. Výroba železa a jiných obecných kovů z jich kysličníkův.



Obr. 48. Průřez vysoké peci.

Vysoká pec. Železo se vyrábí ve velkém ve vysoké peci. Vysoká pec má podobu dvojitého kuželeta komolého, (obr. 48.) nejhořejší otvor slove kychta, hořejší kuželová prostora šachta, dolejší kuželová prohlubeň jest rošt, válcovitá dutina jest podstava, jež ústí do nástěje. Nástěj jest kolkolem uzavřen hrází, která uepána je hlinou a jen tehdáž se propichuje, když tekutá litina z peci vypuštěna být má.

Do podstavy ústí 2 otvory proti sobě, formy zvané, v nichž jsou zastrčeny trubky, ježto silně stlačený rozechřatý vzduch z dmychadel přivádějí. Vysoká pec bývá 10–15 m. vysoká a v nejširší části, rozporu zvaném, 4–6 m. má v průměru. Dle ději ve vysoké peci rozenzávame 5 pásem:

1. *Pásma rozhrívací*, kde se rudy ohřívají a vysušují (od kychty až k aa).

2. *Pásma redukční*, kde se rudy odkysličují hlavně kysličníkem uhelnatým a uhlovodíky (od a—b).

3. *Pásma zuhllovací*, kde se železo sýti uhlíkem stávajíc se tak roztopeným (od b—c).

4. *Pásma roztápcí*, kde se litina roztápí (od c—d).

5. *Pásma spalovací*, kde se spaluje uhlík v proudu vzduchu na kysličník uhlíčitý a také železo by se opět okysličilo, kdyby je nechránila struska (od d—e).

Železo se vypraví z rud ve vysoké peci tím spůsobem, že se nasype ve střídavých vrstvách uhlí a ruda upravená čili náležitě s příasadami křemenatými a vápenatými smíšená. Vrstvy sestupují pravidelně šachotu a roštěm v témž poměru jak se dole uhlí spaluje a železo odtéká. Tvoření strusky ve vysoké peci jest velmi dříležité a řídí se příasadami, z nichž se tvoří. Struska jest tělo sklovité, snadno roztopitelné a rozličně barevné.

Rudy, z nichž se železo hutnický vyrábí, jsou výhradně okysličená těla (krevel, hnědel, magnetovec, ocelek, chamoisit).

Za našich časů vyrábí se vždy napřed litina a z té pak teprv dle potřeby ocel neb kujné železo. V Čechách se dějí výroba hlavně z krevelu a hnědelu, méně z ocelku a chamoisitu.

Výborné železo štýrské a anglické pochází z ocelku, švédské nejvíce z magnetovce.

Nejvíce železných rud chová v Čechách silurský útvar a proto kvete železářský průmysl na obou stranách Berounky. Největší železné hutě jsou v okoli Zbiroha a Kladna.

§. 51. Druhy užívaného železa.

Železo jest kov nejužitečnější, užívá se ho jako litiny, oceli a kujného železa. Nerovné množství uhlíka a křemíka podmiňuje hlavně různé vlastnosti zmíněných druhů železa.

1. *Litina* (Gusseisen, Roheisen) drží 1·5—6 % uhlíka a křemíka. Buď jest barvy tmavošedé, slohu zrnatého, tvrdosti menší 5 a slove pak *litina šedá*; buď jest bílá jako cín, lupenatá neb drobnozrná, tvrdší a slove pak *litina bílá*. V litině šedé jest uhlík více přimíšen než sloučen, kdežto jest v bílé litině větší část uhlíka se železem sloučena. Kyselinou se o tom přesvědčíme, šedá zůstavuje černý nerozpustný zbytek, kdežto bílá se rozpouští skoro úplně vyvinujíc páchnoucí uhlovodíky. Litina jest vždy křehká, slohu zrnitého, hut. = 7—7·5, nelze ji svařovati, roztápi se as při 1400°.

Užívání. Šedé litiny se užívá pro velikou pevnost v tlaku ku podporám, sloupům a jednotlivým částem strojů. Za to má šedá litina malou pevnost v lomu a jest tedy v tom ohledu nespolehlivou. Ještě jest šedá litina poměrně laciná (1·50—3 zl. à ct.) a roztopena jsouc tuhne a vyplňuje úplně kadluby, hodí se proto výborně k slévání rozličných předmětů: kamen, hrnců, desk, soch, zábradlí, kandelabru a j. menšího náčiní. Bílé litiny se užívá výhradně k dělání oceli a kujného železa.

2. *Kujné železo* drží toliko 0·2—0·8 % uhlíka a křemíka obyčejně sloučeného. Jest barvy zvláštní, železné, vyleštěné má silný lesk a sloh vždy *vláknitý*. Kujné železo jest velmi ohebné, tažné a pevné. Vzdělává se na dráty a pruty, čím jest čistší, tím jest tažnější. Na počátku bílého žáru se dá svařovati a kouti a teprv nejvyšším teplem se roztápi.

Užívá se ho všude tam, kde třeba náhlému lomu zabrániti jako: ku osám vozů, na pruty mostů, řetězů, ku hotovení zbraní, parních kotlů atd.

3. Ocel drží od 0·8—1·5 % uhlíka a křemíka většinou sloučeného. Ocel jest barvy šedobílé, ocelové, dá se dobře leštiti, jest drobně a stejně zrnitá a velmi pevná. Hutnosť oceli jest 7·6—7·8, tvrdost rozličná, dle toho jak byla chlazena. Rozpálená ocel rychle byvší ochlazena tvrdne nad míru, tak že i sklo řeže. Tvrdá ocel jest velmi křehká. Mírným zahříváním měkne ocel a stává se ohebnou.

Učiniti ocel tvrdou slove *kalení* oceli (Härten), ubírati oceli tvrdosti slove *napouštění* (Anlassen). V červeném žáru jest ocel kujnou a v žáru bělém svařnou. Ocel se roztápi snáze než kujné železo, tříše však než litina. Příčinou této nerovné roztopnosti zmíněných druhů železa jest různé množství uhlíka, ježto právě drží.

Užívá se jí pro tvrdost ku řezacímu náčiní jako jsou: nože, nůžky, meče, pily, nebo zezy, pilnísky atd. Ocel slouží pro velikou pružnost k hotovení per psacích, per u kočáru, hodin atd.

Pro tvrdost a pevnost se jí užívá ku hotovení řetězů, děl a rozličných částí parních lodí. Ač jest litina č. surové železo nejlacnejším kovem, předce jest železo v podobě nejjemnejší oceli, jak ji vidíme na útlých pérách malých hodin kapesních (obr. 49.) kovem nejdražším, 25kráte dražším zlata.

Obr. 49. Hotové železo. Vzděláváním železa se zabývají četná řemesla a závody dinkové pero, průmyslové jako: kováři, zámečníci, nožíři, cvokaři, klempíři, továrny na jehly, péra ocelová, strojírny, slévárny a j.

§. 52. Zkujňování litiny v ocel a kujné železo.

Litina se vzdělává na ocel neb kujné železo tím spůsobem, že se jí ubírá více méně uhlíka a křemíka, jakož i poslední sledy síry a fosforu. Síra činí ocel i kujné železo lámovými v horku (rothbrüchig), fosfor lámovými ve studenu (kaltbrüchig).

Zkujňování jest okysličování uhlíka, křemíka, síry a fosforu, ježto drží litinu a jest dvojí:

1. Zkujňování starší č. fryšování, záleží v tom, že se litina roztápi na otevřených ohništích a mocný proud vzduchu se na ní působit nechá.

2. Pudlování (Pudlingsprozess), spůsob anglický, záleží v tom, že se litina roztápi v uzavřených pecích plamenných a přičiňuje se

k ní struska kyslíkem bohatá a stále se míchá č. pudluje. V obou případech jest působení strusky velmi důležité. V prvém se tvoří struska působením kyslíka vzduchu v část železa, mangantu a křemíka, v druhém případu přidaná struska okysličuje svým kyslíkem uhlík v CO_2 , křemík v SiO_2 , síru v SO_2 a fosfor na PO_5 . Ještě se zkujňováním vždy také spolu část železa okysličuje, obnáší ztráta 6—12% původní litiny. Při výrobě kujného železa v poměru jak se okysličuje uhlík a křemík hustne a tuhne zkujněné železo. Samokovem č. hamrem vytlačuje se ze ztuhlého železa struska.

Na konec se rozpaluje železo v peci a valcováním se mu rozličný tvar udílí (železo čtvercové, kulaté, prutové, ploché a j.).

Ocel Bessemerská.

Od r. 1855 vyrábí se nejvíce oceli Bessemerské, zvané dle Angličana Bessemera.

Bessemerování jest toliko zvláštní velmi výhodný a velkolepý spůsob fryšování.

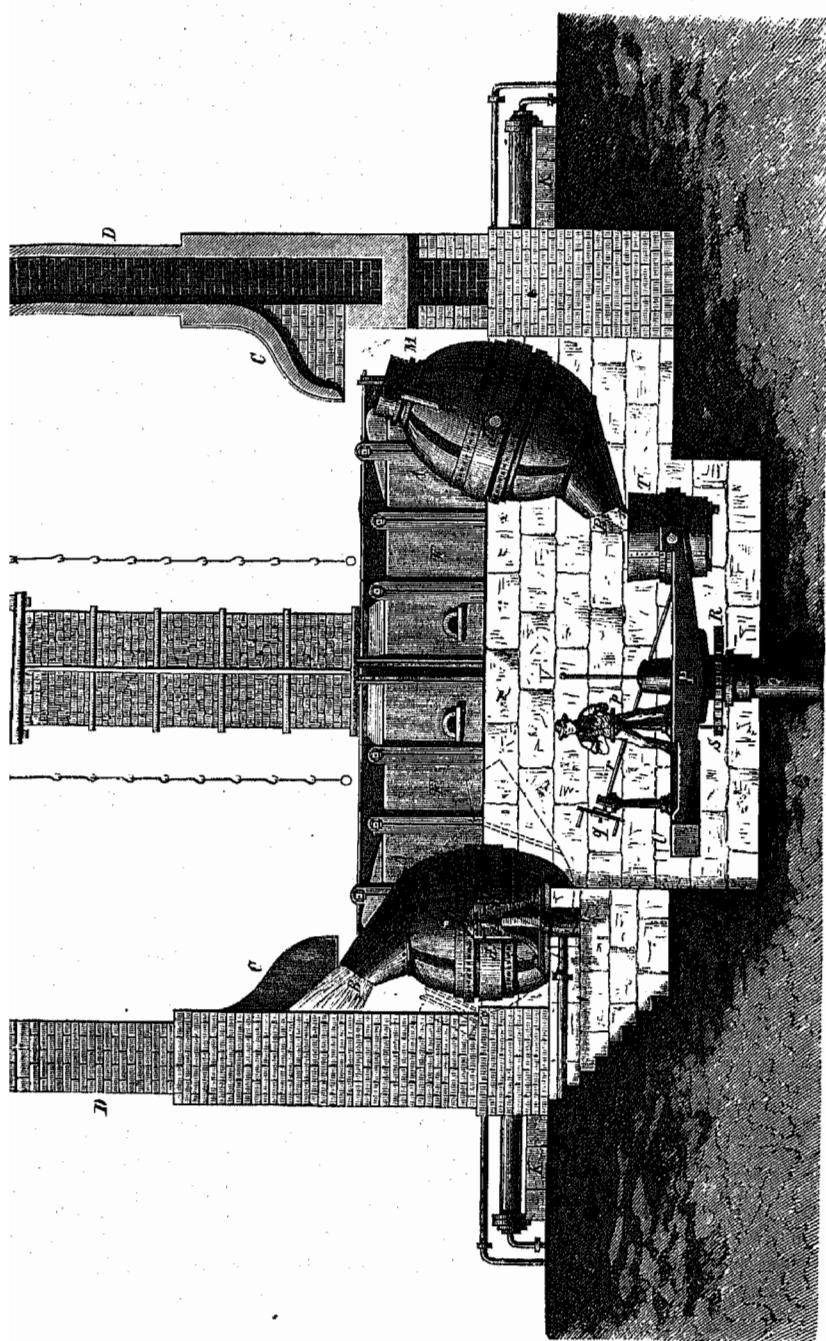
Děje se ve velké hruškovité křivuli d (obr. 50.) zhotovené ze silného železného plechu (converter, Bessemerbirne), vnětek křivule jest vyložen ohnivzdornou hlinou. Dno křivule jest poseto jemnými otvory, jimiž se žene do křivule silně sťačený a ohřátý vzduch pomocí velkých dmychadel. Křivula jest tak upevněna, že se při práci prudce kolem své příčné osy otáčí. Když se křivule roztopenou litinou (50—80 m. centů) z kúpulovny naplnila, žene se do ní prudce vzduch a uvede se do pohybu.

V otácející se křivuli mísi se vzduch s roztopenou litinou co možná úplně, což má za následek, že se uhlík a křemík rychle okysličují a proto jest již práce v 30 minutách dokonána. Roztopená ocel se vypouští z křivule do zvláštní pánev, z níž se pak lije do kadlubů.

Bessemerování jest nejvýhodnější spůsob dobývání oceli, protože se: 1. nabývá oceli co možná stejnorodé, 2. trvá práce krátkou dobu ($\frac{1}{10}$ — $\frac{1}{20}$ starší práce), 3. ušetří se mnoho paliva ($\frac{17}{18}$ dle váhy), 4. ušetří se dělníků.

Z Bessemerské oceli se lijou děla a koule dělové, šíny železničné, osy k vozům a j. velké předměty ocelové. Nejvíce se zdělává lité oceli v Essenách, ve velkolepém závodě Kruppově, ročně přes 150 milionů kgr. V Čechách pracují již také 2 výhně Bessemerské na Kladně.

Jiné druhy oceli jsou: ocel Uchatiova, ocel vydělávaná (na nůžkách), ocel cementová (ocel z kujného železa). Ocel damašková jest ocel leptaná kyselinami, tak že ukazuje rozmanité žilky, jako damašek. Váč (Wootz) jest ocel indická, jež se v Indii od nepamětných dob dobývá.



Obr. 50. Bessemervání oceli.

Úhrnný výsledek. Dobývání obecných kovů. Podobně jako jsme nabylí železa, nabýváme i ostatních obecných kovů z rуд kyslikatých. U dobývání jednotlivých kovů obmezuje se rozdíl pouze na rozličné zařízení pecí, ježto zvláštnostmi rud neb kovů se řídí.

Tak jest pec při dobývání draslika, sodíka, hořčíka a zinku spojena vždy s jímadlem, kdež se páry kovů srážejí.

Princip dobývání kovů jest vždy týz, totíž redukce č. odkysličování.

Odkysličují se pak rudy pomocí uhlíka, kysličníka uhelnatého, uhlovodíku a j. sloučenin hořlavých. Všecka tato odkysličovadla se spalují vysokou teplotou pecí na útraty kyslíka rуд samých.

Tak vyrábějí se mimo již zpomenuté kovy také cín (obr. 51.), měd a olovo. Mnohé kovy dobývají se ze sirníkův, že se pražením převádějí v kysličníky, které pak svrchu řečeným spůsobem na kovy se vzdělávají. Nedají se vůbec aneb jen velmi těžko takto připraviti vápník, hořčík, baryum, strontium a aluminium.

Z nekovů se dobývá redukcí kysličníkův uhlíkem toliko fosfor ($\text{PO}_5 + \text{C}_5 = \text{P} + 5\text{CO}$), o čemž však později při rozkladech solí více se dovíme.

§. 53. Redukce sirníkův a chloridův za účelem dobývání kovů.

a) Rozklad sirníkův pomocí kovů.

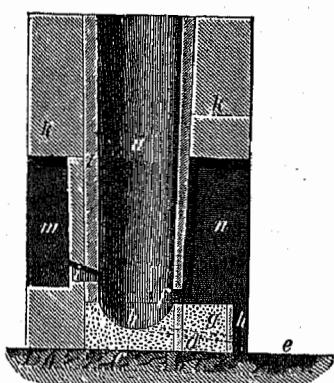
Pokus 71. Žíhejme něco rumělk s pilinami železnými nebo měděnými ve skumavce kořkem uzavřené.

Pozorování. Brzo se sráží rtuf v podobě zrcadla.

Pokus 72. Žíhejme něco sirníka olovnatého se železnými pilinami ve skumavce.

Pozorování. Snadno se přesvědčíme, že se část síry sloučilo se železem.

Výsledek. Síra má větší sloučivost ku železu než ku rtuti a olovu, proto se železem odlučuje rtuf a olovo:



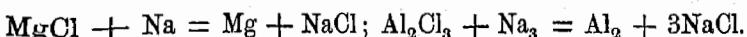
Obr. 51. Pec ku dobývání cínu.

Reakce této se užívá při dobývání olova v Příbrami, rtuti v Idrii a j. případech. Toť srázení kovů.

Obecně lze říci, že se kysličníky snáze redukují než sirníky.

b) **Rozklad chloridův a dobývání hořčíka a hliníka.**

Pouze chlorid hořečnatý a hlinitý lze snadno draslkem nebo sodíkem redukovat, jak se toto při výrobě hořčíka a hliníka užívá. Pálí se totiž směs chloridů se sodíkem; sodík při vyšší teplotě svou větší sloučivostí ku chloru vytěsňuje hořčík a hliník:



Chloridy těžkých kovů lze také redukovat dílem proto, že vyšší teplotou těkají, dílem proto, že má chlor někdy větší sloučivost ku kovům nežli kyslík a síra.

c) Také boru a křemíku lze redukcí chloridův BCl_3 a SiCl_2 pomocí hliníka nabýt. Vedou se totiž páry těkavých chloridův přes roztopený hliník, při čemž se vylučuje bor a křemík v bezvarém vidu.

Úhrnný výsledek. Sirník olovnatý, rtuťnatý a stříbrnatý lze rozložit železem při vyšší teplotě, olovo, rtuť a stříbro se takto odlučují. Chlorid hořečnatý a hlinitý se rozkládají sodíkem, chlorid borový a křemičitý hliníkem při vyšší teplotě. Tak nabýváme kovů rtuti, olova, stříbra, hliníka, hořčíka, a nekovů boru a křemíka.

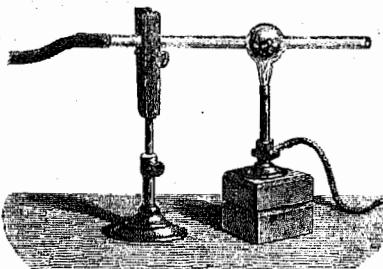
§. 54. Redukce kysličníka uhličitého sodíkem a draslíkem.

Pokus 73. Kysličník uhličitý připravený buď spalováním uhlíku v proudu kyslíku, buď vyloučený z vápence kyselinou solnou ženeme trubicí dohoře vysušenou, v níž něco draslika nebo sodíka se nalézá a mírně kuličku ohřívejme (obr. 52.).

Pozorování. Brzo se rozpálí obsah kuličky a černá hmota se vylučuje.

Výsledek. Draslík a sodík mají velkou sloučivost ku kyslíku, ubírají ho kysličníku uhličitému, při čemž se uhlík odlučuje: $\text{CO}_2 + \text{K}_2 = 2\text{KO} + \text{C}$.

Jak se přesvědčíme o zplodinách, že to draslo a uhlí?



Obr. 52. Redukce CO_2 sodíkem.

Právě předvedený pokus skvěle potvrzuje již dříve odvozený zákon o nezrušitelnosti hmoty. V plynu bezbarvém, jakým jest kysličník uhličitý, by nikdo nehledal tolik černého uhlí, jak se nám v kuličce vyloučilo.

§. 55. Redukce kysličníka uhličitého uhlíkem.

Pokus 74. Kysličník uhličitý připravený spalováním uhlíka v proudu kyslíka žeňme rourou přes žhavé uhlí a zkouejme z roury vystupující plyn hořící tráskou (viz pokus 22. a 23.).

Pozorování. Plyn hoří nesvítivým plamenem, páchní jako uhelný plyn připravený u pokusu 23.

Výsledek. Dle vlastnosti jest to plyn uhelný CO . Kysličník uhličitý se redukuje rozpáleným uhlím: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$.

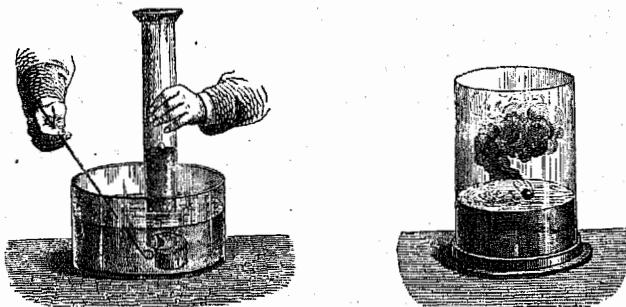
Reakci tuto můžeme sledovat na doutnajícím uhlí v pecích. Bezprostředně na roštu jest hoření úplné za dostatku vzduchu, vzniká tudiž CO_2 , jenž prostupuje žhavým uhlím a redukuje se v CO , který se vznáší nad žhavým uhlím v podobě modrých plaménků. Totéž se děje ve vysoké peci, kdež pak CO v pásmu redukčním odkysličuje rudy.

§. 56. Redukce vody, sirovodíka a chlorovodíka spůsobená kovy.

Rozklad vody.

Pokus 75. Obraťme válec vodou naplněný do vody (upevníce ho třeba řádně ve stojanu obr. 53.) Na to strčme rychle pomocí pincety několik kousků sodíka as jako zrno hráčku velikých pod otvor válcu.

Vedle toho vrzme kousek draslíku na vodu v otevřené nádobě (obr. 54.).



Obr. 53. Rozklad vody sodíkem.

Obr. 54. Rozklad vody draslíkem.

Pozorování. V obou případech pluje kov na vodě, kmitá se rychle a stále ho ubývá. Ve válci se hromadí bezbarvý plyn, jenž vodu vytlačuje. V otevřené nádobě se vyvíjí týž plyn, který se však uvolněnou teplotou zapaluje a plamen parami draslika fialově barví.

Výsledek. **Sodík i draslik rozkládají prudce vodu ve vodík a kyslík, vodík se uvolňuje a zapaluje, kdežto s kyslíkem se kovy sloučují:** $\text{HO} + \text{Na} = \text{NaO} + \text{H}$, $\text{HO} + \text{K} = \text{KO} + \text{H}$.

Také jiné ještě kovy vodu rozkládají ač ne tak prudce a za jiných okolností. Dle toho lze rozdělit kovy takto:

1. *Kovy žíravin:* K, Na, Li, Cs, Rb rozkládají vodu za obecné teploty a povstalé kysličníky se ve vodě rozpouštějí.

2. *Kovy žíravých zemin* (Ca, Ba, Sr, Mg) rozkládají vodu při obecné teplotě ponenáhlou a vzniklé kysličníky se rozpouštějí ve vodě již skrovně. Hořčík, jenž se také mezi kovy tyto obecně řadí, činí v tom ohledu výjimku.

3 *Hliník a těžké kovy* obecné rozkládají vodu při teplotě žáru, jich kysličníky se ve vodě nerozpouštějí. Výjimku činí: Pb, Cu, Sn, Hg a Bi.

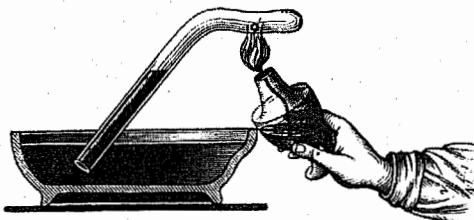
4. *Kovy drahé* (Ag, Au, Pt) vodu nijak nerozkládají.

Jaká pravidla jdou z chování kovů ku vodě pro život obecný?

2. Rozklad sirovodíka a chlorovodíka.

Pokus 76. Do roury zahnuté v tupém úhlhu a zatavené na jednom konci nachyťme něco sirovodíka nad rtutí a prostrčme pomocí drátu skrze rtuf malý kousek olova a mírně plyn zahřívejme (obr. 55).

Pozorování. Brzo nastane rozklad, pozůstatý plyn je vodík.

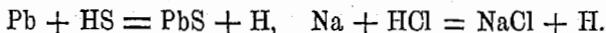


Obr. 55. Rozklad sirovodíka a chlorovodíka.

Pokus 77. Učiňme podobně s chlorovodíkem a sodíkem.

Pozorování. Ubude $\frac{1}{2}$ plynu dle objemu, zbytek jest vodík.

Výsledek. Olovo rozkládá sirovodík a sodík rozkládá chlorovodík:



Úhrnný výsledek. Hydridy: voda, sirovodík a chlorovodík rozkládají se kovy při obecné i vyšší teplotě, kovy se mění v kysličníky, sirnýky neb chloridy, kdežto se při tom vodík uvolňuje.

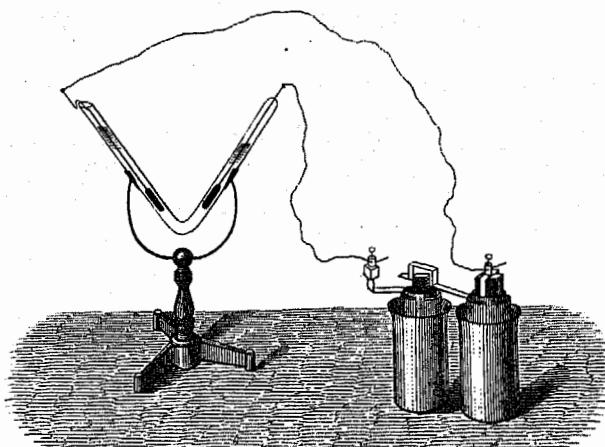
Ostatní hydridy: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , C_2H_4 a C_4H_4 nelze pomocí kovů rozložit, protože prvky N, P, As a C jeví jen malou sloučivost ku kovům.

X. Hlava. Redukce podvojných sloučenin elektřinou.

§. 57. Redukce hydridů elektřinou.

Proud elektrický působí v sloučeniny chemické as podobně jako vyšší teplota, překonává totiž chemickou sloučivost zcela aneb ji méní tak, že se sloučeniny rozkládají a nové sloučeniny tvoří.

Pokus 78. V přístroji s platinovými elektrodami nalézá se voda, které přičiněno několik kapek kyseliny sírové, aby elektřinu lépe rozváděla (obr. 56.). Elektrody spojíme s baterií ze 2–3 článků Bunsenových.*)



Obr. 56. Rozklad vody elektřinou.

*) Poněvadž se stává Bunsenova baterie nepohodlnou tím, že dýmová kyselina dusičná se rychle vypařuje a výparы vzduch otravují, jest následující zařízení výhodnější: Z Bunsenových článků se odstraní diafragma, sklenice se naplní do $\frac{1}{5}$ sehnáným roztokem dvojchromatu draselnatého, jemuž se ještě kyseliny sírové přičiní a válec zinkový i uhel do roztoku ponoří. Takové 2–3 články postačí. Roztok dvojchromantu lze vícekráté užiti.

Pozorování. Voda se rychle rozkládá, na — polu (od zinku) se vyuvíne vodík a na + polu (od uhlí) kyslík. Přesvědčíme se o tom pokusem, jak ho obr. 57. znázorňuje.

Pokus 79. Podobně rozkládejme v téžem přístroji kyselinu solnou obarvící ji dříve lkmusem neb indigem.

Pozorování. Na — polu se vylučuje vodík, na + polu chlor, jenž červenou kapalinu odbarvuje.

Pokus 80. Rozkládejme podobně žíravý čpavek přičinice něco kuchyňské soli, aby se elektřina lépe rozváděla.

Pozorování. Rozklad se děje velmi po nenáhlou, na — polu se vylučuje H a na + polu N.

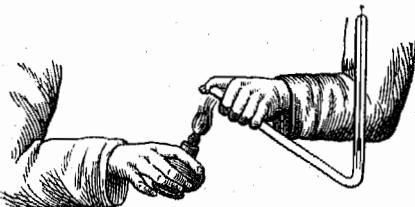
Pokus 81. Abychom však množství vyvinuvších se plynů při rozkladu elektřinou měřiti mohli, opakujme předcházející pokusy v přístroji obr. 58.

Pozorování. Při rozkladu vody vyvíjí se dle objemu 2krát tolik H jako O, u kyseliny solné H a Cl rovné objemy, u čpavku 3krát tolik H jako N.

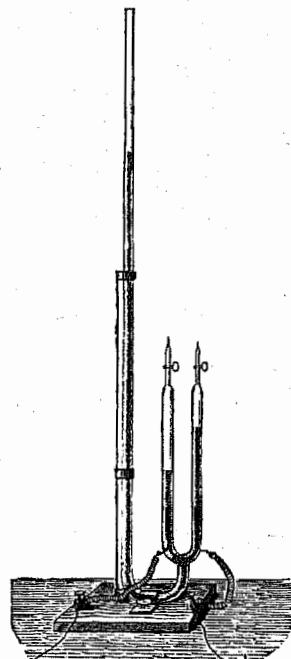
Uhrnný výsledek.

Voda jest složena dle objemu: $H : O = 2 : 1$
kyselina solná " " $H : Cl = 1 : 1$
čpavek jest složen " " $H : N = 3 : 1$

Dle toho jest objemový vzorec vody H_2O , kyseliny solné HCl a čpavku H_3N .



Obr. 57. Rozkladem hydridu se vylučuje vodík.



Obr. 58. Měření plynu při rozkladu elektrinou.

§. 58. Rozklad ostatních podvojných sloučenin elektřinou.

Pokus 82. Rozkládejme v přístroji (obr. 56.) roztok iodidu draselnatého přičinice něco rozvařeného škrobu.

Pozorování. Na + polu se vylučuje iod a barví škrob na modro, na — polu se odlučuje draslík, jenž ihned vodu přítomnou rozkládá.

Výsledek. Jako se rozkládá iodid draselnatý, lze i jiné podvojné sloučeniny více méně snadno elektřinou rozložit. Vždy se vylucuje vodík a kovy jakožto těla (elektro)positivná na — polu, kdežto se všecky nekovy jakožto (elektro)negativná těla na + polu odlučují.

Výsledek celé redukce podvojních sloučenin. Podvojné sloučeniny, jako kysličníky, sirníky, chloridy, iodidy a hydridy lze redukovati či rozložiti buď: 1. teplem, 2. odkysličovadly: H, C, K, Na, Al, Fe, CO, C_2H_4 a C_4H_4 , 3. elektřinou.

Poznavše z pokusů sklad (synthesu) i rozklad (analysu) podvojních sloučenin seznámili jsme se již dostatečně s poměry quantitativními, dle nichž se prvkové slučují, v sloučeninách zastupují bez ohledu na skupenství prvků. Poměry ty vyjadřují nám rovnomocnosti č. aequivalenty. Z elektrolytických pokusů jsme však viděli, že jiné jsou poměry objemové, dle nichž se prvkové slučují i rozlučují. Poměry objemové vysvětluje náuka o atomech a molekulách.

IV. ODDÍL.

Učení o molekulách a atomech, či theorie o složení hmoty.

XI. Hlava. Molekuly a atomy.

§. 59. Historický vývoj náuky atomové.

Již řečtí filosofové Leukippos, Demokritos a Epikur učili, že všaká hmota z malých částeček, atomů*) zvaných, se skládá. Považovali atomy za nejmenší těleska neproniknutelná (corpuscula), která ač malý, předce určitý prostor zajímají. Atomů nelze dělit, protože se těžko smysly pojati dají. Nelze jich proměnit ani zrušit.

Demokritos uvedl tvary atomů na pravidelná tělesa: kouli, válec, kužel, jehlanec a krychli. Lucretius zvláště rozvinul učení atomické.

Veškeré zjevy tělesného i duševního života snažili se řečtí atomistické pomocí atomů vysvětliti.

Učení to však upadlo v zapomenutí, až teprv Daltonem v letech 1804—1808 užito ho ku vysvětlení zákona stálých chemických poměrů. Dle Daltona tvoří se chemické sloučeniny skládáním atomů jednotlivých prvků. Připisuje atomům určitou stálou váhu uvedl Dalton učení své v souhlas s pokusem. R. 1811 vyslovil Avogadro a r. 1814 Ampère: **Rovné objemy plynů za stejných okolností, t. j. tlaku a teploty, drží týž počet molekul.***)

Avogadro rozeznával molekuly intégrantes (tolik co nynější molekuly) a molekuly élémentaires (tolik co nynější atomy). Skládáním atomů vznikají molekuly č. skupiny atomův. Molekuly mohou obstáti volny, atomy nikoliv.

Již r. 1809 dokázal Gay-Lussac: Plyn se slučují v určitých stálých a jednoduchých poměrech dle objemu.

*) Řecké atomos = nedělitelný.

**) Latinské moles = hmota, břímě, molekula = částečka, hmotná.

Avšak i z Leibnitzovy theorie o monadách těžila theorie atomová, považujíc od té doby atomy za sídla sily chemické.

Na všech těchto základech a mnohých jiných zkušenostech zbudoval Dalton theorii atomickou, která však nemajíc ještě půdu dostatečně připravenou zůstala skoro celé půlstoletí nepovšimnutou. R. 1814 zavedl Wollaston do vědy na místo váhy atomové název aequivalent. Tím však vědě spíše uškodil než prospěl, jelikož pojmy aequivalent a atom byly zaměňovány, což nemálo zmatků spůsobilo.

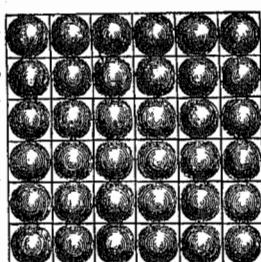
V novější době pokračuje však věda úžasně v šlepějích Daltona, Avogadra a Gay-Lussaca s nejskvělejším výsledkem. O znázornění poměru objemových získal sobě nemalých zásluh A. W. Hofmann svými důmyslnými stroji volumetrickými, s nimiž jsme se v předešlých pokusech seznámili a z nichž ještě jiné poznáme.

§. 60. Jak si představujeme molekuly?

Pokus 83. Ze skleněné koule opatřené kohoutkem vyssajeme vzduch pomocí vývěry. Do koule této, jejížto obsah měří 1 krych. stopu,* vpravme 1 krych. palec vody a ponořme uzavřenou kouli do vřelé vody.

Voda se brzo promění v páry, které celou kouli vyplní. Jak známo, zajímá vodní pára as 1700krátě větší objem než voda kapalná.

Vpravme do koule té nyní 1 krych. palec líhu a ponořme kouli opět do vřelé vody. Líh se brzo promění v páry, ježto se opět v celé kouli rozšíří. Konečně vpravme do koule ještě 1 krych. palec etheru a ponořme kouli do horké vody, ether se také promění v páry, ježto v celé kouli se rozšíří. Tlakomér na kouli upěvněný ukazuje tlak plynu v kouli.



Obr. 59. Těla se skládají z molekul.

Thesa. Rozprostření plynu v kouli lze vysvětliti dvojím spůsobem:

1. Bud se řečené kapaliny teplem tak mocně roztahuje zůstávajíce nepřetržitými (in continuum), t. j. bez prázdných prostor.

2. Bud se kapaliny teplotou dělí v malé částečky (obr. 59.), kteréžto se od sebe vzdalují a mezi nimiž prázdné prostory vznikají (obr. 60.).

Výsledek. Náš pokus se shoduje s vysvětlením druhým, že se totiž kapaliny v částečky dělí a mezi nimi prázdné prostory vznikají.

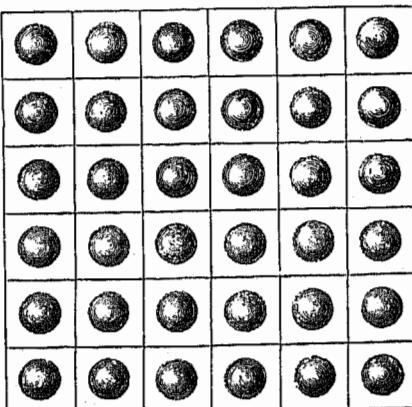
*) Vzata zde mimořádně starší míra, protože lze roztaživosť v tomto případu lépe znázornit.

Vidíme pak, že hmota jakéhokoliv skupenství prostor, jejž zajímají, ve skutečnosti úplně nevyplňuje.

Pokus 84. Na skleněné desce nenajdeme ani nejostřejší jehlou prázdné prostory mezi částečkami skla. Snadno se to podaří i na nejhustší síti drátné. Avšak paprslky světla jsou tak tenké, že procházejí prázdnými prostorami skla.

William Thompson vypočítal na základě theorie chvění velikost molekul a praví, že jich v 1 litru vzduchu (při 0° a 0.76 m.) 610^{23} či 61 quadrillionův. Aby pak čísla ta znázornil, praví: Kdybychom si myslili kapku vody tak velikou jako jest naše země, pak by molekuly v té kapce nebyly menší brokův a větší kulí ručnicových.

Ač jsou tedy molekuly pramalinké, mají předce určité rozměry. A jako věříme velikým číslům o rozměrech planet v astronomii, tak sluší věřiti i malinkým číslům o rozměrech molekul v chemii.



Obr. 60. Plyny se roztahují teplem.

§. 61. Jak se jeví molekuly v plynech, kapalinách a pevných tělích.

1. *Molekuly v plynech.* Plyny nemají nijak určitého objemu, nijak určité podoby, nýbrž rozptylují se úplně, nejsou-li v nádobě nějaké uzavřeny. Plyny lze stlačit.

Tlak plynů se vysvětluje tím, že molekuly nejsou v stavu spočinu, anobrž nacházejíce se mimo kruh spojivosti č. kohae se ustavičně se pohybují v směru přímočárném. Pohybující se molekuly narážejí na sebe i na stěny nádob, v nichž jsou uzavřeny; odrazivše se, pohybují se v směru novém dle zákona o nárazu pružných koulí. Čím lehčí plyn, tím rychleji se jeho molekuly pohybují; tak vykoná molekula vodíka za 1 minutu 1925 metrů.

Tlak vzduchu na 1 cm. činí 1033.6 gr. neb přiblíženě něco málo přes 1 kgr., kterýž tlak slove atmosfera.

Rychlosť pohybu molekul závisí netoliko na hustote plynů, nýbrž též na teplotě, jak to vyjadřuje zákon Charlesův: Objemy plynů jsou v přímém poměru s teplotou, či jinak: čím větší teplota, tím větší objem plyn zajímá a molekuly tím rychleji se pohybují.

Jest zřejmo, že molekuly všech plynů určitou ráznost č. energii ukazují, kterou lze teplotou poměrně řídit t. j. vyšší teplotou se zvýší ráznost, kdežto snížením teploty se ráznost molekul umírní.

Ježto se nám teplo vždy pohybem jeví, lze říci: Teplo jest urychlený pohyb molekul (Maxwellova dynamická theorie tepla).

Ve plyny lze působiti mimo teplotou také tlakem, jak to zákon Mariottův vyjadřuje: Objemy plynů jsou v obráceném poměru ku tlaku, jenž na ně působí; jinak čím menší tlak, tím větší objem a čím větší tlak, tím menší objem plyn zajímá.

Ze zákona Avogadrova jede: Rovné objemy plynů drží za týchž okolností, t. j. teploty a tlaku týž počet molekul a jest zřejmo, že molekuly všech plynů musí být stejně veliké.

Ohlédneme-li se zpět na zákony Charlesův, Mariottův a Avogadrův, vidíme, že tyto zákony toliko rozličné stránky povahy plynů objasňují a vespolek se doplňují.

Lze molekuly vody (páry) pouhým okem viděti? Kde se užívá ve velkém ráznosti molekul vodních? Jak souvisí působení rozebraté vodní páry s pohybem molekul?

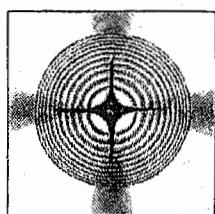
2. Molekuly v kapalinách. Kapaliny majíce určity objem, jsou bez určitého tvaru č. podoby. V kapalinách jest spojivost č. kohaeze molekul značná, nebrání jim však pohybovat se uvnitř kapaliny, než brání jim uniknouti nad povrch.

Kapaliny lze nepatrne a těžko stlačiti, protože jsou malé prostory mezi molekulami prázdný a molekuly veliký odpor tlaku kladou. Zahříváním vody umenšujeme spojivost a zvětšujeme odpudivost molekul, tak že molekuly se odštěpují nejprv na povrchu, pak u 100° v celém obsahu vody. Prvý děj slove *odpařování* a druhý *vření* vody.

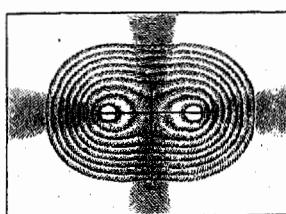
Blízko nad povrchem odpařující se vody molekul vodních nevidíme, když se však molekuly ve studeném vzduchu srazily, vidíme shluky jich jakožto malé kapinky v mlze neb mráčnech.

Kde lze pozorovati v přírodě dělení kapalin v molekuly a kde opětný shluk molekul?

3. Molekuly v pevných tělích. Pevná či tuhá těla mají určitý objem a tvar a liší se kromě toho od plynů a kapalin strukturou a pevností. Struktura či uložení molekul jeví se často krystallisací. Pozorujeme-li krystallenf drobnohledem, tu nás překvapí ona stavitelská síla v hmotě neživotné, která v okamžiku nejrozmanitější tvary z molekul buduje. V pevných tělích jsou molekuly těsněji a větší silou spojeny, tak že se volně pohybují nemohou, pokud jiná síla z klidu je nevyruší. **Teplotou lze z pevných těl molekuly odštěpiti a do pohybu uvésti, tož sublimace pevných těl.** Mimo teplotu užíváme k dělení pevných těl v molekuly také kapalin. **Rozpouštíme-li cukr, sůl kuchyňskou neb jiná těla ve vodě, tož mizí zrakům cukr a sůl, rozdělíce se působením vody v naviditelné molekuly. Sůl a cukr zůstávají po odpaření vody zpět.**

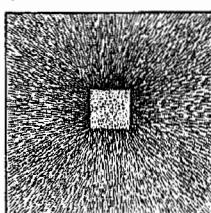


Obr. 61. Jednoosé krystally.

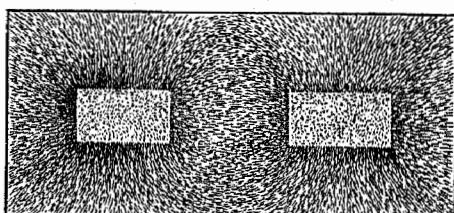


Obr. 62. Dvojosé krystally.

Strukturu čili uložení molekul v tělích pevných objevuje nám polarovaný paprsek v krystallu opticky jednoosém, na př. na islandském vápenci (obr. 61.), jakož i v krystallu opticky dvojosém, na př. na salnytru obecném (obr. 62.). Podobné uložení molekul lze ukázati působením jednoho a obou polů H magnetu na drobounký železný prášek (obr. 63. a



Obr. 63. Působení jednoho polu magnetu v prášek železa.



Obr. 64. Působení obou polů magnetu v prášek železa.

obr. 64.). Uvedené obrazce ukazují zajisté nápadnou podobu a shodu v uložení molekul v pevných tělích.

Která pevná těla posud známá lze sublimovat? Kde se shledáváme v obecném životě s dělením pevných těl v molekuly? a kde se molekuly opět sluhují v určité tvaru?

§. 62. Lze molekuly ještě dále dělit?

Pokus 85. Vrzme něco prášku cukru do rozpáleného tyglíka platinového.

Pozorování. V okamžiku se vznítí cukr v plamen a zůstaví kypré uhlí.

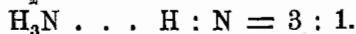
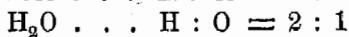
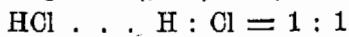
Výsledek. Uhlí vzniklo z cukru, cukr se skládá z molekul, uhlí tedy vzniklo dělením molekul cukru.

Pokus 86. Přičíme ku syrubu něco sehnane kyseliny sírové.

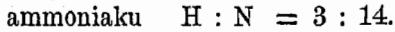
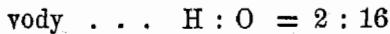
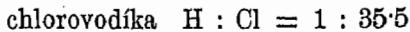
Pozorování. Směs zčerná úplně vyloučeným uhlíkem.

Výsledek. V syrubu byl cukr rozdělen v molekuly, uhlík odložen kyselinou sírovou z molekul. Že tvoril uhlík součást cukru vedle vodíka a kyslíka, snadno se přesvědčíme vážením.

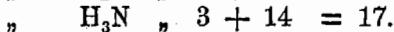
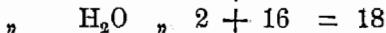
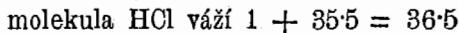
Z elektrolytických pokusů (§. 57.) víme, že se rozkládá dle objemu:



Hutnosti prvků vyloučených jsou: H = 1, Cl = 35·5, O = 16, N = 14, pak jest složení dle váhy u:



Předpokládajíce, že jsou chlorovodík, voda a ammoniak složeny z molekul, lze bez odporu tvrditi, že tytéž poměry platí i o jich molekulách:



Viděti ze složení zmíněných sloučenin jak dle objemu tak i váhy, že rozkládajíce sloučeniny dělili jsme jich molekuly.

Části molekul slovou atomy. Molekula chlorovodíka se skládá z atomu vodíka a atomu chloru, molekula vody ze 2 atomů vodíka a atomu kyslíka, molekula ammoniaku ze 3 atomů vodíka a atomu dusíka.

§. 63. Váha molekul i atomů.

Ještě jsou molekuly tak malinké, že jich přímo ani vážit ani měřiti nelze, stanoví se váha a objem molekul výpočtem.

Jest patrno dle zákona Avogadrova, když drží rovné objemy plynů týž počet molekul, že musí být molekuly všech plynů stejně veliké a že molekulárné váhy plynných těl mají se k sobě jako jejich hutnoty. Litr vodíka váží 1 kryth,*) litr kyslíka váží 16 krythů, z čehož jde, že molekula kyslíka jest 16krátě těžší než molekula vodíka.

Budiž n počet molekul v litru plynu, tedy jest n za týchž okolností u všech plynů veličinou stálou; pak váží:

$$1 \text{ mol vodíka } \frac{1}{n} \text{ krythu} = \frac{0.0896}{n} \text{ gr.}$$

$$1 \text{ mol kyslíka } \frac{16}{n} \text{ , } = \frac{16 \times 0.0896}{n} \text{ gr.}$$

Z toho jde: $\frac{1}{n} : \frac{16}{n} = 1 : 16$, t. j. váhy molekul jsou úměrné s hutností plynů. Veličina $\frac{1}{2n}$ krythu nazvána mikrokryth,**) molekula vodíka se skládá ze 2 atomů a váží 2 mikrokrythy, váha atomu vodíku jest mikrokryth. V prvkoměrství volen vodík za prvek normalní, molekula i atom jeho slouží za jednici při vypočítávání váhy molekulárné a atomové.

Viděli jsme z předcházejících pokusů, že rozkladem molekul lze nabýti atomů. Víme také, že příčinou slučování chemického jest chemická slučivost č. affinita. Sídlem slučivosti chemické jsou atomy. — Atomy nemohou ve volném stavu obstáti, anobrz v okamžiku, jak z molekul vystupují, ihned dva a dva v molekuly se pojí.

Molekuly plynných prvků a takových, ježto lze proměnit v plyn, se skládají obecně ze dvou atomů. (Výjimku činí fosfor a arsen, jichž molekuly se skládají ze 4 atomů; pak rtuť a kadmiump, jichž molekula sestává z jediného atomu.)

*) Řecké kryth = váha zrna, gran.

**) Mikrokryth skoro nekonečně malinká část krythu.

Stanovice svrchu váhu molekulárnou pomocí zákona Avogadrova, můžeme snadno ustanoviti váhu atomovou z váhy molekulárne.

Váha atomová rovná se polovině váhy molekulárne (až na výjimku u prvků fosforu, arsenu, rtuti a kadmia). Z toho pak jde, že jsou váhy atomové podobně jako váhy molekulárne úměrny hustotem prvků plynných:

| Atomová váha | H | O | Cl | N |
|-----------------------------|--------|--------|------|-------|
| | 1 | 16 | 35·5 | 14 |
| Hustota vzhledem ku vzduchu | 0·0693 | 1·1088 | 2·46 | 0·969 |

U vyjadřování váhy molekulárne a atomové musíme se spokojití tím, že je považujeme za pouhé váhy relativné, jelikož absolutní váha v mikrokrythech posud mnohých pochybností dopouští.

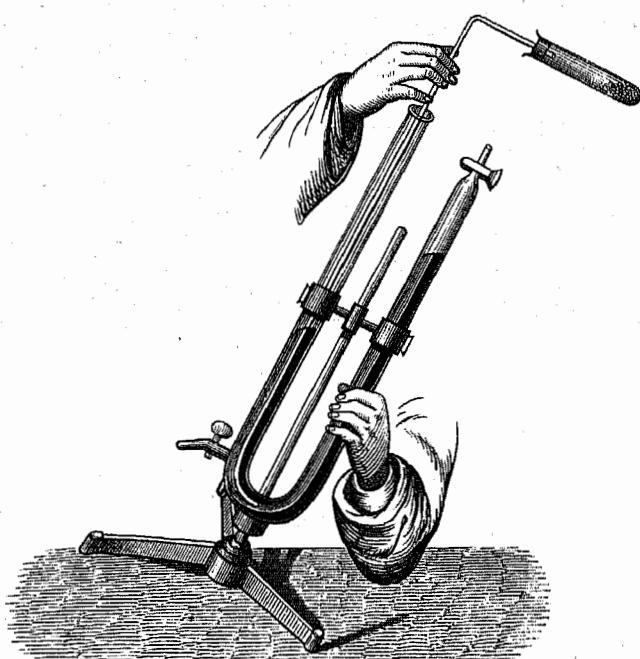
§. 64. Atomové váhy důležitějších prvků.

| A. Nekovy. | B. Lehké kovy. | C. Těžké kovy. |
|--|---|--|
| 1. Skupina kyslíka. Kyslík O = 16 Síra S = 32 | 6. Skupina draslíka. Draslík K = 39 Sodík Na = 23 | 9. Skupina železa. Železo Fe = 56 Chrom Cr = 52·2 Zinek Zn = 65·5 Mangan Mn = 55 Nikl Ni = 58·7 Kobalt Co = 58·7 |
| 2. Skupina halogenů. Chlor Cl = 35·5 Brom Br = 80 Iod I = 127 Fluor Fl = 19 | 7. Skupina vápníka. Vápník Ca = 40 Baryum Ba = 137 Strontium Sr = 87·5 Hořčík Mg = 24 | 10. Skupina olova. Olovo Pb = 207 Měď Cu = 63·5 Kadmium Cd = 112 Vizmut Bi = 210 Rtut Hg = 200 Stříbro Ag = 108 |
| 3. Skupina dusíka. Dusík N = 14 Fosfor P = 31 Arsen As = 75 Antimon Sb = 122 | 8. Skupina hliníka. Hliník Al = 27·4 | |
| 4. Skupina uhlíka. Uhlík C = 12 Bor B = 11 Kremík Si = 28 | | 11. Skupina cínu. Cín Sn = 118 Zlato Au = 197 Platina Pt = 197·2 |
| 5. Skupina vodíka. Vodík H = 1 | | |

§. 65. Gay-Lussacův objemový zákon plynů.

Zákon stálých poměrů vzhledem ku váze jsme odvodili na základě okusu již v §. 14. Tuto zbývá objasnití zákon ten vzhledem k objemu, jak se jeví u plynných prvků a sloučenin.

R. 1809 objevil Gay-Lussac zákon: Slučují-li se plynné prvky sloučeninu taktéž plynnou a měříme-li objemy plynů za téhož tlaku teploty, pak jsou součástí a sloučeniny vždy v jednoduchém stálém poměru, jejž lze vyjádřiti čísly 1, 2, 3, 4.

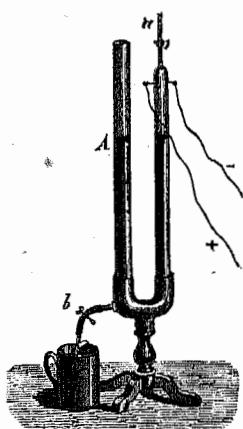


Obr. 65. Naplnění audiometru.

Pokus 87. Do audiometru A. W. Hofmannova naplněného rtutí pravme vodík a kyslík v poměru dle objemu jako 2 : 1 (obr. 65.). Pak apalme směs elektrickou jiskrou pomocí Leydenské láhvě (obr. 66.).

Pozorování. Třaskavý plyn se zapaluje prudce, avšak bez všeho ebezpečí. Rtuf vystoupí v audiometru o $\frac{1}{3}$.

Výsledek. Hořením třaskavého plynu tvoří se vodní pára, jež ajmá toliko $\frac{2}{3}$ objemu původní směsi obou plynů.



Obr. 66. Zapalování třáskového plynu jiskrou elektrickou.

Vodík a chlor smíšeny dle rovných objemů slučují se prudce pouhým působením světla denního. Vzniklý chlorovodík zajímá původní objem směsi obou plynů. Dusík smíšen v eudiometru s vodíkem v poměru 1 : 3 slučuje se jen tehdy, když dlouho silné elektrické jiskry (pomocí Ruhmkorffa) ve směs působí. Plynný čpavek zajímá $\frac{1}{2}$ objemu původní směsi.

Kdybychom svrchu uvedené prvky v jiných, libovolných poměrech smíšili a směs pomocí jiskry slučovali — sloučí se prvkové ti jen dle poměrů uvedených, přebytek některého prvku nad tento určitý poměr se nesloučí.

Při slučování plynných prvků jeví se pak tyto poměry:

1. Slučují-li se dva prvky v rovných objemech (H a Cl), rovná se objem sloučeniny (HCl) součtu objemů obou prvků.

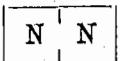
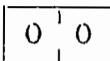
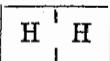
2. Slučují-li se dva prvky v nerovných objemech (2 : 1, 3 : 1), nastane sloučením obou prvků zhuštění o $\frac{1}{3}$ neb $\frac{1}{2}$ původního objemu obou prvků.

Zákon stálých poměrů, jak dle váhy (§. 14.), tak i dle objemu, má všeobecnou platnost; odvodili a odůvodnili jsme ho i synthesou i analysou sloučenin.

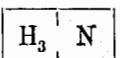
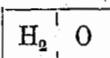
§. 66. Objem molekul a atomů. Vzorce molekulárné.

Již svrchu řečeno, že molekuly všech plynných těl, jakož i takových kapalných a pevných, ježto v plyn lze proměnit, jsou za týchž okolností stejně veliké. Molekuly plynných prvků i sloučenin zajímají totiž objem 2 atomů vodíka, či jak obecně pravíme, zajímají prostor dvou objemů.

Na př. jsou molekuly prvků:



molekuly sloučenin:



Co se týče objemu atomův, tož patrno, že když molekuly plynných prvků jsou co do objemu rovny a vždy dva atomy molekulu skládají, že také atomy co do objemu rovny býti musí:



Značky prvků představují nám vždy atomy prvků, číselný uka-zatel v pravo značky udává počet atomů (H_4 , O_5 , N_3 atd.).

Sestavením značek atomů vznikají vzorce molekulárné; počet molekul jakési sloučeniny ukazuje číslo v levo před vzorcem postavené ($5H_2O$, $3SO_2$, $7NH_3$).

Vzorce molekulárné vyjadřují vždy 2 objemy sloučeniny či objem dvou atomů. Molekulárnou váhu jistě sloučeniny stanovíme sčítáním vah atomů obsažených v molekule.

Rovnice chemické, pravé to obrazy dějův chemických, sestavují se ze vzorců molekulárných. Tím se stává vyjadřování chemických dějův obdivuhodně jednodušším, než kdyby se vždy určité množství hmoty do rovnice uváděti musilo.

Co lze říci o hmotě, lze říci i o její molekule. Molekula soli liší se od molekuly cukru jako kousek soli od kousku cukru.

Chemické pokusy nelze však prováděti s jednotlivými molekulami; pracuje se vždy s větším množstvím hmoty t. j. s velkým počtem molekul. Z proměny hmoty soudíme na proměnu molekul. Chemické reakce záležejí tedy v proměně molekul. Molekuly se mění, atomy se proměniti nemohou.

Molekuly jsou nejmenší částečky prvků neb sloučenin, ježto mohou i sobě obstáti. Molekuly plynných prvků a sloučenin jsou vždy co do objemu rovny a zajímají objem dvou atomů.

Atomy jsou nejmenší částečky prvků, které do sloučenin vcházejí, ve sloučeninách trvají a ze sloučenin při rozkladech vystupují. Atomy o sobě obstáti nemohou, ihned se pojí v molekuly. Atomů nelze proměniti ani zrušiti.

XII. Hlava. Stechiometrie a výpočty chemické.

§. 67. Přehled zákonů posud odvozených.

Slučování prvků spravuje se určitými nezvratnými zákony, o nichž pojednává prvkoměrštví č. stechiometrie.*)

*) Řecké stoicheion = prvek, metrein = měřiti.

Nejdůležitější chemické zákony jsme již z pokusů odvodili na příhodných místech; zde si zákony ty seřadíme dle posloupnosti a dle znění na základě teorie dualistické a unitarické.

1. Zákon stálých poměrů v.

Táž sloučenina má vždy totéž sloučenství t. j. skládá se z týchž prvků a má vždy rovné procentové složení, ať byla připravena kdekoliv a kdykoliv. Různá znění téhož zákona jsou:

a) Prvkové se slučují vespolek po rovnomocninách (§. 14.).

b) Prvkové se slučují dle jednoduchých a určitých objemů, obecně atomů zvaných, jichžto váha slove váha atomová (§. 64, Gay-Lussacův zákon).

2. Zákon množných poměrů v.

a) Prvkové se slučují netolikpo jedné rovnomocnině, ale i po násobku jejím nejmenšími čísly celými (§. 15.).

b) Prvkové se slučují dle váhy i dle objemu v určitých poměrech neb násobkách jich čísly celými. Slučování prvků se děje totiž tím spůsobem, že jediný atom neb určitý počet atomů jednoho prvku slučuje se s jedním neb více atomy druhého prvku.

3. Zákon o zachování či nezrušitelnosti hmoty.

Váha sloučeniny se rovná součtu váhy součástí a obráceně.

a) Při skladu a rozkladu chemickém nemůže hmota ani přibyti ani ubytí, hmota se jen mění a obíhá v nejrozmanitějších podobách (§. 31.).

b) Atomů nelze zrušiti ani proměniti, toliko molekuly se mění (§. 66.).

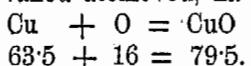
§. 68. Chemické rovnice.

Všeliké děje chemické znázorňují se tím, že se sestavují značky prvků a vzorce sloučenin působících v sebe do chemických rovnic. Na levo znaménka rovnosti staví se značky a vzorce těl v sebe účinkujících, na pravo pak značky a vzorce zplodin dějův chemických. Znamének (+), (−), (=) užívá se v smyslu algebraickém; + značí: přidá se, přičiní se, neb smísi se; − znamená: pouští, ztrácí, ubírá; = čte se: dává, mění se, rovná se.

Základem rovnic chemických jest zákon o zachování hmoty, nebo jestliže při skladu neb rozkladu nic na zmar přijíti nemůže, rovná se

nutně součet rovnomočnin neb atomů na jedné straně součtu rovnomočnin neb atomů na druhé straně znaménka rovnosti.

Rovnice chemické tvoří základ výpočtů chemických, nahradí se totiž vždy značka **prvku** vahou atomovou, na př.



§. 69. Jak se vypočítá procentové složení sloučenin a jak se stanoví z procentového složení vzorce?

Příklad. Jaké jest složení vody ve 100 částech?

$$\text{H}_2\text{O} = 2 + 16 = 18$$

$$18 : 100 = 16 : x, \quad x = 88.9\% \text{ O}$$

$$18 : 100 = 2 : x, \quad x = 11.1\% \text{ H.}$$

Jak viděti, jest výpočet procentového složení snadný, řeší se trojčlenkou na základě vah atomových neb rovnomočnin.

Vzorec sloučeniny ustanovíme z procentového složení, dělíme-li procenta každého **prvku** atomovou vahou neb rovnomočninou, podíly pak k sobě se mají jako počet atomů neb rovnomočnin.

Na př. plynající čpavek chová v sobě 82.4 % dusíka a 18 % vodíka, jaký jest jeho vzorec?

$$\frac{82.4}{14} = 6, \quad \frac{18}{1} = 18$$

$$6 : 18 = 1 : 3 \text{ t. j.}$$

čpavek drží na 1 atom dusíka 3 atomy vodíka, proto vzorec NH_3 .

Úlohy. Vypočtejte procentové složení těchto železných rud: Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{H}_2\text{O}$. 2. Je-li procentové složení sirovodíku: S = 94, H = 6, jaký jest vzorec? 3. Plyn bahnatý chová 75 % C a 25 % H, jaký má vzorec?

§. 70. Jak se vypočítá hutnost z váhy atomové neb molekulárné?

Budiž h = hutnost, a = atomová váha, m = molekulárná váha.

Litr vzduchu váží 1.2932 gr.* litr vodíka váží 0.0896 gr.

$$\text{vodíka } h = 0.0896 : 1.2932 = 0.0693.$$

U plynných prvků neb takových, ježto lze v plyn proměnit, jest $h = 0.0603 \times a \dots 1)$.

* Výpočty o plynech platí pro teplotu 0° a 76 cm. tlaku.

Ješto se $m = 2a$, tedy $a = \frac{m}{2}$, pak jest u sloučenin plyných neb takových, kteréžto lze v plyn proměnit:

$$h = 0.0693 \times \frac{m}{2} \dots 2)$$

Příklad. Jaká jest hutnost dusíka, když je váha atomová = 14?

$$x = 14 \times 0.0693 = 0.969.$$

Jaká jest hutnost ammoniaku?

$$\text{NH}_3 = 14 + 3 = 17$$

$$x = 0.0693 \times 17 = 0.589.$$

Přesvědčte se o pravdivosti čísel udávajících hutnost, ježto jsou posud v knize uvedena.

§. 71. Jak se vypočítá váha plynu neb páry z daného objemu?

Litr vzduchu = 1.2932 gr., h vodíka = 0.0693, 1 litr vodíka váží = $1.2932 \times 0.0693 = 0.0896$ gr., 0.0896 gr. = 1 kryth.

Kryth jest váha litru vodíka a slouží za jednici při výpočtech váhy plynů neb par.

$$1 \text{ litr O} = 16 \text{ krythů} = 1.3336 \text{ gr.}$$

$$1 \text{ litr N} = 14 \quad " = 1.2544 \quad "$$

$$1 \text{ litr Cl} = 35.5 \quad " = 3.1808 \quad "$$

Kryth jest veličinou stálou = k, pak jest:

1. Váha plyných prvků: $\begin{cases} x \text{ litrů} = a \cdot k \cdot x \text{ gr.} \\ x \text{ krychl.cm.} = a \cdot k \cdot x \text{ mgr.} \\ x \text{ krychl.m.} = a \cdot k \cdot x \text{ kgr.} \end{cases}$

Jak zní rovnice tyto slovy?

U sloučení třeba stanoviti molekulárnou váhu (m) a z této váhu objemovou (o). Známo, že $m = 2a = 2o$, tedy $o = \frac{m}{2}$.

Příklad. Váha objemová HCl:

$$m = 1 + 35.5 = 36.5$$

$$o = \frac{36.5}{2} = 18.25$$

t. j. týž objem HCl jest 18.25kráte těžší než rovný objem vodíka.

$$\text{2. Váha plynných sloučenin: } \begin{cases} x \text{ litrů} = \frac{1}{2} m \cdot k \cdot x \text{ gr.} \\ x \text{ krychl. cm.} = \frac{1}{2} m \cdot k \cdot x \text{ mgr.} \\ x \text{ krychl. m.} = \frac{1}{2} m \cdot k \cdot x \text{ kgr.} \end{cases}$$

Vyjádřete rovnice ty slovy.

1. Příklad. Kolik váží 12·5 krychl. m. kyselka?

$$x = 16 \times 0\cdot0896 \times 12\cdot5 = 16\cdot67 \text{ kgr.}$$

2. Příklad. Kolik váží 3·4 litru CO₂?

$$m = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$x = \frac{1}{2} \times 44 \times 0\cdot0896 \times 3\cdot4 = 6\cdot702 \text{ gr.}$$

S. 72. Jak lze vypočítati objem plynu neb páry z dané váhy?

Třeba znáti objem plynu, jenž váží 1 gram. Známo dle předešlé rovnice, že

$$1 \text{ litr} = \frac{1}{2} m \cdot k \cdot \text{gr.}, \text{ z toho}$$

$$\text{gr.} = \frac{2 \text{ litr}}{m \cdot k} = \frac{2 \text{ litr}}{m \times 0\cdot0896} = \frac{22\cdot32}{m} \text{ litr,}$$

$$\text{tedy } 1 \text{ gr. plynu} = \frac{22\cdot32}{m} \text{ litrů.}$$

$$x \text{ gr.} = \frac{22\cdot32}{m} x \text{ litrů}$$

$$\text{Pak jest objem plynu z váhy: } \begin{cases} x \text{ mgr.} = \frac{22\cdot32}{m} x \text{ krychl. cm.} \\ x \text{ kgr.} = \frac{22\cdot32}{m} x \text{ krychl. m.} \end{cases}$$

Často třeba věděti, jaký objem zajímá plyn, jehož váha jest vyjádřena číslem rovným váze molekulárné.

Pak jest u předešlé rovnice $x = m$, to vložme a jest:

$$m = \frac{22\cdot32 \cdot m}{m}, \text{ z toho } m = 22\cdot32.$$

Dle toho jest $m \text{ gr.} = 22\cdot32 \text{ litrů}$

$$m \text{ mgr.} = 22\cdot32 \text{ krychl. cm.}$$

$$m \text{ kgr.} = 22\cdot32 \text{ krychl. m.}$$

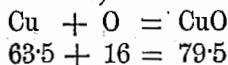
Příklad: 71 gr. chloru
32 „ kyslíka
44 „ kysličníka uhličitého } měří 22·32 litrů.

Pravidlo: 22·32 litrů, krychl. metrů, krychl. cm. plynů neb par rovná se vždy váze vyjádřené vahou molekulárnou v gr., kgr. neb mgr. Pravidlo to jest výsledek zákona: molekuly prvků a sloučenin plynných za týchž okolností jsou stejně veliké.

§. 73. Jak se vypočítá váha a objem těl v sebe působících a jak váha a objem zplodiny?

1. Výpočet váhy.

Příklad. 25 gr. mědi se má proměnit v kysličník měďnatý:
a) kolik kyslíka k tomu třeba? b) kolik váží zplodina?



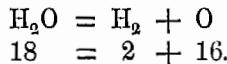
$$63\cdot5 : 25 = 16 : x, \quad x = 6\cdot3 \text{ gr. kyslíka}$$

$$\text{CuO} = 25 + 6\cdot3 = 31\cdot5 \text{ gr. kysličníka měďnatého.}$$

Úlohy. 1. Kolik gr. vodíka nabudeme elektrolyzou 25 gr. vody? 2. Kolik gr. kyslíka třeba k úplnému a kolik k neúplnému spálení 8 gr. uhlíka?

2. Výpočet objemu.

1. Příklad. Kolik litrů vodíka a kyslíka nabudeme elektrolyzou 50 gr. vody?



Rozkladem 1 mol. vody nabýváme H_2 , molekulu vodíka. Dle předešlého §. víme, že 1 mol. = 22·32 litrů, zasadme to do úměry a máme:

$$18 : 50 = 22\cdot32 : x$$

$$x = 62 \text{ litrů vodíka.}$$

Rozkladem molekuly vody nabýváme $\frac{1}{2}$ molekuly kyslíka.

$$1 \text{ mol.} = 22\cdot32, \quad \frac{1}{2} \text{ mol.} = \frac{22\cdot32}{2} = 11\cdot16,$$

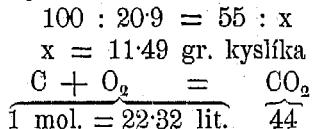
vložme do úměry:

$$18 : 50 = 11\cdot16 : x$$

$$x = 31 \text{ litrů kyslíka.}$$

2. Příklad. Kolik gr. kysličníka uhličitého nabudeme spalováním uhlíka, když při tom spotřebováno 55 litrů vzduchu?

Jest známo, že se účastní při hoření toliko kyslík vzduchu a že chová vzduch 20·9 % kyslíka.



$$\begin{array}{rcl} 22\cdot32 : 11\cdot49 & = & 44 : x \\ x & = & 22\cdot65 \text{ gr. kysličníka ubličitého.} \end{array}$$

Úloha. Kolik fosforu jest třeba, abyhom ubrali všecek kyslík 10 krychl. met. vzduchu?

§. 74. Stanovení atomové váhy pomocí rovnomoocnín, zákona objemového a měrné teploty.

a) Již Dalton ukázal, jak lze stanoviti atomovou váhu z procentového složení sloučenin. Na př. voda skládá se z 11·1 % vodíka a 88·9 % kyslíka. Položme váhu vodíka = 1, pak jest váha kyslíka = 8. Tak lze pokračovati, jako jsme si počívali v §. 14., vyvozujíce rovnomoocniny a tedy také váhy atomové ze slučování síry s jednotlivými kovy.

b) Atomovou váhu lze stanoviti pomocí zákona objemového. Podařilo se posud ustanoviti takto váhu molekulárnou i atomovou u 25 prvků z jich těkavých sloučenin. Třeba tu znáti procentové složení a hutnost plynné sloučeniny i součástí.

Na př.: má se vypočítati atomová váha dusíka. K tomu cíli si volíme plynnou sloučeninu dusíka třeba čpavek:

$$\begin{array}{l} \text{hutnost čpavku} = 0\cdot588, \\ \text{hutnost dusíka} = 0\cdot969. \end{array}$$

Molekula $\text{NH}_3 = \frac{0\cdot558 \times 2}{0\cdot0693} = 17$, v NH_3 jsou 3 atomy H = 3 váhy a 1 atom N = 14 váh.

Molekula N = $\frac{0\cdot969 \times 2}{0\cdot0693} = 28$, z toho též patrno, že molekula dusíka chová dva atomy = N_2 .

Úloha. Ustanovte atomovou váhu síry pomocí sirovodíka a atomovou váhu chloru pomocí chlórovodíka.

c) Stanovení atomové váhy pomocí měrného tepla. Známo dle §. 26. co jest jednice tepla či kalorie.

Kalorie jest ono množství tepla, které ohřeje 1 kgr. vody o 1° výše. Různé hmoty vyžadují rozličná množství tepla, aby se ohřály o 1° výše; pravíme různé hmoty mají rozličnou chápavost (kapacitu) tepla, neb jinak, rozličné hmoty mají různé měrné teplo.

Porovnáváme-li chápavost tepla u rozličných těl s chápavostí tepla vody jakožto jednicí, nabýváme podobných čísel, jako jsou čísla vyjadřující měrné váhy.

Dulong a Petit objevili, že měrné teplo různých těl stojí v obráceném poměru ku váhám atomovým.

Z toho plyne, že součin měrného tepla a váhy atomové jest veličinou stálou u všech prvků, t. j. atomy všech prvků chovají při téže teplotě rovně mnoho tepla; na př. totéž množství tepla ohřeje 24 gr. hořčíka, 39 gr. draslíka a 63 gr. mědi o 1° výše.

Součin měrného tepla a váhy atomové slove teplo atomové.

Pomocí měrného tepla ustáновena atomová váha mnohých prvků, zvláště oněch, ježto nedávají těkavých sloučenin aneb u nichž určení atomové váhy pomocí objemu je příliš obtížné. Také opraveny pomocí měrného tepla váhy atomové některých prvků, na př. u síry ze 16 na 32, u kadmia z 58 na 116, u rtuti ze 100 na 200. Podobně opraveny i atomové váhy fosforu a arsenu, kde molekula prvku výminečně ze 4 atomů se skládá.

Že se atomové teplo jen málo mění, a že je skoro u všech prvků veličinou stálou, o tom svědčí tato tabulice:

| Jméno prvku. | Měrné teplo | Atomová váha | Teplo atomové |
|---------------------|-------------|--------------|---------------|
| Síra | 0·1630 | 32 | 5·214 |
| Iod | 0·0541 | 127 | 6·873 |
| Fosfor | 0·2020 | 31 | 6·262 |
| Arsen | 0·0814 | 75 | 6·095 |
| Kalium | 0·1655 | 39 | 6·454 |
| Magnesium | 0·2499 | 24 | 5·998 |
| Železo | 0·1120 | 56 | 6·272 |
| Měď | 0·0930 | 64 | 5·952 |
| Stříbro | 0·0560 | 108 | 6·048 |
| Rtuf | 0·0324 | 200 | 6·494 |

XIII. Hlava. Mocnost atomová (Quantivalenz).

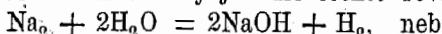
§. 75. Substituce atomů a atomy rovnomočné.

Pokus 88. Opakujme rozklad vody sodíkem (§. 56.).

Zplodiny děje jsou vodík a žíravý natron. Víme již z elektrolyzy vody, že má složení H_2O .

Rozborem žíravého natronu shledáme tento poměr: $Na : O : H = 23 : 16 : 1$, proto jest nejjednodušší vzorec žíravého natronu $NaOH$.

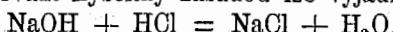
Pak se může díti rozklad vody jen dle těchto rovnic:



Sodík zastupuje v obou případech vodík, a sice atom za atom. Pravíme atomy sodíka a vodíka jsou rovnomočny, protože se vzájemně nahrazují.

Pokus 89. Přičívajme ku $NaOH$ od předešlého pokusu kyselinu solnou, obarvíce ji dříve lakmusem. Konečně nabude směs barvy fialové, ježto nemá ani vlastnosti natronu, ani kyseliny solné. Odpaříce vodu poznáme ve zbytku již po chuti sůl kuchyňskou.

Děj zobojetřiování kyseliny zásadou lze vyjádřiti rovnicí:



Z toho patrno, že atomy vodíka, chloru a natria jsou rovnomočními, ježto se vzájemně atom za atom nahrazují.

Pokus 90. Polejme kousek zinku v kalíšku kyselinou solnou. I vyvíjí se vodík: $Zn + HCl = ZnCl + H$. Spalováním zinku nabudeme ZnO ; polejme v jiném kalíšku ZnO kyselinou solnou. Nevyvíjí se vodík, jelikož ihned ve vodu se sloučuje: $ZnO + HCl = ZnCl + HO$.

Pravé složení vody jest však H_2O , aby se pak mohla voda tvoriti, třeba vzítí 2 mol. HCl : $ZnO + 2HCl + ZnCl_2 + H_2O$. Z toho patrno, že **atom** zinku nahrazuje 2 atomy vodíka, a že atomy zinku a kyslíka jsou rovnomočny.

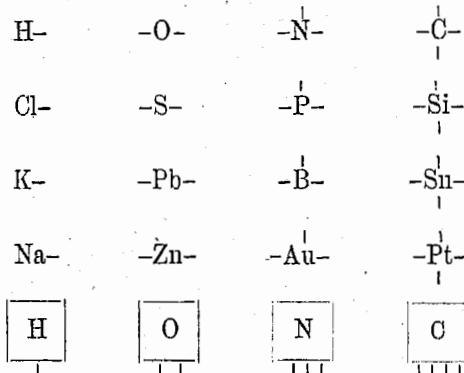
Úhrnný výsledek. Poslední tři pokusy nám patrně ukázaly, že se atomy různých prvků nahrazují; někdy atom za atom, toť atomy rovnomočné, jindy atom za dva atomy, toť atomy různomočné. Chemický děj slove nahrazování č. substituce.

§. 76. Jak vysvětuje atomická theorie rozdílné mocenství atomů?

Zkušenosti nabité z posledních pokusů, jakož i elektrolysovou odůvodněnou vzorce HCl , H_2O a H_3N vedou nás k otázce: jak lze

vysvětliti rozdílnou substituci atomů a rozmanité složení uvedených sloučenin vodíka?

Theorie atomická vykládá to tímto spůsobem: Atom každého prvku má určitý počet jednic slučivosti chemické či bodu přítažlivosti (as jako háčků, neb polů na magnetu), jimiž jedině se sloučují s jinými atomy. Označme si jednice slučivosti na atomech prvků čárkami, pak se jeví slučivost atomová as takto:



Tato vlastnost atomů nazývá se mocnost atomová. U měření mocnosti atomové slouží opět atom vodíka svou slučivostí za jednici.

Rozeznáváme pak prvky jednomocné, jichž atomy se sloučují toliko s jedním atomem vodíka v molekulu stálou, mají tedy atomy jednomocné po jediné jednici slučivosti č. jediném polu.

U dvojmocných prvků mají atomy po dvou jednících slučivosti č. dvou polech a sloučují se s dvěma atomy vodíka v molekulu stálou atd.

§. 77. Roztrídění prvků dle mocnosti atomové a vzorce strukturní.

1. Jednomocné prvky: H, Cl, Br, I, Fl, K, Na, Ag.
Příklady jich sloučenin: HCl, KI, AgCl.
2. Dvojmocné prvky: O, S, Ca, Mg, Ba, Sr, Zn, Pb, Hg, Cu a j.
Příklady jich sloučenin: H_2O , H_2S , $CaCl_2$, ZnO , PbS atd.
3. Trojmocné prvky: N, P, As, Sb, Bi, B, Au.
Příklady jich sloučenin: NH_3 , PCl_3 , $AuCl_3$ atd.
4. Čtyrmocné prvky: C, Si, Sn, Pt.
Příklady jich sloučenin: CH_4 , SiO_2 , $SnCl_4$, $PtCl_4$.

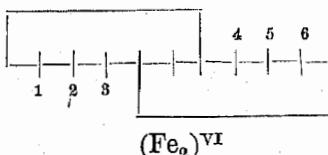
5. Pětimocné prvky: N, P, As, Sb, Bi.

Příklady jich sloučenin: NH_4Cl , PCl_5 atd.

6. Šestimocné prvky: Mo, W, U, Al_2 , Mn_2 , Cr_2 , Fe_2 .

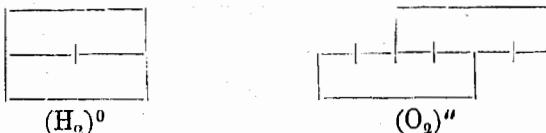
Z přehledu toho viděti, že titéž prvkové N, P, As, Sb a Bi jsou v některých sloučeninách trojmocnými, v jiných pětimocnými.

Dvojatomy Al_2 , Mn_2 , Cr_2 , Fe_2 a j. jeví se šestimocnými, což si lze vysvětliti tím, že jediný atom téhoto prvků je čtyrmocný, kdežto dva atomy po jedné slučivosti vespolek v molekulu šestimocnou se váži:



Z toho pak viděti, že mocnost atomová není stálá. Jelikož pak činí rozdíl při odchylkách vždy 2 jednice slučivosti, myslí se, že jednice slučivosti, které zůstávají nenasyceny, nasycují se mezi atomy téhož prvků vzájemně.

Dělíme proto vhodně prvky v *lichomocné* (*perissaden*) a *sudomocné* (*artiaden*). V molekulách se nám jeví prvky tak, že atomy se pojí k sobě jednou slučivostí:



Je-li n ukazovatel jednic slučivosti atomů, zůstává v molekule prvku vždy $2n - 2$ jednic slučivosti volných. Dle toho jest molekula čtyrmocného hliníka šestimocna: $\text{Al}_2^{\text{IV}} = (2 \times 4) - 2 = 6$.

Sloučeniny, v jichž molekulách zůstávají volné jednice slučivosti, slovou sloučeniny *nenasycené* na př. $\text{CO} = \text{:C=O}$. Sloučeniny pak, jichž molekuly *nemají* volných jednic slučivosti, slovou sloučeniny *nasycené* na př. $\text{CO}_2 = \text{O=C=O}$. Sloučeniny nasycené jsou proto *stálejší* sloučenin nenasycených, ježto snadno v nasycené se mění.

Atomy o rovné mocnosti mohou se ve sloučeninách vzájemně nahrazovati, jsou *rovnomočné č. aequivalentní*. Při všech dějích chemických koná se výměna prvků toliko rovným počtem jedniček slučivosti. Dle všeho, co jsme o mocnosti atomové poznali, lze molekuly sloučenin zvláštními *obrazními č. strukturálními* vzorce znázorňovati.

Vzorce strukturální nám předvádějí vniternou stavbu molekul a lze je tedy za vzorce rozumové č. rationalně považovati.

§. 78. Rozhled v teorii atomicko-molekulárné.

1. Těla nelze děliti do nekonečna, každé dělení má své meze. Nejmenší částečky sloučenin i prvků, jichž mechanickým dělením nabýváme, a které o sobě obstati mohou, slovou *molekuly*.
2. Molekuly rozličných těl jsou co do objemu rovné, co do váhy však nestejně těžké.
3. Rovné objemy plynů (prvků i sloučenin) při téže teplotě a tlaku drží týž počet molekul, protož jest i váha molekulárná úměrná hustnosti č. váze měrné.
4. Ač nelze molekuly mechanicky více děliti, lze předce ještě molekuly chemicky buď v stejnorodé (u prvků), buď v různorodé (u sloučenin) částečky rozložiti. Tyto nejmenší částečky, jichž nabýváme chemickým dělením, a které o sobě obstati nemohou, slovou *atomy*.
5. Atomy různých prvků jsou co do objemu rovné, dle váhy však rozdílné. Jest tolik druhů rozličných atomů, kolik známých prvků (66). Atomy téhož prvku jsou vždy stejně těžké.
6. Molekuly prvků i sloučenin jsou co do objemu dvakrátě tak veliké jako jich atomy. (Až na které výjimky?)
7. Molekulárná váha nějaké sloučeniny neb prvku rovná se vždy součtu vah atomů molekulu skládajících.
8. Atomové váhy prvků rovnají se buď rovnomoocnínám (u prvků lichomoocných), neb jsou dvakrátě větší než rovnomoocniny (u prvků sudomoocných).
9. Vzorce sloučenin sestavené na základě rovnomoocnín (jinak starší) měníme v molekulárné, když násobíme prvky lichomoocné 2, aneb dělíme sudomoocné prvky 2, je-li totiž počet rovnomoocnín číslo sudé, tedy dělitelné 2.

V. ODDÍL.

Sloučeniny potrojné č. ternaerní. Hydráty a soli.

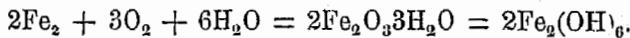
XIV. Hlava. Tvoření hydrátů.

§. 79. Působení vzduchu v kovy obecné u přítomnosti vody.

Pokus 91. Zůstavme po delší dobu železné piliny vodou povlhčené na vzduchu.

Pozorování. Brzo se mění piliny v prášek žlutý až hnědý.

Výsledek. Kyslík vzduchu působí mocněji v železo u přítomnosti vody než ve vzduchu suchém:



Děj tento slove rezavění železa, železná rez jest hydrát železity.

Leštěné železo nerezaví tak rychle jako drsné. Na cínovaném nebo tuhou natřeném železe potahují se místa nedostatečně natřená více růží, než na pouhém železe.

Pokus 92. Něco olova polejme na misce destilovanou vodou tak, aby vzduch současně v olovo mohl působit a zůstavme delší dobu.

Pozorování. Lze dokázati po 3—4 dnech olovo ve vodě rozpuštěné.

Výsledek. Olovo se rychleji mění na vzduchu vlhkém nežli suchém: $\text{Pb} + \text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{PbOH}_2\text{O} = \text{Pb}(\text{OH})_2$. Ve vodě jest rozptýlen hydrát olovnatý.

Měkká voda rozpouští více olova než tvrdá. Při rozvádění vody rourami olověnými často nedostatečně uvnitř pocínovanými třeba si toho povšimnouti, jelikož sloučeniny olovnaté jsou zdraví nebezpečné jakožto kruté jedy.

Podobně jako se mění železo a olovo, mění se i ostatní obecné kovy na vzduchu vlhkém, zvláště však měď a zinek. Nejvíce vzdoruje účinkům vzduchu vedle kovů drahých cín, proto se též kovy cínlou potahuje.

V ohledu zdravotním jsou železo a cín nejméně nebezpečny, prvek protože v malém množství sloučeniny jeho tělu slouží (v krvi i mase), druhý, protože vzdoruje účinkům vzduchu i kyselých kapalin.

§. 80. Slučování kysličníků s vodou.

Pokus 93. Pokropme pálené vápno mírně vodou.

Pozorování. Vápno se rozsýpá, šumí a zahřívá, protože se slučuje s vodou.

Výsledek. Uvolněná teplota jest výsledek prudkého slučování: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaO} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$. Tento chemický děj se provádí ve velkém a slove obecně hašení vápna.

Hašené vápno jest hydrát vápenatý, modří lakkus a rozpouští se skrově ve vodě.

Pokus 94. Spalte na železné lžičce malý kousek draslíka a pokropme opatrně vodou.

Pozorování. Směs prudce šumí a část vody se uvolněným teplem odpařuje.

Výsledek. Draslo se s vodou prudce slučuje a proto též zahřívá: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{O} \cdot \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$.

Vzniklá sloučenina jest hydrát draselnatý a slove obecně žíravé draslo. Má chut žíravou, lakkus modří a snadno se ve vodě rozpouští. Jelikož nelze draslo a natron před vodní parou na vzduchu uchrániti, má toliko žíravé draslo a žíravý natron praktické důležitosti.

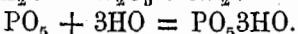
Kysličník hořečnatý, hlinity a kysličníky těžkých kovů se tak prudce s vodou neslučují.

Sloučeniny kovových kysličníků s vodou slovou hydráty č. hydroxydy a jsou dle povahy obecně zásady.

Pokus 95. Spálivše něco fosforu pod vysušenou skleněnou báni pokropme vzniklý kysličník fosforečný vodou.

Pozorování. Směs šumí a tvoří syrubovitou kapalinu, jež jest chuti kyselé a lakkus červený.

Výsledek. Kysličník fosforečný se slučuje s vodou v kyselinu fosforečnou $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{O}_5 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$;



Pokus 96. Předestilujme něco české kyseliny sírové, nachytejme SO_3 a skropme mírně vodou.

Pozorování. Týž zjev jako u předcházejícího pokusu lze sledovat.

Výsledek. Destilací pouští česká kyselina sírová SO_3 , jenž se s vodou opět slučuje: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4\text{H}_2$. Proto se užívá často kysličníka fosforečného a sírového jakožto mocných vysušovadel, proto též česká kyselina sírová dýmá, srážejíc ze vzduchu vodní páru.

Také ostatní kysličníky nekovů se často slučují s vodou v hydráty č. hydroxydy. Hydráty nekovových kysličníků zoveme vůbec kyselinami.

Kysličníky siřičitý, uhličitý a křemičitý nelze sloučiti přímo s vodou v hydráty, ano CO_2 a SO_2 v hydrátech ani neobstojí, jelikož první z vody těká a druhý se v roztoku záhy na kyselinu sírovou okysličuje.

Úhrnný výsledek. Sloučeniny, jež povstávají slučováním se kysličníků s vodou, slovou obecně hydráty č. hydroxydy. Jim na rozdíl zoveme bezvodé kysličníky anhydridy. Hydráty jsou sloučeniny potrojné, skládajice se ze tří prvků: vodíka a kyslíka vedle kovu nebo nekovu.

V hydrátech se nevyskytá voda vedle bezvodého kysličníka, nýbrž toliko vodík a kyslík v poměru, v jakém tvoří vodu.

Dle chemického chování slovou hydroxydy kovů obecně zásady, hydroxydy nekovů kyseliny.

Zásady ve vodě rozpustné (hydroxydy K, Na, Ca, Ba) jsou chuti žírávé č. louhovité a modří lakkus. Kyseliny ve vodě rozpustné (většina kyselin) jsou chuti kyselé, lakkus červený. Jsou tedy zásady a kyseliny chování opačného, o čemž později při tvoření solí ještě se přesvědčíme.

XV. Hlava. Rozklad hydrátů teplem.

§. 81. Rozklad zásad.

Pokus 97. Žíhejme hydrát měďnatý ve skumavce něco nad 100° .

Pozorování. Modrozelený prášek černá a na skumavce se srážejí vodní páry.

Výsledek. Hydrát měďnatý se vyšší teplotou štěpí:



Pokus 98. Žíhejme hydrát olovnatý ve skumavce as na 100° .

Pozorování. Bílý prášek žloutne a pouští vodu.

Výsledek. Hydrát olovnatý se štěpí vyšší teplotou: $\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$.

Lze pak vůbec říci: vyšší teplotou se rozkládají všaké hydráty kysličníkův kovů (až na draselnatý, sodnatý a barnatý) v kysličníky bezvodé a vodu. Toť obecný spůsob, jakým lze nabysti bezvodých kysličníkův.

Rozklad hydrátu železitého či hnědelu (limonitu) děje se na př. ve vysoké peci a při pálení cihel ve velkém.

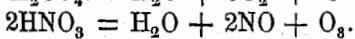
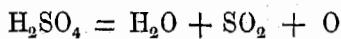
§. 82. Rozklad kyselin.

Pokus 99. Žíhejme něco kyseliny fosforečné na plíšku platinovém.

Pozorování. Teplotou 215° pouští kyselina fosforečná 1 mol. H_2O a mění se ve sklovitou kyselinu pyrofosforečnou, teplotou červeného žáru pouští druhou mol. H_2O a mění se v kyselinu metafosforečnou, která již vyšší teplotou vody nepouští, toliko v parách bez proměny těká.

Výsledek. Rozklad se děje: $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (u 215°), $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 = 2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (v červeném žáru). Podobně se chovají kyselina borová a křemičitá, zůstavují však ve zbytku pouhé anhydrydy.

Vedeme-li páry kyseliny sírové a dusičné rozpálenou rourou porcelanovou, rozkládají se podobně, avšak současně i anhydrid dále se ještě štěpí:



Památný jest poněmáhlý rozklad kyseliny křemičité přijaté rostlinami ze země: $\text{H}_4\text{SiO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SiO}_3$, $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Kysličník křemičitý se nalézá ve stéblech nahromaděn a jest příčinou pevnosti stébel a j. částí rostlin.

Tak si vysvětlíme částečně tvoření zkamenělin č. petrefact, se stávajících podstatně z SiO_2 , jenž zetlelou hmotu živočišnou neb rostlinnou nahrazuje, avšak tvar organismů zachovává.

XVI. Hlava. Tvoření solí.

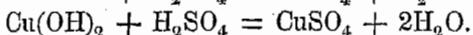
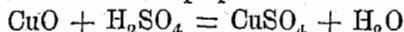
§. 83. Tvoření solí vzájemným působením zásad a kyselin.

Pojem zásad a kyselin jsme již z pokusů odvodili a je proto již tak daleko znám, abychom slučování zásad a kyselin v soli sledovati mohli.

Pokus 100. Polejme ve skumavkách něco kysličníka a hydrátu měďnatého rozředěnou kyselinou sírovou.

Pozorování. Kysličník i hydrát se rozpouští v modrozelenou kapalinu

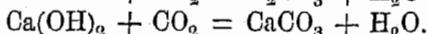
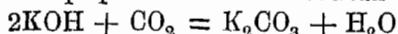
Výsledek. Tvoří se v obou případech síran měďnatý a voda:



Pokus 101. Foukejme skleněnou rourkou do roztoku žíravého drasla a hašeného vápna.

Pozorování. V obou případech se kysličník uhlíčitý z plíce vyloučený pohlcuje, v druhém se tvoří mimo to bílá srazenina.

Výsledek. V obou případech vzniká uhlíčitan a voda:



Úhrnný výsledek. Posledními pokusy jsme nabyla sloučenin, které obecně solí slovou. Obecná jich jména jsou: modrá skalice, salajka a vápenec. Základ tvoření solí z kyselin a zásad jest zohjetňování č. neutralisace. Zásady i kyseliny drží vodík, jejž lze částečně neb úplně nahraditi buď radikálem (elektro)negativním neb (elektro)positivním. Solí vznikají z kyselin, když vodík kyseliny částečně nahradíme radikálem (elektro)positivním čili kovem.

Vedle solí tvoří se při vzájemném působení kyselin v zásady vždy voda. Proto nesmíme považovati soli za sloučeniny zásad a kyselin aneb domnívat se, že by se v solích vyskytala kyselina vedle zásady.

§. 84. Tvoření solí působením kyselin v sirníky a chloridy.

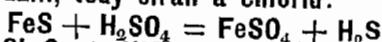
1. Působení kyselin v sirníky.

Kyseliny působí v sirníky podobně jako v kysličníky, rozdíl záleží v tom, že vzniká vedle soli místo vody sirovodík.

Pokus 102. V jedné skumavce přičiřme ku zrnku sirníka železnatého kapku kyseliny sírové, ve druhé ku zrnku sirníka antimonového kapku kyseliny solné.

Pozorování. Ihned se vyvíjí plyn bezbarvý, v kterém již po zápachu sirovodíku poznáváme.

Výsledek. V obou případech se tvoří vedle sirovodíka sůl té kyseliny, již jsme užili, tedy síran a chlorid:



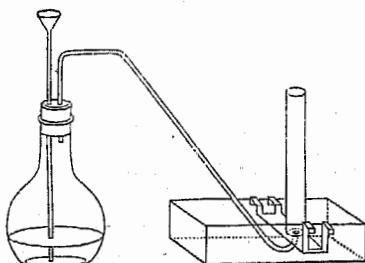
O působení kyselin v sirníky lze obecně říci:

1. Rozředěná kyselina sírová a solná rozkládají sironíky kovů: K, Na, Ca, Ba, Fe, Zn, Mn, Co a Ni snadno v sirovodíku a síran neb chlorid.

2. Horká a sehnána kyselina solná rozkládají mimo to sironík antimonový, olovnatý a cínatý.

3. Při vyšší teplotě rozkládá plynný chlorovodík sironíky ostatních kovů v chloridy a sirovodíku.

Reakce této se užívá k výrobě solí ze sironíků ale též k výrábění sirovodíka.



Obr. 67. Vyvýjení sirovodíka a podobných plynů.

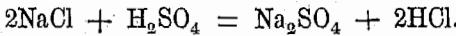
Sirovodík se obyčejně vyrábí v baňce s nálevkou, v níž se FeS rozkládá rozředěnou kyselinou sírovou. Plyn se odvádí do studené vody, která plyn dychtivě pohlcuje (sirovodíková voda), neb se jímá nadě rtutí (obr. 67.). Jelikož sirovodík vždy částečky kyseliny sírové a sironka spolu ztrhuje, třeba ho véstí dříve láhví vymývací.

2. Působení kyselin v chloridy.

Pokus 103. Smíchejme ve skumavce něco kuchyňské soli s kyselinou sírovou, ucpejme korkem, v němž větkána rourka spojená s vanou plynopudnou (viz obr. 7.). Mírně skumavku zahřívejme, chytajíc plyn nadě rtuti neb do vody.

Pozorování. V nachytaném plynu poznáme snadno chlorovodík, kdežto ve skumavce zbývá nová sůl, jinak vyhraňující než sůl kuchyňská.

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá chlorid sodnatý ve chlorovodíku a síran sodnatý č. sůl Glauberovu:



Reakce tato nám ukazuje, jak lze vyráběti kyselinu solnou. Podobně se vyrábí i fluorovodík z fluoritu.

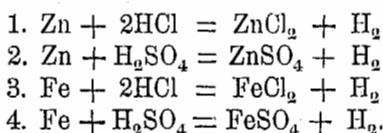
Hlavní výsledek: Působením kyselin v kysličníky, sironíky a chloridy nabýváme solí vedle vody, sirovodíka a chlorovodíka. Chemický děj jest vždy substituce č. nahrazování kovů vodíkem.

§. 85. Tvoření solí působením kyselin v kovy.

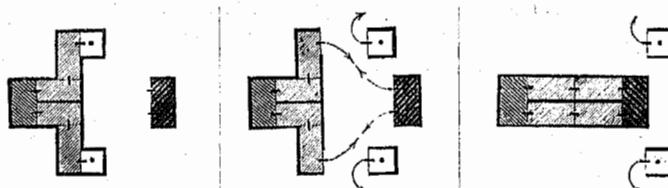
Pokus 104. Vezměme 4 kádinky, do 1. a 2. dejme něco zrněného zinku, do 3. a 4. něco železného drátu. Pak přičiňme do 1. a 3. kádinky něco sehnanej kyseliny solné a do 2. a 4. kádinky něco rozředěné kyseliny sírové. Po ukončené reakci procedme roztoky, odpařováním je zahustme a konečně ochladme.

Pozorování. Ve všech případech se vyvíjí vodík, kdežto se kovy dle rozličných okolností více méně rychle rozpouštějí. V 1. a 2. kádince shledáme po ochlazení krystalickou hmotu bezbarvou, ve 2. a 4. bledě zelené krystally.

Výsledek. Sloučeniny, jichž jsme nabyla, jsou soli v 1. a 3. kádince chloridy železnatý a zinečnatý, v 2. a 4. sírany železnatý a zinečnatý. Dle všeho mohou se dítí reakce jen tímto spůsobem:



Graficky znázorňuje působení železa v kyselinu sírovou obr. 68.



Obr. 68. Působení železa v kyselinu sírovou.

Reakce tyto nám ukazují, jak lze nabytí snadno vodíka.

Kterého pokusu jsme užili při vyvíjení vodíka?

Také mnohé jiné kovy se rozpouštějí v kyselině solné a sírové, čili působením obou kyselin i v jiné kovy lze připravit rozpustné chloridy a sírany.

Dle toho dají se kovy roztrídit ve tři skupiny:

1. Kovy: K, Na, Ca, Ba, Mg a Al rozkládají prudce kyselinu solnou a méně prudce sírovou.
2. Kovy Fe, Zn, Mn, Cr, Co, Ni, U a Cd také v obou kyselinách snadno se rozpouštějí, vyvinujíce vodík. Cín se rozpouští velmi pomalu v horké kyselině solné.

3. Kovy: Pb, Cu, Bi, Sb, Hg, Ag, Au a Pt se *nerozpouštějí* ani v kyselině solné, ani v sírové. Za spolupůsobení galvanického proudu však se mnohé kovy jinak nerozpustné rozpouštějí, na př. měď v kyselině sírové i solné; spojí-li se + pol s kovem a uzavře proud, vyvijí se na — polu vodík.

Výsledek o tvorbení solí. Kyslíkaté soli lze připravit působením kyslíkatých kyselin: 1. v kysličníky, 2. v sirníky a chloridy, 3. v kovy.

Chloridy lze podobně připravit pomocí kyseliny solné. Soli kyslíkaté jsou potrojné, chloridy podvojné sloučeniny.

XVII. Hlava. Jiné poměry solí.

§. 86. Starší a novější názor o složení solí.

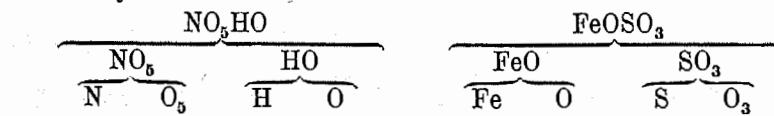
Od doby Lavoisierovy až skoro do roku 1860 panovalo výhradně tak zvané učení dualistické*) či učení Berzeliovo. Berzelius totiž celou soustavu učení toho zbudoval a ve vědě provedl. Základem toho učení jest domněnka, že všaké sloučeniny ze dvou těl vznikají.

Dva prvky dávají sloučeniny prvého stupně (sloučeniny podvojné č. binaerní), jako jsou: kysličníky, sirníky, chloridy, iodidy, bromidy, fluoridy a hydridy.

Dvě sloučeniny prvého stupně dávají spolu sloučeniny druhého stupně (sloučeniny potrojné, ternaerní), jako jsou všecky hydráty a soli kyslíkaté.

Vzorce i názvy hydrátů a solí jsou úplně učení tomu přispůsobeny. V dualistických vzorcích potrojních sloučenin jsou vždy vytknuty dvě bližší součásti sloučeniny, z nichž každá opět ze dvou vzdálenější součástí se skládá.

Značky chemické mají ve vzorcích těchto význam rovnomocnín. Tak na př. lze v hydrátu kyseliny dusičné NO_5HO a síranu železnatém součásti ty takto znázornit:



*) duo = dvě.

Avšak učení toto, jež předpokládá, že v hydrátech se vyskytá vedle bezvodého kysličníka voda, v solích vedle zásady kyselina a že jen slučováním jmenovaných součástí hydráty a soli vznikají, nalézá odpor ve zkušenostech, kterých jsme nabyli o tvoření solí v předcházejících odstavcích.

Viděli jsme ve všech případech, že vzniká vždy sůl nahrazováním č. substituci vodíka kyselinou kovem.

Z kyselin vyloučený vodík buď se ihned slučuje ve vodu, je-li k tomu vhodná příležitost, aneb se zcela uvolňuje, jak jsme v odstavci o působení kyselin v kovy viděli.

Dle učení dualistického však vzniká sůl vždy jen sloučením zásady s kyselinou, ježto se pak také v soli vedle sebe vyskytají.

Učení, s kterým všecky svrchu uvedené spůsoby tvoření solí se shodují a které považuje soli za úplný celek ze tří prvků složený, v němž zásadu a kyselinu vypátrati nelze, slove na rozdíl unitarickým* či atomicko-molekulárným.

Tomu názoru jsou přispůsobeny vzorce unitarické č. atomicko-molekulárné, v nichž značky prvků mají význam atomů; na př. kyselina dusičná HNO_3 a síran železnatý FeSO_4 . Vzorce tyto nám praví, že jedna molekula kyseliny dusičné se skládá z atomu vodíka, atomu dusíka a tří atomů kyslíka atd.

§. 87. Názvosloví a vzorce solí.

České názvosloví chemické zbudované velezasloužilými učenci J. V. Preslem a Vojt. Šafaříkem jest přispůsobeno učení dualistickému.

S názvoslovím podvojných sloučenin jsme se již seznámili v §. 16.

Sloučeniny kysličníků s vodou slovou hydráty (hydroxydy) a značí se přídavným jménem kysličníků, na př. hydrát draselnatý KOHO , hydrát sírový SO_3HO atd.

Soli vznikají z kyselin a zásad. Dle toho sestaveno tedy jméno jich z přídavných jmen kyseliny a zásady. Z jména kyseliny učiněno jméno podstatné o příponě —an a doplněno přídavným jménem zásady.

Sloučenina kyseliny dusičné zove se dusičnan, kyseliny sírové síran a dokládá se přídavným jménem zásady na př. dusičnan draselnatý KONO_5 , uhličitan vápenatý CaOOCO_3 .

Má-li sůl více kyseliny nad obyčejný poměr, doplňuje se jméno slovem *kyselý* na př. kyselý chroman draselnatý KO_2CrO_3 (též dvoj-

*¹) unus = jeden.

chroman zván), převládá-li zásada nad obyčejný poměr, užívá se slova *zásaditý* na př. zásaditý ubličitan měďnatý = $2(\text{CuO})\text{CO}_2$.

Když pak jest v soli rovnováha mezi kyselinou a zásadou, slove sůl *pravidelná* (obojetná). Sloučí-li se dvě soli (sloučeniny druhého stupně), povstane sloučenina třetího stupně, nazvaná *sůl podvojná*, na př. síran draselato-hlinitý (obecný kameneč) = $\text{KOSO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3\text{S}\text{O}_3$.

Ač ztrácí dualistické učení den óde dne přívrženců a učení unitarické skoro všeobecně se ujalo, zůstává názvosloví nezměněné, poněvadž změna názvosloví mnoho zmatků a převratů by spůsobila. Jeví se vždy více chvalitebná snaha učenců všech národů zavést do vědy názvosloví jednotné, řecko-latinské. Tak na př. jsou nové názvy obecné: K_2O kaliumoxyd, CO_2 carbondioxyd, H_2S hydriumsulfid, CaCl_2 calciumchlorid, NaOH natriumhydroxyd, NO_3H accidum nitricum, FeSO_4 ferrosulfat, NaNO_3 natriumnitrat, CaCO_3 calciumcarbonat, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ magnesiumphosphat, K_4SiO_4 kaliumsilicat atd. Avšak i kdyby názvosloví toto jednostojné úplně bylo provedeno, nelze názvu národních již z ohledu k jazyku samému zcela zamítouti.

Co do vzorečů, užívali jsme u počátečníků v chemii vzorečů dualistických, v nichž mají značky prvků význam rovnomočnin. To se dělo až po dobu, když jsme již nabýli zásobu zkušeností z pokusů dopracovavše se k učení o vnitřním složení hmoty či theorii atomicko-molekulárné. Od té doby užíváme vzorečů unitarických; častěji však budeme převáděti vzorce unitarické v dualistické a naopak, abychom dobré stránky oběho učení si osvojili.

§. 88. Převádění vzorečů dualistických v unitarické a naopak.

Kolikostné č. quantitativné složení sloučenin chemických jest mnohaletými a nesčíslnými rozbory na jisto postaveno, že ho žádná theorie nezmění. Změny rovnomočnin ve váhy atomové spůsobily totiž převrat u psaní vzorečů.

Vzorce chemické jsou výrazy názoru o složení sloučenin v rozličných dobách. Ač formou se tedy vzorce mění, jest základ jich týž a nemění se, totiž: zákon stálých poměrů, zákon množných poměrů a zákon o zachování či nezrušitelnosti hmoty.

Užívá se posud ve školách i v literatuře vzorečů starších vedle novějších a proto třeba přetvořování jich dobrě znáti.

Platí pak u věci té pravidla:

1. Vzorce, v nichž totiž značky prvků lichomočných t. j. jedno-, troj-, pěti-mocných se vyskytají, kde se totiž rovnomočnina shoduje s vahou atomovou, neliší se dualistické od unitarických. Podobně

se nemění vzorce u takových sloučenin, jež mají toliko značky prvků sudomocných t. j. dvoj-, čtyř-, šesti-mocných, u nichž váha atomová z dvojnásobné rovnomočnosti povstala. Na př. $H'Cl'$, $K'I'$, $A'gCl'$, neb $C''O'$, $S''O''_2$, $Ca''O''$, $Ca''C''O''_3$, $Fe''S''O''_4$ a t. d.

2. *Vzorce*, v nichž jsou značky smíšené t. j. značky prvků i lichomocných i sudomocných liší se podstatně od sebe a převádějí se:

a) *Vzorce dualistické v unitarické (či starší v novější).*

α) Budť se počet atomů prvků lichomocných zdvojnásobí na př. $HO = H'_2O''$, $HS = H'_2S''$, $KS = K'_2S''$, $KOSO_3 = K'_2S''O''_4$ a t. d.

β) Budť se počet atomů prvků sudomocných dělí dvěma, nepovstanou-li zlomky: $NO_4 = N''O''_2$, $NO_2 = N''O''$, $NO_5HO = N''O''_3H$, $KONO_5 = K'N''O''_3''$ a t. d.

b) *Vzorce unitarické v dualistické (či novější v starší).*

α) Budť se počet atomů prvků lichomocných dělí dvěma v případu, že nepovstanou zlomky na př. $H'_2O'' = HO$, $N'a_2S'' = NaS$, $Mg''Cl'_2 = MgCl$, $Na'a_2C''O''_3 = NaOCO_2$ a t. d.

β) Budť se počet atomů sudomocných prvků zdvojnásobí: $N''O'' = NO_2$, $C''H'_4 = C_2H_4$, $K'N''O''_3'' = KONO_5$ a t. d.

U převádění vzorců starších v novější jsou u β) výjimky a sice u chloridů s příponou — itý na př. $Fe_2Cl_3 = Fe'_2Cl'_6$, $Al'_2Cl_3 = Al'_2Cl'_6$ a t. d.; totéž platí i u chloridů s příponou — ičnatý na př. $Hg'_2Cl = Hg_2Cl_2$, $Cu_2Cl = Cu_2Cl_2$. Obě výjimky jsou opodstatněny tím, že jen takto opravené vzorce jsou vzorce molekulárné svědčící 2 objemům páry.

§. 89. Druhy solí.

Rozeznáváme soli pravidelné č. obojetné, soli kyselé, soli zásadité a soli podvojné.

Pokus 105. Zkoušejme roztoky rozličných solí laksusovým papírem.

Pozorování. Roztoky sody, salajky, boraxu modří červený laksus — reagují zásaditě č. alkalicky.

Roztoky hořké soli, soli Glauberovy, soli kuchyňské nemění ani červený ani modrý laksus — reagují obojetně č. neutralně.

Roztoky skalice bílé a modré, chloridu železitého a j. červení modrý laksus — reagují kysele.

Výsledek. Z pokusu těchto viděti, že není vždy zásada a kyseleina úplně nasycena ani v solích pravidelných. Reakci solí lze často i chutí rozeznati. Rozličné působení solí sluší hledati v povaze zásady a kyselin. Obecně lze říci:

1. Soli, ježto povstaly z mocné zásady a mocné kyseliny, reagují obojetně.

2. Soli, ježto povstaly z mocných zásad a slabých kyselin, reagují zásaditě č. alkalicky.

3. Soli, ježto povstaly z mocných kyselin a slabých zásad, reagují kysele.

Mocné zásady jsou hydráty: draselnatý, sodnatý, ammonatý, vápenatý, barnatý a hořečnatý.

Slabší zásady jsou hydráty: železnatý, zinečnatý, nikelnatý, měďnatý, olovnatý atd.

Slabé zásady jsou hydráty: blinitý, železitý, chromitý atd.

Mocné kyseliny jsou: sírová, dusičná, solná.

Slabší kyseliny jsou: fosforečná, arseničná, borová.

Slabé kyseliny jsou: uhličitá, siřičitá, chlornatá, křemičitá, chromová, manganová a j.

Rozdělení solí na pravidelné, kyselé a zásadité má svůj základ přede vším v chemickém složení.

Pravidelná sůl má všecek vodík kyseliny nahrazen kovem na př. $H_2SO_4 \dots K_2SO_4$, kyselá sůl má jen část vodíka kyseliny nahrazenou kovem na př. $H_3PO_4 \dots Na_2HPO_4$, zásaditá sůl drží mimo sůl pravidelnou ještě zásadu na př. $PbCO_3 + Pb(OH)_2 = Pb_3H_2CO_5$. Soli podvojné jsou kyslikové a halové, ony jsou sloučeniny počtverné, tyto potrojně.

§. 90. Rozpustnost solí.

Mnohé soli se snadno ve vodě rozpouštějí, toť soli rozpustné; mnohé soli potřebují veliké množství vody a pak se ještě neúplně rozpouštějí, toť soli těžko rozpustné; jiné soli konečně se ve vodě nerozpouštějí, toť soli nerozpustné.

Rozpustné soli jsou:

1. Všecky chloridy, iodidy a bromidy, vyjma stříbrnaté, olovnaté a rtuťnaté.

2. Všecky dusičnany, dusany, chlorečnany a chlornatany.

3. Všecky sírany, vyjma síran barnatý nerozpustný, síran vápenatý (1 č. ve 400 č. vody) a síran olovnatý.

4. Všecky soli draselnaté, sodnaté, ammonaté až na malé výjimky.

5. Mnohé dvojuhlíčitany č. kyselé uhličitany se ve vodě rozpouštějí, zvláště pak dvojuhlíčitan vápenatý, jenž se vyskytá rozpuštěný v tvrdých či pramenitých vodách.

6. Kyselé fosforečnany vápenaté a hořečnaté, ježto tvoří podstatu hnojiv fosforečných zvláště tak zvaných superfosfátů.

Nerozpustné soli jsou:

1. Všecky uhličitany, vyjma draselnatý, sodnatý, ammonatý a uhličitany kyselé.

3. Všecky fosforečnany vyjma alkalické a kyselé.

2. Všecky křemičitany vyjma alkalické.

4. Všecky borany vyjma alkalické.

5. Viz výjimky svrchu uvedené.

Rozpustnost solí má velikou důležitost v přírodě. Rozpustné soli se vyskytají v přírodě obecně rozpuštěny, takové roztoky jsou: voda mořská, voda hořká, přirozené kyselky, voda pramenitá, voda železná (ocelka), voda sádrová atd.

Výživa rostlin i živočichů jest podmíněna rozpustnosti rozličných solí ve vodě. Sloučeniny ve vodě nerozpustné tvoří v přírodě nejrozmátnitější nerosty a horniny.

Vůbec rozpouští horká voda více solí než studená, výjimku činí kuchyňská sůl, jež se rozpouští stejně v horké a studené vodě. Hašení vápno se rozpouští více v studené než v horké vodě. Takové roztoky, které více ničeho nepřijímají, zoveme *nasycené*.

§. 91. Krystallisace a zvětrávání solí.

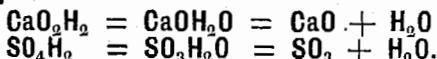
Většina solí vyskytá se v pravidelných tvarech č. krystallech. Ochladíme-li za horka nasycený roztok soli, vyloučí se sůl v krystallech. To pak je krystallení na mokré cestě, v chemii často užívané. Krystally tou cestou vyloučené mají obyčejně aneb aspoň u mnohých solí určité množství chemicky sloučené vody v sobě, kteráž sluje krystallová, protože krystally odejmutím té vody se zničují, tvaru svého pozbývajíce.

Často se voda krystallová v sloučeninách označuje aq (od latinského aqua = voda), jindy opět vzorcem vody H_2O se uvádí.

Třeba pak činiti rozdíl mezi vodou krystallovou a hydrátovou. Hydrátová voda jest chemicky pevněji vázána a lze ji toliko velkým teplem odpuditi, někdy se to ani žárem nepodaří. Voda krystallová uchází již teplem 100° , často i nižším ano i teplem letním.

V pevných tělích jest prý voda krystallová v podobě ledu.

Voda hydrátová není hotová ve sloučeninách, teprv když sloučeniny žlháme, tvoří se z prvků vodíka a kyslíka a ze sloučenin vystupuje. Na př.



Rozličné soli chovají větší neb menší množství krystallové vody, tak na př. vyhraněný kamenec $K_2OSO_3 + Al_2O_33SO_3 + 24$ aq, zelená skalice $FeOSO_3 + 7aq$, modrá skalice $CuOSO_3 + 5aq$, vyhraněná soda $Na_2OCCO_2 + 10aq$, sádra $CaOSO_3 + 2aq$ a t. d. Avšak krystallová voda není nevyhnutelnou podmínkou krystallení solí; známe mnoho vyhraněných solí, kteréž nemají krystallové vody: salnýtr obecný K_2ONO_5 , kalcit č. vápenec $CaOCO_2$, kuchyňská sůl $NaCl$ a t. d.

Pokus 106. Rozpusťme na miskách sodu, kamenec a modrou skalici, chlazením a i odpařováním urychlíme pak krystallisaci.

Pokus 107. Žihejme na lžici nebo plíšku platinovém krystall modré skalice. Krystall se brzo rozsype v bílý prášek. Přičiňme ku prášku kapku vody — prášek zmodrá, jelikož se opět malinké krystalky tvoří.

Zvětrávání. Když krystallované vodou bohaté sloučeniny na teplém vzduchu krystallové vody pozbývají, čímž se zakalují a na prášek rozsypávají, pravíme, že zvětrávají. Zvětrávání krystallované sody = $\text{Na}_2\text{OCO}_3 + 10 \text{aq}$ v domácnosti užívané jest nám toho dostačným dokladem. Avšak slovem zvětrávání označuje se obecně též drobení hornin účinkem vzduchu, vody a práce lidské, aniž by tím vypařování krystallové vody spojeno bylo. Zvětrávání jest v přírodě nad míru důležité; tvoření ornice, prstí, rozsýpání nerostů a hornin lze dílem zvětráváním vysvětliti.

Opak zvětrávání jest rozplývání těl pevných dychtivě vodu přitahujících. Tyf na vzduchu brzy tolik vláhy se nalokají, že v ní rozpynou, na př. sůl kuchyňská, většina chloridů a dusičnanů.

VI. ODDÍL.

Učení o typech. Roztřídění sloučenin dle typů.

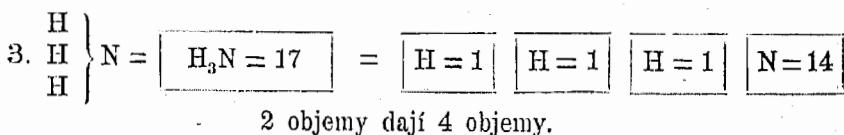
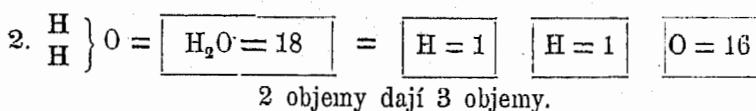
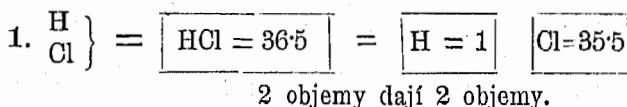
XVIII. Hlava. Theorie typická.

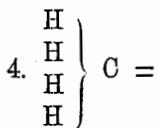
§. 92. Pojem typů.

Gerhardt zbudoval své učení o typech na základě různého mocenství prvků a různé elektrické napnutosti, jak se ve sloučeninách jeví. Typy jsou chemické sloučeniny, které slouží za vzor při porovnávání sloučenin.

Známe totiž v chemii podobně jako v přírodopisu určité čeledi sloučenin, jichžto molekuly složením svým sobě se podobají.

Gerhardt stanovuje čtvero typův, pravzorův (či modelův) těmto čeledím, v kterých lze molekuly sloučenin o podobném složení přirovnati. Jsou pak tyto: 1. chlorovodík HCl , 2. voda H_2O , 3. amoniak H_3N , 4. lehký uhlovodík H_4C , a lze je následovně zobrazit:





| | | | | | | |
|---------------------------|---|----------------|----------------|----------------|----------------|-----------------|
| $\text{H}_4 = \text{C}16$ | = | $\text{H} = 1$ | $\text{H} = 1$ | $\text{H} = 1$ | $\text{H} = 1$ | $\text{C} = 12$ |
|---------------------------|---|----------------|----------------|----------------|----------------|-----------------|

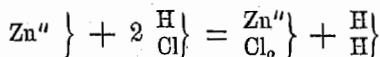
2 objemy dají 5 objemů.

Aby pak mohl srovnati všecky sloučeniny dle typův, stanovuje Gerhardt také typy množené č. kondensované, ježto vznikají ze dvou nebo tří molekul typu prvotního, zajímají však týž prostor, jako typy prvotné. Odtud jméno typův množených č. kondensovaných. Dle toho máme pak typy prvotné, zdvojené, ztrojené atd. Vzorce, ježto nám předvádějí sloučeniny dle typův, slovou vzorce typické a jelikož dovolují nahlédnouti do stavby molekul ukazujíce chemické reakce, lze je považovati za vzorce rozumové č. racionalné. Také pro molekuly prvků volen zvláštní typus; pro molekuly jednomocných prvků volen prvotní typus vodíka, pro dvojmocné zdvojený a t. d.

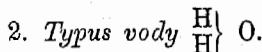
§. 93. Pokusy, jež nám vysvětlují typy.



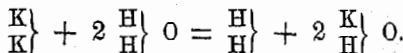
Pokus 108. Polejme v kalíšku něco zinku kyselinou solnou. Víme, že se vyvíjí vodík. Může se to pak díti jen takto:



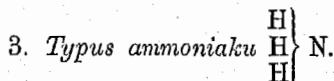
Při reakci se typus chlorovodíka nezrušil, toliko zhustil.



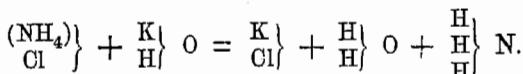
Pokus 109. Vrzme na vodu as jako zrno hráchu veliký kousek draslíka, vidíme, že se uvolněný vodík zapaluje:



Typus vody se substitucí draslíkem nezrušil.



Pokus 110. Roztírejme na misce něco salmiaku s žíravým draslem mírně při tom směs zahřívajíce. Již po zápachu unikající ammoniak poznáme:



Pokus tento nám znázorňuje vznik typu ammoniaku a je viděti, že lze rozkladem typy i úplně změnit.

S. 94. Všeobecné roztrídění sloučenin dle typův.

Nejvíce sloučenin lze přirovnati k jednoduchým neb umnoženým typům chlorovodíka a vody.

I. Sloučeniny dle typu chlorovodíka.

1. Dle prvořního $\left(\begin{matrix} \text{H} \\ \text{Cl} \end{matrix} \right)$ lze psáti:

a) Kyseliny vodíkové HCl, HBr, HI, HFl.

b) Chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy jednomocných kovů.

2. Dle zdvojeného $\left(\begin{matrix} \text{H}_2 \\ \text{Cl}_2 \end{matrix} \right)$ lze psáti chloridy, iodidy, bromidy a fluoridy dvojmocných kovů atd.

II. Sloučeniny dle typu vody.

1. Dle prvořního $\left(\begin{matrix} \text{H} \\ \text{O} \end{matrix} \right)$ O lze psáti:

a) Bezdodé kysličníky a sirníky prvků jedno- a dvojmocných.

b) Hydráty zásad a kyselin, ježto drží jeden atom vodíka (jednosytné).

2. Dle zdvojeného typu $\left(\begin{matrix} \text{H}_2 \\ \text{O}_2 \end{matrix} \right)$ O₂ lze psáti:

a) Bezdodé kysličníky a sirníky s 2 atomy kyslíka neb síry.

b) Hydráty zásad a kyselin o dvou atomech vodíka (dvojsytné zásady a kyseliny).

3. Dle ztrojeného typu $\left(\begin{matrix} \text{H}_3 \\ \text{O}_3 \end{matrix} \right)$ O₃ lze psáti:

a) Kysličníky a sirníky složení jako As₂O₃, Sb₂S₃ atd.

b) Hydráty kyselin s 3 atomy vodíka (trojsytné kyseliny).

I šestinásobného typu vody $\left(\begin{matrix} \text{H}_6 \\ \text{O}_6 \end{matrix} \right)$ O₆ se užívá a píši se dle něho hydráty půldruhokysličníkův (Al₂O₃ a j.) a hydráty kyselin wolframové a molybdenové.

XIX. Hlava. Přehled důležitějších zásad, kyselin a solí dle typův.

§. 95. Zásady a bezvodé kysličníky kovů.

1. Dle typu $\frac{H_2}{H} \} O:$

KOH hydrát draselnatý, žíravé draslo (*lapis causticus*), roztok slove louh draselnatý, (nečistý roztok = louh mydlářský).

K₂O draslo, kali.

NaOH hydrát sodnatý, žíravý natron, roztok slove louh sodnatý.

Na₂O natron, kysličník sodnatý.

(NH₄)OH hydrát ammoniaty, žíravý ammoniak. (NH₃ plynný ammoniak).

2. Dle zdvojeného typu $\frac{H_2}{H_2} \} O_2:$

Ca(OH)₂ hydrát vápenatý, hašené vápno, roztok slove vápenná voda (1 č. rozpouští se v 600 č studené vody a teprv v 1200 č. horké vody). CaO pálené vápno.

Ba(OH)₂ hydrát barnatý, žíravý baryt, roztok slove barytová voda (1 č. ve 20 č. vody). BaO pálený baryt.

Mg(OH)₂ hydrát hořečnatý, se zcela ve vodě nerozpouští.

MgO pálená maguesie (magnesia usta).

Zn(OH)₂ hydrát zincnatý nerozpouští se ve vodě.

ZnO, strojený = běloba zinková, (též vlna filosofická = lana filosofica). přirozený = červená ruda zinková č. zinkit.

Mn(OH)₂ hydrát mangantaný barvy pleťové, nerozpustný ve vodě.

MnO je zelený prášek.

Fe(OH)₂ šedozeleň, nerozpustný ve vodě, FeO černý prášek.

Ni(OH)₂ hydrát nikelnatý barvy jablkové, nerozpustný ve vodě.

NiO modrozeleň prášek.

Co(OH)₂ hydrát kobaltnatý barvy růžové, nerozpustný.

CoO olivově zelený prášek.

Cu(OH)₂ hydrát měďnatý modrozelený, užívá se ho jménem Bremské modři.

CuO černý, v přírodě zove se jménem černé rudy měděné.

Cu₂O červený prášek, v přírodě vyhraněný jakožto červená ruda měděná = kuprit).

Hg(OH)₂ není znám.

HgO červený praecipitat.

Hg₂O jest černý prášek.

Pb(OH)₂ hydrát olovnatý bílý, nerozpustný ve vodě.

PbO klejt.

3. Dle ztrojeného typu: $\frac{\text{H}_3}{\text{H}_3}\} \text{O}_3$ složené zásady neznáme. Bezvodé kysličníky: As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_3O_2 , Au_2O_3 lze psát také dle ztrojeného typu vody.

4. Dle šestinásobného typu $\frac{\text{H}_6}{\text{H}_6}\} \text{O}_6$ se píší hydráty půldruhokysličníkův.

$\text{Al}_2(\text{OH})_6$ hydrát hlinitý, bílý, rosolovitý, ve vodě nerozpustný. — Al_2O_3 , bílý krystalický prášek, v přírodě jest v korundu (červený rubín, modrý safír, nečistý smírek).

$\text{Fe}_2(\text{OH})_6$ hydrát železitý žlutohnědý, rosolovitý, ve vodě nerozpustný. — V přírodě se vyskytá ve rzi železné, v hnědelu (limonitu), v Goethitu, v okru železitém.

Fe_2O_3 hnědočervený, šesterečný. Strojený slove kolcotar (od Golgotha též caput mortuum). Užívá se ho v prášku jménem anglické červeň ale také hojně ku broušení skla a kovů. V přírodě se vyskytá hojně jakožto červená ruda železná, krevel (haematit).

$\text{Cr}_2(\text{OH})_6$ hydrát chromitý, šedoželený, rosolovitý, nerozpustný ve vodě, užívá se ho v Guignettové zeleni.

Cr_2O_3 zelený, užívá se ho jménem chromové č. nejedovaté zeleni. V přírodě se vyskytá v barvastku č. chromitu = $\text{FeO Cr}_2\text{O}_3$.

$\text{Mn}_2(\text{OH})_6$ strojený, jest méně znám, za to jest důležitý v přírodě $\text{Mn}_2\text{O}_4\text{H}_2$ znám jako manganit. Mn_2O_3 černý prášek v přírodě vyskytá se jako Braunit.

§. 96. Kyseliny a jich anhydrydy.

1. Dle prvočinného typu $\frac{\text{H}}{\text{H}}\} \text{O}$.

HNO_3 kyselina dusičná, lučavka, jest kapalina bezbarvá, hut. = 1·5, silně kyselé chuti a zápací, vře již u 86° . Mísí se ve všechn poměrech s vodou, směs $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ vře až u 123° , přimísením více vody klesá opět bod varu. Jest mocná kyselina, užívá se ji často ku rozpouštění kovů, toliko zlato a platinu nerozpouští.

N_2O_5 kysličník dusičný tvoří bezbarvé krystally nestálé na vzduchu.

HNO_2 , kyselina dusíková, o sobě nestálá, vyskytá se jen v solích.

N_2O_3 kysličník dusíkový jest hnědý plyn.

HClO_3 kyselina chlorečná, nestálá, podobná dusičné kyselině.

Cl_2O_5 kysličník chlorečný.

HClO_4 kyselina chloristá.

HClO kyselina chlornatá.

Cl_2O kysličník chlornatý.

HAsO_2 kyselina arsenová, nestálá.

As_2O_3 kysličník arsenový, bílý arsenik, bílý utrých.

HMnO_4 kyselina nadmanganová.

2. Dle zdvojeného typu $\frac{\text{H}_2}{\text{H}_2} \} \text{O}_2$:

H_2SO_4 kyselina sírová anglická, čistá jest bezbarvá kapalina, hut. = 1·8, těká až při varu (338°). Dyclitivě přitahuje vodu, pro tu vlastnost ruší těla organická. Jest nejmocnější kyselinou, proto se jí ku vylučování všech ostatních kyselin užívá.

SO_3 kysličník sírový, hojně se naskytá rozpuštěn v české kyselině sírové. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Česká kyselina sírová jest tedy směs hydrátu a anhydridu sírového a slove též oleum, vitriol, Nordhauská č. dýmová kyselina sírová.

H_2SO_3 kyselina siřičitá, o sobě nestálá, důležité jsou její soli siřičitany. — SO_2 kysličník siřičitý, plyn.

H_2CO_3 kyselina uhličitá o sobě nestálá, důležité jsou uhličitany. — CO_2 kysličník uhličitý, plyn bezbarvý.

H_2SiO_3 kyselina křemičitá jest tělo pevné, rosolovité — SiO_2 kysličník křemičitý v křemenech obecný.

H_2CrO_4 kyselina chromová o sobě málo známa, důležité jsou chromany.

CrO_3 kysličník chromový jest tělo krystalické, barvy oranžové. — H_2MnO_4 kyselina nadmanganová; MnO_3 není znám.

3. Dle ztrojeného typu $\frac{\text{H}_3}{\text{H}_3} \} \text{O}_3$:

H_3PO_4 kyselina fosforečná, tělo pevné, bezbarvé, snadno rozpustné. Rozeznáváme pak tři spůsoby kyseliny fosforečné:

1. H_3PO_4 slove obyčejná.

2. $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ slove pyrofosforečná.

3. HPO_3 slove metafosforečná.

P_2O_5 kysličník fosforečný.

H_3PO_3 kyselina fosforová.

P_2O_3 kysličník fosforový.

H_3BO_3 kyselina borová, tvoří perleťové lesklé lističky.

B_2O_3 kysličník borový jest bezbarvé tělo sklovité.

H_3AsO_4 kyselina arseničná jest pevné tělo snadno rozpustné a krutě jedovaté. As_2O_5 kysličník arseničný.

4. Dle čtyrnásobného typu $\frac{\text{H}_4}{\text{H}_4} \} \text{O}_4$:

H_4SiO_4 kyselina křemičitá, známa jen v roztoku.

SiO_2 kysličník křemičitý, křemen.

H_4SnO_4 kyselina cíničitá.

SnO_2 kysličník cíničitý, popel cínový, v přírodě důležitý jakožto cínová ruda č. cassiterit.

s. 97. Přehled solí seřaděných dle kyselin.

Kyslíkové soli vznikají:

1. Z jedné neb více molekul vody, když část vodíka nahradíme (elektro)negativním a část (elektro)positivním radikálem. Dle toho pak píšeme vzorce solí dle prvotního neb množeného typu vody.

2. Z jedné neb více molekul kyseliny, když vodík úplně neb jen částečně nahradíme radikálem (elektro)positivním (soli pravidelné a kyselé).

3. Z jedné neb více molekul zásady, když všecky neb jen část vodíka nahradíme radikálem (elektro)negativním (soli pravidelné a zásadité).

Dle toho lze pak snadno psát soli vzorci typickými. Tuto si roztrždíme soli dle kyselin.

I. Uhličitany.

1. Uhličitany bezbarvé a rozpustné:

$\text{K}_2\text{CO}_3 + 1\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ č. (KOCO_3) uhličitan draselnatý *salajka* č. *potaš* (Pottasche), vzácně v hranolech jednoklenných, obvykle v prášku, jenž na vzduchu vodu přitahuje a vlhne. Hlavní součást popelu rostlin pozemních. Hojně se užívá. KHCO_3 č. (KOHO_2CO_3) kyselý uhličitan draselnatý.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{NaOCO}_3 + 10\text{aq}$), uhličitan sodnatý č. *soda*, velké jednoklenné hranoly, snadno zvětrává trávit vodu na vzduchu. Hlavní součást popelu rostlin mořských. Vyrábí se ve velkém z kuchyňské soli. Vyskytá ze země v uherských stepích. Nad míru často se užívá.

NaHCO_3 ($\text{NaOHO}_2\text{CO}_3$), kyselý uhlič. sodnatý, jednoklenné hranoly. Vyrábí se ve velkém ze sody. Vyskytá se hojně v minerálních vodách zvl. českých rozpouštěn. Působí v šumivém a Seidlickém prášku.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ uhličitan ammoniaty jest nestálý.

NH_4HCO_3 kyselý uhličitan am. vyskytá se v guaně.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2(\text{NH}_4\text{HCO}_3)$ páldruhouhlíčtan am. přichází do obchodu jakožto sůl *čpavá*. Tvoří se hnětim moči. Čpí ve sňupavém tabáku.

Ve vodě se také rozpouštějí kyselé uhličitany i jiných kovů zvláště však vápenatý, který jest podstatná součást pramenitých vod.

2. Bezbarvé a nerozpusťné uhličitany:

CaCO_3 č. (CaOCO_3) uhličitan vápenatý. V přírodě se vyskytá jako tělo dvojtvaré: klencový slove *kalcit* či *vápenec* v kosočtverečných hranolech slove *arragonit*.

Hojné a důležité jsou odrůdy kalcitu: nejčistší — *islandsýk vápenec*, hrubozrnný nečistý slove *vápenný kamen*, protože se z něho páli vápno. Drobnozrnný či celistvý vápenec slove *mramor*. Zemitý nečistý slove *opuka*, hlinitý *jíl* atd.

Křída jest vápenec vyloučený kořenonožci (Rhizopoda, Textillaria conulus a j.). Kalcit se tvoří srážením z roztoků studených vod na př. krápníky, sladkovodní vápenec. Arragonit se tvoří srážením z horkých vod na př. Karlovarský vřidelní kamen, hrachovec, korovina, kotelní kamen.

$MgCO_3$ č. ($MgOCO_2$) uhličitan hořčatý, v přírodě jako magnesit, jest soutvarný s kalcitem. Hojná jest v přírodě směs $CaCO_3 + MgCO_3$ známá jménem dolomitu. Strojený uhličitan jest vždy zásaditý, na př. $3MgCO_3 + Mg(OH)_2$, užívá se v lékařství jako bílá magnesie či magnesia alba.

$BaCO_3$ č. ($BaOCO_2$) uhličitan barnatý, v přírodě v kosočtverečných hráničích jako witherit. Strojený je prášek bílý.

$SrCO_3$ č. ($SrOCO_2$) v přírodě v tvarech kosočtverečných a slove strontianit.

$ZnCO_3$ č. ($ZnOCO_2$) uhličitan zinečnatý, v přírodě vyhraněn v klencích a slove kalamin. Strojený je bílý prášek.

$FeCO_3$ č. ($FeOCO_2$) uhličitan železnatý, hojný v přírodě, vyhraněn v klencích (jako kalcit) a slove ocelek či siderit. Dává výbornou štýrskou a anglickou ocel, odkud také jméno ocel pochází. Strojený jest prášek bílý, který rychle mění barvu do zelená.

$PbCO_3$ č. ($PbOCO_2$) uhličitan olovnatý, v přírodě vyhraněn jako arragonit a slove běloba či cerussit. Strojeného užívá se jménem běloby olovnaté (Bleiweiss), to však jest vždy uhličitan olovnatý $2PbCO_3 + Pb(OH)_2$.

2. Barevné a nerozpustné uhličitany:

$CuCO_3$ č. ($CuOCO_2$) není znám. Za to jsou hojně v přírodě zásadité uhličitany mědnaté:

$CuCO_3 + Cu(OH)_2$ jest malachit, tvoří jednoklonné hranoly barvy krásně zelené.

$2(CuCO_3) + Cu(OH)_2$ jest lazurit, jednoklonné hranoly barvy krásně modré. Strojené jsou prášky měnivé barvy.

II. Sírany.

1. Bezbarvé a ve vodě rozpustné sírany jsou:

K_2SO_4 č. (KOSO₃) síran draselnatý, jest hojný v soli Stassfurtské.

$Na_2SO_4 + 10H_2O$ č. ($Na_2SO_4 + 10aq$) síran sodnatý, sůl Glauberova, jednoklonné hranoly. Ve velkém se dobývá při výrobě sody.

$(NH_4)_2SO_4$ č. ($NH_4_2SO_4$) síran ammoniaty, kosočtverečný, soutvarný s draselnatým. Jest jediná netěkavá sůl ammoniatá; proto se H_2SO_4 snadno NH_3 váže, což důležité pro rolníka ale i ve zdravotnictví.

$MgSO_4 + 7H_2O$ č. ($MgOSO_4 + 7aq$) s. hořčatý, hořká sůl (Epsom), hranoly kosočtverečné. Rozpuštěna v hořkých vodách. Užívá se jí v lékařství, odvádí z těla.

$ZnSO_4 + 7H_2O$ č. ($ZnOSO_4 + 7aq$) s. zinečnatý, bílá skalice (Goslarit), soutvarný a velmi podobný hořké soli.

$Al_2(SO_4)_3 + 18H_2O$ č. ($Al_2O_3 \cdot 3SO_3 + 18aq$) s. hlinitý v přírodě vzácný jako sůl vlásková. Hojnější jest zásaditý v alunitu. Strojený slove u barvířů selmaný kamenec,

2. Barevné a rozpustné sírany jsou:

$\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{FeOSO}_3 + 7\text{aq}$) s. železnatý, zelená skalice, jednoklonné hranoly. Vyrábí se hojně v Čechách pražením železného kyzu.

$\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{CuOSO}_3 + 5\text{aq}$) s. měďnatý, modrá skalice, trojklonné hranoly. V přírodě rozpuštěný v dolech na měď v tak zvaných cementových vodách. Bezvodý jest bílý prášek.

$\text{NiSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{NiOSO}_3 + 7\text{aq}$) s. nikelnatý, tmavozelené, kosočtverečné hranoly.

$\text{MnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{MnOSO}_3 + 7\text{aq}$) s. manganatý, jednoklonné hranoly barvy bledě růžové.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ č. ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SO}_3$) s. železitý, hnědý, roztéká na vzduchu, reaguje kysele. Pálením pouští SO_3 , jak se to při vyrábění české kyseliny sírové děje.

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ č. ($\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SO}_3$) s. chromitý, tvoří zelené neb fialové lístečky. $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, šedozeleň prášek, méně známý.

Kamence jsou podvojné sírany alkalicko-půldruhokysličníkové. Kombinací zásad lze nabytí více než 24 rozličných kamenců. Jsou vesměs sou-tvárné, t. j. vyhraňují v týchž tvarach, v osmisténech, krychli neb spojkách obou pospolu.

$\text{Al}_2\text{K}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SO}_3 + \text{KOSO}_3 + 24\text{aq}$) s. hlinito-draselnatý, obecný kameneč (alumen).

$\text{Cr}_2\text{K}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ s. chromito-draselnatý či kameneč chromity, tmavočervený.

$\text{Fe}_2(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ s. železito-ammonatý či kameneč železitý, barvy amethystové, důležitý v barvířství.

3. Těžko rozpustné sírany:

$\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{CaOSO}_3 + 2\text{aq}$) s. vápenatý, sádrovec (Gyps), hranoly jednoklonné, zvláště štipatelný slove Mariánské sklo, vláknitý čistý sádrovec slove alabastr č. úbél. Pálený tvoří moučku, které se užívá k dělání odlitků, protože s vodou se sloučuje a tvrdne (nesmí se však páleti sádra přes 130°), též se ho užívá jako hnojiva k rostlinám luštinatým.

4. Nerozpustné sírany:

BaSO_4 č. (BaOSO_3) s. barnatý, baryt tvoří žlutavé kosočtverečné hranoly. Strojený tvoří bílý prášek (běloba barytová, blanc fixe, analine).

SrSO_4 č. (SrOSO_3) s. strontnatý v přírodě jako nerost celestin, tvoří hranoly kosočtverečné, barvy modré.

PbSO_4 č. (PbOSO_3) s. olovnatý, též skalice olověná znán.

III. Dusičnany.

Všecky dusičnany se ve vodě rozpouštějí.

1. Bezbarevné dusičnany:

KNO_3 č. (KONO_5) d. draselnatý, salnytr obecný, tvoří velké šestipoké hranoly kosočtverečné. Jest obecný v přírodě a provází ho salnytr vápenatý. Vyrábí se ve velkém. Slouží k dělání střelného prachu.

NaNO_3 č. (NaONO_5) d. sodnatý, *salnýtr chilský* či *sodnatý*, klencový, vlnne na vzduchu. V Chili hojný. K výrobě HNO_3 .

NH_4NO_3 č. (NH_4ONO_5) d. ammonatý či *salnýtr ammonatý* jest soutavný s obecným salnýtrem. Tvoří se linitm ústrojních těl dusičnatých, jakož i při bouřce. Rostlinám jest velmi potřeben.

AgNO_3 č. (AgONO_5) d. stříbrnatý či *pekelník kamínek* (*lapis infernalis*) tvoří kosočtverečné desky. Mocně leptá. Černá na světle jako všecky soli stříbrnaté.

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ č. (CaONO_5) d. vápenatý, *salnýtr vápenatý*, rez zdí. Tvoří se hojně v ornici, v stokách a na záchodech.

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ č. (BaONO_5) d. barnatý v lesklých osmistnech. Hoeně užívaná sůl barnatá.

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ č. (PbONO_5) d. olovnatý.

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ č. (HgONO_5) d. rtuňnatý, snadno rozplývá a v zásadité soli se mění.

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ č. (Hg_2ONO_5) d. rtutičnatý jest stálý na vzduchu. Užívá se při portuťování a postrbřování.

$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ č. (BiO_3NO_5) d. vizmutový v roztoku se kalí, protože se mění v nerozpustné zásadité soli.

2. Barevné dusičnanы:

$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ č. (CoONO_5) d. kobaltnatý, hráně barvy karmoisinové, v roztoku se užívá jako *soluce kobaltové*, jako *sympatetický inkoust*.

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ č. (CuONO_5) d. měďnatý, krystally modré, snadno na vzduchu rozplývají.

$\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_6$ d. železitý, hnědý.

IV. Fosforečnany.

Máme tré fosforečnanů: M_3PO_4 č. (3MOPO_5) obyčejné, $\text{M}_4\text{P}_2\text{O}_7$ č. (2MOPO_5) pyrofosforečnany, $\text{M}'\text{PO}_3$ č. (MOPO_5) metafosforečnany. Pyro- a metafosforečnany lze připravit pálením obyčejných fosforečnanů. Obyčejné fosforečnany tvoří tři řady solí: pravidelné a 2 řady kyselých.

$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ č. ($2\text{NaOHOPo}_5 + 12\text{aq}$) kyselý fosforečnan sodnatý, jednoklonné hranoly. Vyrábí se ve velkém.

$\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{NaONH}_4\text{OHOPo}_5 + 4\text{aq}$) kyselý fosforečnan sodnatno-ammonatý či obecně sůl *fosforečná* (sal microcosmicum) zvaný. Užívá se hojně v chemii (viz rozklad solí teplem).

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ č. (3CaOPO_5) f. vápenatý. Vyskytá se hojně v nero-stectvu, tak v *apatitu* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CaFl}_2$ neb CaCl_2 , nečistý a beztvary je ve velkých ložiskách jakožto *fosforit* uložen. Tvoří hlavní součást kostí, jest též v *guaně*, *koprolithech* a j. vyloučeninách těla živočišného.

$\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$ č. ($\text{CaO}_2\text{HOPo}_5$) a CaHPO_4 č. (2CaOHOPo_5) jsou kyselé f. vápenaté. Oba tvoří působivou součást *superfosfátů* a j. hnojiv fosforečných.

$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ č. (3MgOPO_5) f. hořecnatý provází vápenatý v kostech a účastní se s ním při výživě rostlin i živočichů.

MgNH_4PO_4 č. ($2\text{MgONH}_4\text{OPO}_5$) f. hořecnato-ammonatý, vyskytá se hojně v uhnité moči, na hnojištích nalezen již i vyhraněn a slove *Struvit*

V. Arseničnany.

Na_2HAsO_4 č. (2NaOHOAsO_5) kyselý a. sodnatý.

$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$ č. (3CoOAsO_5) a. kobaltnatý v Jachymově jako květ kobaltový po barvě slove *erythrin*.

$\text{Ni}_3(\text{AsO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$ č. ($3\text{NiOAsO}_5 + 8\text{aq}$) a. nikelnatý v Jachymově jako květ niklový č. Annabergit.

VI. Borany.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ č. ($\text{NaO}_2\text{BO}_3 + 10\text{aq}$) tetraboran sodnatý, jenž obecně borax slove. Znám jest v jednoklonných hranolech s 10 molekul. krystallové vody, aneb osmistenný borax s 5 mol. vody. Hojně se ho užívá, zvláště při spajování a při dělání perliček č. skla boraxového, v obou případech rozpouští kysličníky kovů, jimiž se různě barví.

VII. Křemičitany.

K_4SiO_4 a Na_4SiO_4 křemičitan draselnatý a sodnatý tvoří podstatu vodního skla ve vodě rozpustného.

Zn_2SiO_4 křemičitan zinečnatý vyskytá se v přírodě jako *kalamín* křemičitý.

Ca_2SiO_4 v přírodě jako *Wollastonit*.

$2\text{Al}_2\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ tvoří hlavní součást hlíny.

Zvláště rozšířeny jsou v přírodě podvojné křemičitany, tak v živcích, slídách, granátech a mnohých jiných nerosteck. Strojených podvojných křemičitanů užívá se ve sklu, porcelanu, kamenině, zboží hrnčířském, v cihlách, cementech atd.

VIII. Chlornatany či běličské soli.

KCl č. (KOCIO) chlornatan draselnatý, v roztoku se užívá jménem *eau de Baraque*.

NaOCl č. (NaOCIO) chlornatan sodnatý, užívá se v roztoku jménem *eau de Javelle*.

$\text{Ca}(\text{OCl})_2$ č. (CaOClO) chlornatan vápenatý jest působivou součástí chlorového vápna.

IX. Jiné pamětičodné soli.

KClO_3 č. (KOCIO_5) chlorečnan draselnatý, rozkládá se jako všecky chlorečnany vyšší teplotou a pouští všecky kyslík.

Na_2SO_3 č. (NaOSO_2) siřičitan sodnatý.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ č. (NaOS_2O_2) sirtan sodnatý. Obou se užívá pod jménem *antichloru*, k odstraňování chloru z tkaniva při bílení. Sirtanu užívají fotografové k ustalování obrazů (Fixirsatz).

VII. ODDÍL.

Rozklady solí.

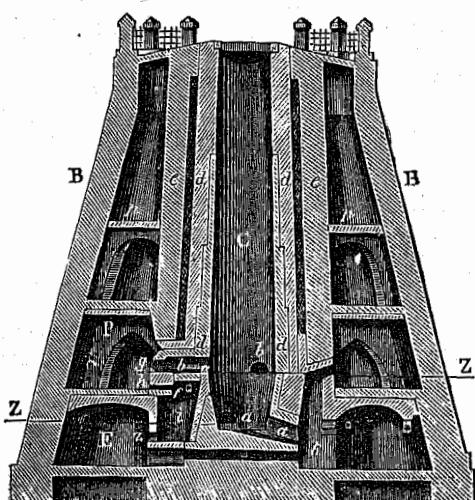
Reakce, o nichž nám tuto jednatí, jsou právě opáčné reakcí o tvoření solí.

XX. Hlava. Rozklad solí teplem.

§. 98. Rozklad uhličitanů teplem.

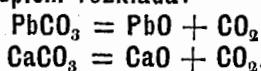
Pálení vápna.

Pokus 111. 1. Žihejme něco olověné běloby na plíšku — brzo se žloutne. 2. Žihejme silně a po delší dobu kousek křídý neb vápence v tyglíku neb tolíku v kleštičkách a zvažme po ochlazení zbytek. Křídě váhy ubylo.



Obr. 69. Vápenice.

Výsledek. V obou případech se uhličitan teplem rozkládá:



Podobně lze rozložiti uhličitany všech kovů vyjma uhličitan draselnatý a sodnatý. Rozklad tento nám opět ukazuje jiný spůsob, jakým lze nabytí bezvodých kysličníkův.

Ve velkém se této reakce užívá při pálení vápna. Pálení vápna jest rozklad uhličitanu vápenatého vyšší teplotou (obr. 69.). Pálené vápno

jest kysličník vápenatý. Také pálená magnesie (magnesia usta) se vyrábí pálením zásaditého uhličitanu hořečnatého. Týž rozklad uhličitanu vyšším teplem děje se také v šachtové peci při dobývání kovů z uhličitanů na př. železa, zinku, mědi a j.

S. 99. Rozklad síranů teplem.

Výroba české kyseliny sírové a skalic.

Pokus 112. Žáhejme v tyglíku něco zelené neb modré skalice. Odstraníce kahan držme lakmusový papír nad tyglíkem (obr. 70.).

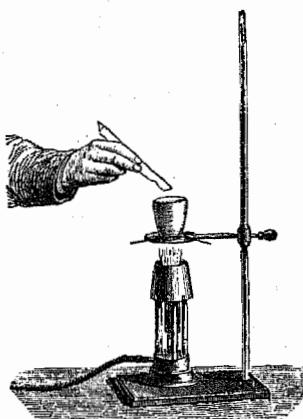
Pozorování. Skalice vydávají bílý dým zápachu pichlavého, jenž lakmus barví červeně. V tyglíku zůstává hmota hnědá neb černá.

Výsledek. Skalice jsou sírany, které se štěpí vyšším teplem: z počátku $2\text{FeOSO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3\text{SO}_3 + \text{SO}_2$, později $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{SO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3$. Podobně se rozkládají i sírany ostatních kovů zůstavujíce bezvodé kysličníky. Výjimku činí tolíko sírany K, Na, Ca, Sr, Mg a Pb, které nebyly posud takto rozloženy.

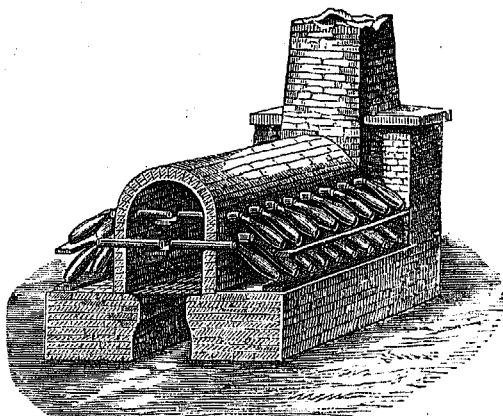
Reakce této se užívá ve velkém při dobývání české kyseliny sírové (obr. 71.). Původně se užívalo FeSO_4 ku dobývání SO_3 , nověji převádí se však FeSO_4 pražením v $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{SO}_3$ (zásaditý síran železitý).

Síran železitý se pálfí v hliněných křivulích, jež jsou zasazeny v peci galejně se společným topením. Žárem těkající SO_3 se sráží v jímadlech, v nichž se voda neb H_2SO_4 nalézá; v křivulích zbývá Fe_2O_3 , který se rozmlá a přichází do obchodu pod jménem kolkotaru, č. anglické červení.

Výroba skalic. Známo (dle str. 69.), že pálením dává kyz železný: $\text{FeS}_2 = \text{FeS} + \text{S}$. Zbytek FeS rovná se na haldy a zůstaví účinku vzduchu: $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{FeOSO}_3$, $2\text{FeOSO}_3 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3\text{2SO}_3$. Po 2 letech se haldy oškrabují, soli vyvařují a usazením a krystallisací oddělují. Podobně se nabývá vyluhováním pražené břidlice kamenečné (směs hliny proniklá drobným kyzem a uhlím) zelené skalice, obvyčejně se zdělává na kameneč aneb českou kyselinu sírovou. Břidlice kamenečná vyskytá se v silurském útvaru (vrstvě B) zvláště u Hromic a Radnic. Český silur a blízký kamenouhelný útvar v severozápadní části Čech podávají suroviny a paliva dostatek, tak že zde kvete průmysl chemický (výroba železa, síry, skalice, kamence, kyseliny sírové a kolkotaru). Podobně se dělá modrá a smíšená skalice v Solnohrazech, Durynsku a Hessensku, a bílá skalice v Goslaru.

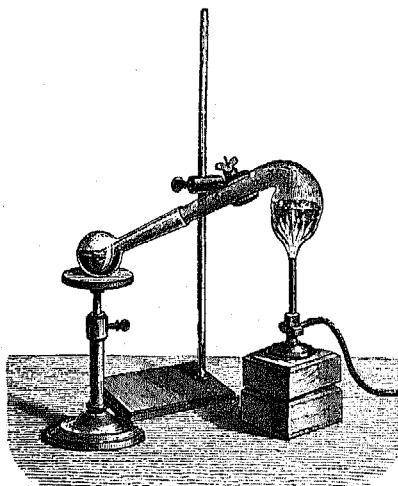


Obr. 70. Rozklad síranů teplem.



Obr. 71. Výroba české kyseliny sírové.

§. 100. Rozklad dusičnanů a chlorečnanů teplem.



Obr. 72. Rozklad dusičnanů.

Tato zvláštnost svědčí o tom, že draslo a natron jsou mocné zásady, jelikož i po částečném rozkladu soli tvoří totožnost.

Pokus 113. Žihejme něco dusičnanu olovnatého v křivuli spojené s jímadilem, v němž se něco vody nalézá (obr. 72.).

Pozorování. Z křivule vystupují červené dýmy, jež se ve vodě rozpouštějí, kdežto v křivuli ve zbytku klejt se vyskytú.*)

Výsledek. Dusičnan se teplem rozkládá: $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + \text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{NO}_2 + \text{O}$, kdežto N_2O_5 se rozpouští: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$. Takto se rozkládají všecky dusičnany, toliko u KNO_3 a NaNO_3 děje se rozklad poněkud jinak, dávají totiž napřed dusany a teprve tyto pak se úplně štěpí: $\text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{O}$
 $2\text{KNO}_2 = \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2 + \text{O}_3$.

*) V malém lze rozklady dusičnanů ukázati v přístroji (viz obr. 7.). K znázornění hodí se zvláště $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ a $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, poněvadž zůstavují barevné kysličníky.

Rozklad dusičnanů teplem poskytuje opět bezvodé kysličníky kovů. Chlorečnany pouštějí všecky kyslík vyšší teplotou, zůstavujíce pouhý chlorid, *za př.* $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2$ (výroba kyslíka). Zvláštní tento rozklad lze vysvětlit velikou slučivostí chloru ku kovům.

Protože se dusičnany a chlorečnany vyšší teplotou tak snadno rozkládají a mnoho kyslíka pouštějí, užívá se jich jakožto vydatných kysličovadel v střelném prachu, sirkách atd.

§. 101. Rozklad kyselých fosforečnanů teplem.

Pokus 114. Rozpalme ouško platinového drátu a ponořme je do soli fosforečné a pomocí dmuchavky udělejme perličku.

Pozorování. Perlička při žíhání zpočátku silně se nadýmá, pak ztuhne v tělo průhledné jako sklo.

Výsledek. Sůl fosforečná se rozkládá, pouští nejprv vodu a pak čpavek: $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{NaPO}_3 + \text{NH}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$. Tělo sklovité je metafosforečnan, který kysličníky kovů snadno rozpouští a jimi v různě barevná skla se mění. Reakce té se často užívá v rozborné chemii; z barvy skla lze často již uhodnouti kysličník kovu. Podobně se dělají perličky z páleného boraxu.

Tak barví perličku soli fosforečné:

| v plameni oxydačním | v plameni redukčním |
|---------------------|---------------------|
| Fe na žlutou | slabě zeleně |
| Co na modro | na modro |
| Cu modrozeleně | na červeno |
| Cr na zeleno | na zeleno |
| Mn na fialovo | nebarvě |

Úhrnný výsledek o působení tepla:

1. **Teplo podporuje mocně slučování prvků. Teplem lze sloučeniny nenasycené (nižší kysličníky) převést v nasycené.**

2. **Vyšším teplem se mění kapalná i pevná těla v plyny, proto nastane rozklad sloučeniny teplem, když těkavá součást se odpudí, kdežto část netěkavá zbývá.**

U hydrátů těká voda, u solí kyselina; kysličníky kovů zůstávají vždy ve zbytku.

XXI. Hlava. Rozklad solí elektrinou a theorie elektrochemická.

§. 102. Rozklad solí elektrinou.

Pokus 115. Naplňme přístroj (viz obr. 56.) roztokem soli Glauberovy, který jsme dříve obarvili lakkusem, a nechme působiti proud ze dvou Bunsenových článků.

Pozorování. Na kladném polu kapalina zčervená, kdežto na záporném polu zmodrá.

Výsledek. Síran sodnatý se rozkládá proudem v kyselinu a zásadu. Na kladném polu se odlučuje kyselina a na záporném zásada.

Pokus 116. Opakujme předcházející pokus s modrou skalicí.

Pozorování. Na kladném polu se vyloučuje kyselina sírová a kyslík, na záporném polu měď a vodík.

Jak lze vysvětliti tyto rozklady zdánlivě rozdílné?

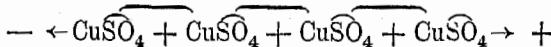
Již při rozkladu podvojných sloučenin elektrickým proudem (§. 58.) jsme viděli, že se vyloučí vodík a všecky kovy na záporném polu, kdežto kyslík a všecky ostatní nekovy na kladném polu se hromadí.

Jelikož jsou v přístroji *oba* poly dosti od sebe *vzdáleny*, nemohou působiti *oba* na touž *molekulu* sloučeniny. Vodík na záporném polu pochází z molekul vody dotýkajících se bezprostředně záporného polu, kdežto kyslík pochází z molekul dotýkajících se kladného polu.

Z toho jest patrno, že musí molekuly sloučeniny naskytávající se mezi oběma poly *své atomy vzájemně vyměňovati*. Tak u vody:



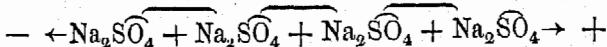
u modré skalice:



Při rozkladu modré *skalice* se rozkládá současně se skalicí voda; na — polu nepůsobí vyloučený vodík u vyloučenou měď, proto oba nezměněné prvky na polu shledáváme; na + polu se odlučuje kyslík a skupina SO_4 , která se však v témž okamžiku s vodou rozkládá v kyselinu sírovou a kyslík: $\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4\text{H}_2 + \text{O}$.

Proto shledáváme při rozkladu solí těžkých kovů jako u modré skalice na — polu kov a vodík, na + polu kyselinu a kyslík.

Poněkud jinak tomu u síranu sodnatého:



Na — polu odloučený sodík nemůže obstáti u přítomnosti vody, anobrž ihned se s ní v žírávý natron a vodík rozkládá:



Na + polu se děje rozklad jako u modré skalice.

Proto shledáváme při rozkladu solí kovů alkalických a alkalických zemín podobně jako při rozkladu síranu sodnatého na — polu zásadu a vodík a na + polu kyselinu a kyslík.

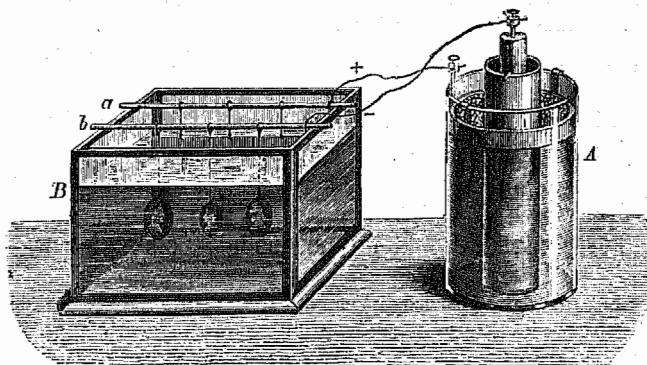
Hlavní výsledek. Elektrický proud nepůsobi toliko rozklady, nýbrž spůsobuje současně i slučování, jak tomu právě vzniklé zplodiny nasvědčují. Vodík, kovy a zásady slovou těla (elektro)positivní, kdežto kyslík, nekovy a kyseliny těly (elektro)negativními se nazývají.

§. 103. Rozklad solí elektřinou a galvanoplastika.

Pokus 117. Opakujme rozklad modré skalice proudem toliko s tím rozdílem, že má přístroj měděné elektrody.

Pozorování. Na — polu mědi přibývá a na + polu mědi rovněně ubývá.

Výsledek. Na + polu vyloučená kyselina sírová měď ihned rozpouští tou měrou, jak se na — polu odlučuje:



Obr. 73. Galvanoplastický apparat.

Tato reakce tvoří základ galvanoplastiky, ale také galvanického pozlacení, postříbřování, pozinkování, poniklování atd.

V galvanoplastickém aparatu (obr. 73.) upevní se na — polu předmět kovový, luhem a kyselinou dobře očistěný, jehož odlitek zhotovit chceme. Na + polu upevní se kus kovu, který se má na předmětu srážeti. V roztoku, jímž proud prochází, vyskytá se sůl téhož kovu, jímž jiné kovy potahovati máme. Při galvanickém pozlacení užívá se roztoku kyanidu draselnatzo-zlatového, při postříbřování kyanidu draselnatzo-stříbrnatého, při poměďování síranu mědnatého, při galvanisování železného plechu roztoku bílé skalice.

§. 104. Kovy vylučují kovy z roztoků solí.

Pokus 118. Do roztoku modré skalice ponořme čisté lesklé železo, třeba želízko nože.

Pozorování. Brzo se na železe utvoří povlak mědi.

Výsledek. Vzniklý proud je přičinou, že se měď vylučuje v poměru, v jakém se železo rozpouští: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

Na této reakci se zakládá dobývání mědi z baňských či cementových vod. Cementové vody drží CuSO_4 , i když se do nich staré železo na př. svinutý plech železný. Brzo se na místě železa vyloučí měď.

Pokus 119. Láhvíčku, v níž se nalézá roztok olověného cukru, upejme zátkou, na které upevněn na nitce roubíček zinku.

Pozorování. Brzo se vylučuje na zinku krystallické olovo v podobě stromku. (Strom Saturnův.)

Výsledek. Vzniká proud, který působí, že se zinek rozpouští a olovo vylučuje.

Pokus 120. Na hodinkové sklíčko nalejme něco roztoku dusičnanu rtuťnatého a vložme do něho krejcar.

Pozorování. Brzo se tvoří na krejcaru bílý povlak a kapalina modrá.

Výsledek. Vzniká proud, který působí, že se měď rozpouští a rtuť vylučuje: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$.

Úhrnný výsledek. Kovy lze sestaviti v řadu elektrochemickou: Au, Pt, Ag, Hg, Pb, Cu, Fe, Zn atd. V řadě této vylučuje vždy kov následujici kov předcházejici a to tím snadněji, čím více jsou od sebe vzdáleny.

Toto chování kovů má i v obecném životě důležitost; na př. galvanisovaný železný plech na místech, kde zinek se nenaskytá v souvislé vrstvě, více rezaví než plech prostý, nezinkovaný. Měděné a olověné roury nedostatečně pocínované jsou z téže příčiny horší než pouhé roury měděné neb olověné.

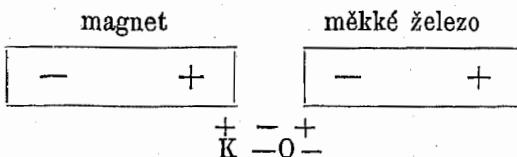
Jmenujte ještě jiné podobné případy ze života obecného, hledice ku kovům nejvíce užívaným.

§. 105. Theorie elektrochemická.

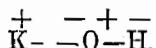
Působení galvanického proudu v sloučeniny chemické má zvláštní důležitost v dějinách vědy chemické. Roku 1807 rozložil poprvé Davy proudem ze 100 článků vyvozeným draslo a natron v drasílk, sodík a kyslík. O 3 leta později objevil Davy pomocí proudu kovy alkalických zemin : Ca, Mg, Ba a Sr. Jelikož obecně známo, že prvky protivně povahy a chování obyčejně snáze se slučují než prvky ve vlastnostech blízké, nelze se diviti, že se snažili chemikové z doby Berzeliovu uvéstí slučivost chemickou v souvislost s výjevy elektřiny a magnetismu, kde podobně různé elektřiny a různé polopry magnetu se přitahují, tak že jsou těla na polech odložená opačně elektrickými.

Na základě této analogie vysloveno, že slučivost chemická jest toliko zvláštní spůsob polarní síly.

Působení elektrického proudu v sloučeniny chemické lze následujícím přirovnáním vysvětliti: Každý atom má dva polopry jako magnet:



Spojíme-li — pol atomu kyslíka s atomem drasíku, děje se totéž jako při magnetování železné tyče. Jako přitahuje volný konec tyče niklové piliny, tak i volný pol atomu kyslíka přitáhne snadno atom vodíka a povstane molekula žíravého draslá:



Berzelius sestavil všecky prvky do řady elektrochemické napnutosti takto :

→ — O, S, N, Fl, Cl, Br, I, P, As, Cr, B, C, Sb, Si

H, Au, Pt, Hg, Ag, Cu, Bi, Sn, Pb, Co, Ni, Fe, Zn, Mn,
U, Al, Mg, Ca, Sr, Ba, Li, Na, K + ←

Co se týče sloučenin, jsou kysličníky, sirníky a chloridy nekovů (elektro)negativními, kdežto jsou tytéž sloučeniny kovů (elektro)positivními těly.

V pravidelných solích jest síla polarní úplně vyrovnaná, kdežto v zásaditých a kyselých se ještě jeví napnutost. Tyto názory souvisí úzce s teorií dualistickou.

Den ode dne ubývá těmto názorům přívřženců a to tím více, čím více se přichází k poznání, že prvky různě elektrické, jako jsou vodík (+ H) a chlor (— Cl) v sloučeninách se zastupují, aniž povstalá sloučenina pozbývá původní povahy elektrické, jak by vším právem souditi se dalo. Theorii elektrochemickou podobně jako učení dualistické zdvojoval a rozšířil slavný Berzelius, čímž nemálo prospěl mocnému vývoji vědy chemické.

XXII. Hlava. Rozklad solí světlem a fotografie.

§. 106. Rozklad solí světlem.

Pokus 121. Přičíme ku roztoku dusičnanu stříbrnatého ve skumavce něco kyseliny solné.

Pozorování. Tvoří se bílá, sýru podobná sraženina, jež se rozpouští snadno v ammoniaku, kyanidu draselnatém a sirkatanu sodnatém.

Výsledek. Vzniklá sraženina jest chlorid stříbrnatý: $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$. Chlorid stříbrnatý se mění na denním světle z počátku do fialova, později do černa.

Pokus 122. Pišme štětcem namočeným do roztoku dusičnanu stříbrnatého ve tmě na papíře a nechme písmo ve tmě uschnouti. Pak položme papír ten stranou, na níž psáno, do rozředěné kyseliny solné a vystrčme papír na denní světlo.

Pozorování. Na světle se objeví brzo zřetelné černé písmo.

Výsledek. Tento chemický děj jest totožný s předcházejícím; rozdíl záleží v tom, že se tvoří chlorid tuto na papíře drobně rozptýlený, který proto také rychleji světlem se mění.

§. 107. Fotografie či světlolapis.

Fotografie jest vynález nový učiněný r. 1839 od Talботa, současně pak od Nièpce a Daguerreia. Fotografie záleží v tom, že se obraz v temné komoře utvořený na upravené desce zachytí a upevní či ustálí. Práce se dělí:

1. V přípravu negativů t. j. obrazů, na nichž místa světlá tmavými a tmavá světlými se jeví.

2. V přípravu positivů t. j. obrazů, na nichž stín i světlo se činem i světlem předmětu se shodují.

Příprava negativů. Skleněná deska polije se kollodiumem, v němž did draselnatý neb sodnatý jest rozptylen. Kollodium rychle na desce uhne v rosolovitou, průsvitnou blánku, jež snadno se porouchá, ačkoliv osti pevně na sklu lpí. Dříve nežli docela vyschla, položí se deska do roztoku dusičnanu stříbrnatého v místě tmavém, kamž obyčejně toliko utým sklem sporé a nepůsobivé světlo přichází.

Na desce se utvoří v 1—2 minutách iodid stříbrnatý, neboť $\text{gNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI} + \text{KNO}_3$. Deska se vloží nyní do úzkého pouzdra assetty) a zasadí do temnice. Na to se sejmě polkrývka z temnice a nechá působiti světlo 5—20 sekund. Působením světla promění se iodid tam,de jsou nejsvětlejší místa na předmětu, kdežto na místech temných se zzmění. Před světlem chráněná deska se přenese do tmavé místnosti, aby učinil obraz viditelný a stálý.

Na desku vodorovně položenou nalije se něco roztoku kyseliny pyroglové ($\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})_3$); tato vylučuje drahé kovy ze solí a sama se rychle kysličuje a černá. Místo kyseliny pyroglové lze vzít roztok zelené skáče, která podobně působí tím, že se tvorí kysličník železitý na útraty kyslíka soli stříbrnaté. Kapaliny jmenované tedy spůsobí, že se vyvine zřetelný obraz, na němž černá a bílá místa jsou patrná.

Chemický děj při vyvozování obrazů jest úplná neb částečná redukce didu. Na místech osvětlených se uvolňuje iod, jenž rozkládá vodu: $+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HI} + \text{O}$; z vody uvolněný kyslík okysličuje také kyselinu pyroglovou v tělo černé. Deska se omyje destilovanou vodou a strčí do roztoku sirkatanu sodnatého aneb kyanidu draselnatého, aby se obraz ustálil. Rozpustí se totiž z obrazu toliko neproměněný iodid stříbrnatý, obraz takto ustálený na světle více se nemění.

Příprava positivů. K dělání positivů užívá se tak zvaného fotografického papíru. Ten se takto připraví: položí se papír as na 5 minut na roztok kuchyňské soli, pak se vloží touž stranou na roztok dusičnanu stříbrnatého a v tmavé místnosti usuší. Papír se potáhne chloridem stříbrnatým, čímž se stává pro světlo citlivým: $(\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 - \text{AgCl})$. Nyní se položí deska s negativem na citlivou stranu papíru, pevní do rámu a zůstaví působení světla.

Světlo proniká skrze ona místa negativu, z nichž odstraněn sirkantanem sodnatým iodid stříbrnatý, tak že pod nimi positiv zčerná, kdežto navíc vrstva proměněného iodidu stříbrnatého brání prostupu světla na odložený papír citlivý; proto také místa tato na papíře světlými zůstanou. Ak vzniká obraz, kde místa na předmětu nejsvětlejší na př. košík i na obrazu světlými se jeví, kdežto černý oděv i na obrazu černým se ukazuje.

Konečně se i positiv ustahuje sirkantanem neb kyanidem, pečlivě myje, vysuší, retuší a konečně na kartovém papíře upevní.

XXIII. Hlava. Rozklad solí zásadami. Výroba zásad.

§. 108. Rozklad solí spůsobený hydráty alkalickými.

Mocnější zásada vylučuje ze sloučenin slabší. Hydrát draselnatý, sodnatý a ammonatý jsou nejmocnějšími zásadami, proto se jich také k rozkladům solí užívá.

Pokus 123. Ve skumavkách přidávejme k roztokům rozličných solí žíravého drasla, natronu neb žíravého ammoniaku.

Pozorování. Tvoří se různě barevné sraženiny.

Výsledek. Sraženiny vzniklé jsou hydráty kysličníků kovů, jelikož soli mocnými zásadami se rozkládají na př. $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe(OH)}_2$.

Tot jest obecný spůsob, jakým se připravují hydráty kysličníků kovů. Některé z těchto hydrátů se vyskytají v přírodě, na př. železitý ve rzi, v hnědelu či limonitu, v Goethitu, v hlíně cihlářské, v okru železitém a j. Také hydráty manganitý a hlinitý se v přírodě vyskytají. Strojeného hydrátu měďnatého a chromitného užívá se jakožto barev, prvého jménem modři Bremské, druhého jakožto zeleni Guignettové.

Rozpustnost některých hydrátů v nadbytku žíravých alkalií lze vysvětliti tím, že se tvoří zvláštní, solfím podobné a ve vodě rozpustné sloučeniny, v nichž na př. kysličník hlinitý a zinečnatý úlohu kyseliny na se převzaly. Proto rozdíl mezi zásadou a kyselinou není obecně platný a učení o zásadách a kyselinách má také své výjimky.

Hlavní výsledek. Soli se rozkládají zásadami KOH , NaOH a $(\text{NH}_4)\text{OH}$, při čemž hydráty kysličníků kovů se srážejí. Děj sám jest vzájemná substituce kovů.

Přehled rozkladů solí zásadami.

| Jména solí | KOH nebo NaOH | (NH ₄)OH |
|--------------|--|--|
| sůl vápenatá | bílou sraženinu | nesráží |
| barnatá | bílou sraženinu | nesráží |
| hořečnatá | | bílou sraženinu |
| hlinitá | bílou rosolovitou sraženinu rozpouští v nadbytku | nerozpouští v nadbytku |
| chromitá | šedozelenu sraženinu v nadbytku rozpustnou | v nadbytku nepatrne rozpustnou |
| železnatá | bílou sraženinu, jež rychle zelená a pak hnědne | |
| železitá | | červenohnědou sraženinu |
| zinečnatá | bílou sraženinu rozpustnou v nadbytku | |
| manganatá | bílou sraženinu, jež žloutne a hnědne | |
| kobaltnatá | modrou sraženinu nerozpustnou v nadbytku | modrou i červenou sraženinu rozpustnou v nadbytku |
| nikelnatá | sraženinu barvy jablečné | málo sráží v nadbytku na modro rozpouští |
| uranitá | | žlutou sraženinu |
| cínatá | bílou sraženinu v nadbytku rozpustnou | bílou sraženinu v nadbytku nerozpustnou |
| cíničitá | bílou sraženinu v nadbytku rozpustnou | bílou sraženinu v nadbytku neúplně rozpustnou |
| olovnatá | bílou sraženinu v nadbytku rozpustnou | bílou sraženinu v nadbytku nerozpustnou |
| měďnatá | modrou sraženinu | modrou sraženinu okamžitě v nadbytku lazurově rozpustnou |
| rтutičnatá | | černou sraženinu v nadbytku nerozpustnou |
| rtuňnatá | žlutou sraženinu | bílou sraženinu |
| stříbrnatá | hnědou sraženinu | hnědou sraženinu v nadbytku rozpustnou |
| zlatová | se nesráží | žlutou sraženinu, jež drží ammoniak a slove tráskavé zlato |
| platičitá | žlutá krystall. sraženina, rozp. v nadbytku při vyšší teplotě jest to $(2KCl + PtCl_4)$ | jest to $(2NH_4Cl + PtCl_4)$ |

§. 109. Výroba žíravého drasla a natronu.

Pokus 124. Nápodobme pokusem dělání louhu ku praní, polévejme totiž v pláteném pytlíku dřevěný popel horkou vodou.

Ve vodě, jež prošla popelem, jest rozpuštěna skoro všecka salajka či potaš.

Mydláři dělají louh jinak, pouští totiž ve zvláštních kádích přes popel a hašené vápno horkou vodu; tuť prosakuje nečistý roztok žíravého drasla, protože se salajka vápnem rozkládá: $K_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2KOH + CaCO_3$. Podobně lze nabytí hydrátu sodnatého z popelu rostlin mořských.

Čistých hydrátů nabudeme působením hašeného vápna v čistou salajku neb sodu (v roztoku).

V chemii zovou se roztoky hydrátů alkalických *louhy*. Odpařováním louhů v nádobách stříbrných až do sucha nabýváme pevného žíravého drasla a žíravého natronu a oba přicházejí v roubících neb kusech nepravidelných do obchodu pod jménem *lapis causticus*.

Výsledek. Ačkoliv jsou žíravé draslo a žíravý natron nejmocnějšími zásadami, předce je vylučuje z uhličitanů hydrát vápenatý, protože se s kyselinou uhličitou v nerozpustný uhličitan vápenatý slučuje.

XXIV. Hlava. Rozklad solí kyselinami.

Výroba kyselin.

Rozklad solí kyselinami jest analogický s rozkladem solí zásadami. I zde platí pravidlo, že mocnější kyselina vylučuje ze solí kyselinu slabší. Nejmocnější kyselinou jest bez odporu kyselina sírová, tak že se jí obecně proto užívá ku rozkladu solí za účelem dobývání kyselin. V příčině rozkladu solí lze říci: kyselina rozkládá sůl jen tehdáž, když se děje výměna či substituce vodíka v kyselině kovem tak, že vzniká kyselina a sůl jiného skupenství a proto srážením neb odpařováním lze obě od sebe oddělit.

§. 110. Rozklad chloridů a fluoridů.

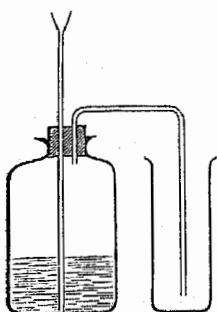
1. Dobývání kyseliny solné.

Pokus 125. Zahřívejme v baňce sůl kuchyňskou s kyselinou sírovou a odvádějme plyn do suché kádinky neb válce a pak do vody (obr. 74.).

Pozorování. V plynu poznáme brzo chlorovodík, dle vlastností nám již dobře známý (viz chlor).

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá sůl kuchyňskou: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$.

Dle rovnice této třeba vzít na 1 mol. NaCl (58,5 částí) 1 mol. H_2SO_4 (98 částí) a nabudeme 1 mol. HCl (36,5 částí). Výroba solné kyseliny děje se ve velkém při dobývání sody ze soli kuchyňské dle methody Leblancovy.



Obr. 74. Výroba plynu těžších vzduchu.



Obr. 75. Leptání skla.

2. Dobývání fluorovodíka a leptání skla.

Pokus 126. Něco kazivce č. fluoritu v prášku smíchejme v tyglíku (obr. 75.) nebo misce platinové s kyselinou sírovou a pokryjme deskou skleněnou potaženou voskem*) do kterého se vyryje nákres, jenž se má leptati. Tyglík se mírně zahřívá v místnosti tak uzavřené, aby pracující před škodlivým plynem chráněn byl.

Pozorování. Kazivec se pění a vyvíjí se plyn, který sklo leptá a vodní páry ze vzduchu v mlhu sráží. V 8—10 minutách je sklo dosti vyleptáno.

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá kazivec, vzniká fluorovodík a síran vápenatý: $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{FIH}$.

Sklo drží jakožto hlavní součást SiO_2 , a jest dle složení podvojný křemičitan. Známo pak, že když rozrušíme jednu součást sloučeniny, zrušíli jsme celou sloučeninu, zde sklo.

Fluorovodík působí hlavně v SiO_2 , rozkládaje se s ním v plynný fluorid křemičitý a vodu: $\text{SiO}_2 + 4\text{FIH} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

*) Rozpustí se něco vosku v silici terpentinové (olej terpentínový) a natře na desku, do vyschlé povlaky vosku vyryje pak žáček jehlou nebo nožem nějaký obrázek.

K leptání se užívá často roztoku FlH, protože při leptání plynem zdraví dělníkův přílišně trpí. Vodnatý FlH třeba chovati v láhví gutta-perchové neb olověné, v které nepůsobí.

Hlavní výsledek. Kyselina sírová rozkládá chloridy, fluoridy, vylučujíc z nich tak zvané kyseliny vodíkové HCl, HF, při čemž síraný se tvoří.

§. 111. Rozklad uhličitanů a sířičitanů.

1. Rozklad uhličitanů a výroba CO₂.

Pokus 127. V přístroji, v kterém jsme vyráběli HCl, polejme něco uhličitanu (sody, salajky, vápence, krídy a j.) rozředěnou kyselinou sírovou.

Pozorování. Směs silně šumí a pění, jelikož mnoho plynu se uvolňuje.

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá uhličitany na př. CaCO₃ + H₂SO₄ = CaSO₄ + CO₂ + H₂O. Hydrát H₂CO₃ v okamžiku, jak se uvolňuje, ihned seštěpí v CO₂ a H₂O.

Tohoto rozkladu se ve velkém užívá ku vyrábění *uhličité* čili *sodové vody* a lze k tomu vzít též HCl. Rozkládá se obyčejně magnesit MgCO₃ ve velkých přístrojích H₂SO₄, plyn se čistí ve vodě a hromadí v plynoujemu, odkudž do studené vody se tlačí.

Šumivé prášky mají týž základ: jeden prášek je NaHCO₃, druhý kyselina vinná (C₄H₆O₆).

Podobný rozklad uhličitanů děje se uvnitř země a jen tím spůsobem lze si vysvětliti, proč pramenité vody tolik CO₂ obsahují. CO₂ se ještě jinými spůsoby tvoří v přírodě a také rozmanitě v průmyslu chemickém vyrábí. Tento rozklad uhličitanů nám ukazuje, jak lze snadno určiti uhličitany v přírodě přehojné.

Výroba běloby olovnaté.

K rozkladům uhličitanů pojí se přirozeně rozklad zásaditého octanu olovnatého spůsobený CO₂. Rozklad ten tvoří základ dělání běloby; výroba se děje:

a) Po spůsobu rakouském rozvěší se tenké desky olověné v komorách, do nichž se vedou páry kyseliny octové a CO₂ spalováním dřevěného uhlí připravený.

b) V Holandsku se zahrabují do hnoje hrnce, v nichž jsou olověné kotouče a něco kyseliny octové. Tuť vzniká CO₂ hnítím a rozkládá octan.

c) Ve Francii se přesycuje kyselina octová klejtem a roztokem se vede CO_2 .

d) V Anglii konečně se rozdlává cukr olověný s klejtem a rozkládá CO_2 .

Princip jest u všech čtyř spůsobů týž, totiž rozklad zásaditého octanu olovnatého CO_2 , tak že vzniká zásaditý uhličitan olovnatý, běloba, kdežto vyloučená kyselina octová na novo v olovo působí, smíž se děj opakuje, pokud se kyselinu octové a olova dostává.

Složení běloby jest rozličné, často však: $\text{PbCO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_2$ aneb $\text{PbCO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_2$. Tvoří bílý těžký prášek a porušuje se často BaSO_4 , ZnO , CaCO_3 a hlinkou.

Jak lze porušení takové poznat?

Jest posud nejlepší krycí bílá barva, má však též své vady: 1. je jedovatá, 2. černá sirovodíkem, 3. je dražá a 4. často porušena.

Nahrazuje se proto vždy více bělobou zinečnatou a barytovou.

2. Rozklad siřičitanů a bílení kysličníkem siřičitým.

Pokus 128. V přístroji jako ku vyvíjení CO_2 (obr. 74.) smíchejme siřičitan sodnatý s kyselinou sírovou.

Pozorování. Směs šumí, vydávajíc mnoho bezbarvého plynu, v kterém již po zápachu SO_2 poznáme.

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá siřičitany: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Této reakce se užívá ku vyvíjení většího množství SO_2 za účelem bílení hedvábí a vlny.

Výroba tato jest pohodlnější nežli spalování síry. Také vodnatým roztokem SO_2 lze snadno bílit barviva rostlinná, na př. barvivo červeného vína a j. Povlhčíme-li vybílená místa mocnější kyselinou, objeví se opět původní barva, z čehož se soudí, že se SO_2 s barvivem slučuje v bezbarvou sloučeninu, kterou lze opět mocnější kyselinou rozložiti.

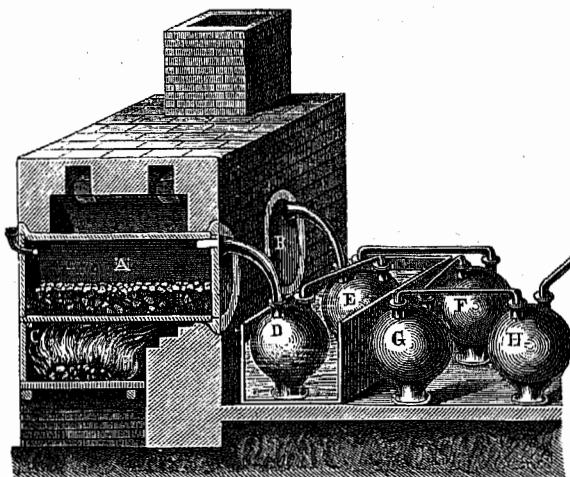
§. 112. Rozklad dusičnanů, (chlorečnanů) a výroba kyseliny dusičné.

Pokus 129. V křivuli spojené s chlazeným jímadlem zahřívejme říhlský salnýtr s kyselinou sírovou (viz obr. 72.).

Pozorování. Unikají z křivule hnědé páry, které se v jímadle v kapalinu srážejí.

Výsledek. Kyselina sírová rozkládá snadno i dusičnany: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$. Tento rozklad děje se při teplotě až do 220° , vyšší teplotou postupuje rozklad dále: $\text{NaNO}_3 + \text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$.

Třeba však pečlivě nižší teplotu udržovati, protože se HNO_3 vyšší teplotou snadno rozkládá a hnědými parami kysličníka dusičného (NO_2) barví na hnědo. Na hnědo zbarvená kyselina slove červená či dýmová kyselina dusičná. Dle reakce tuto vysvětlené vyrábí se kyselina dusičná či lučavka ve velkém (obr. 76.), výhradně z chilského salnytru, kdežto se salnytru draselnatého k dělání střelného prachu užívá.



Obr. 76. Výroba kyseliny dusičné ve velkém.

Tak jako se rozkládá dusičnan sodnatý, rozkládají se i ostatní dusičnany.

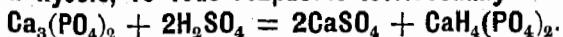
Chlorečnany se rozkládají ještě prudčeji pouštějíce všecky kyslík : $2\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} + \text{O}_2$. Rozklad tento tvoří základ prvotních sirek, jichž hlavičky z chlorečnanu draselnatého a síry se skládaly a do kyseliny sírové se máčely. I prudké působení torped nyní při válčení na vodě hojně užívaných lze prudkým rozkladem chlorečnanu vysvětliti.

S. 113. Rozklad fosforečnanů. Výroba kyseliny fosforečné, superfosfatů a fosforu.

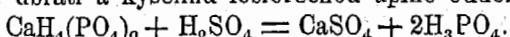
Pokus 130. Vypálené kosti skládající se hlavně z fosforečnanu trojvápenatého a hořecnatého polejme na porcelanové misce kyselinou sírovou a po delší dobu mírně zahřívejme.

Pozorování. Směs z počátku slabě šumí, protože kosti také něco uhličitanů drží, a kyselina sírová hmotu kostí rozkládá.

Výsledek. Kyselina sírová ubírá vápna fosforečnanům, tak že se tvoří sádra a kyselé, ve vodě rozpustné fosforečnany:



Cezéním lze sádrou od roztoku fosforečnanů oddělit. Zahustíme-li odpárováním roztok a přidáváme opětne kyselinu, lze všecko vápno fosforečnanům ubrat a kyselinu fosforečnou úplně oddělit:



Cezéním a odpárováním roztoku do sucha nabýváme konečně kyseliny fosforečné.

2. Směs kyselých ve vodě rozpustných fosforečnanů ($\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$ a CaHPO_4) se sádrou přichází jakožto strojené hnojivo fosforečné do obchodu pod jménem *superfosfát*. Superfosfaty prospívají rostlinám kyselinou fosforečnou a sírou. Zvláště rostlinám obilním slouží fosforečnany, protože v zrní obilném hojně se naskytají.

3. Směsi kyselých fosforečnanů či rozložených kostí užívá se také ku vyrábění fosforu. Cedí se směs, filtrat zaváří do houštky syrubu, míchá s práškem dřevěného uhlí a vysouší v kotlích litinových nad ohněm, čímž pouští vodu: $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2 = \text{Ca}(\text{PO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Vysušená směs sestává z metafosforečnanu $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$ a uhlí přidaného. Tať se vypaluje jako kámen vitriolový v křivulích z ohnivzdorné hlíny, ježto leží v galejně peci a jsou spojeny s chlazenými jímadly, v nichž něco vody se nalézá. Fosfor překapuje a sráží se pod vodou. Děj jest odkysličování: $3\text{Ca}(\text{PO}_3)_2 + 5\text{C}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{P}_2 + 10\text{CO}$. Takto se nabývá průměrně 8–10% fosforu z kostí.

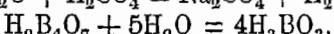
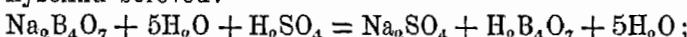
§. 114. Rozklad boranů a křemičitanů.

1. Rozklad boranů a kyselina borová.

Pokus 131. Smíchejme horký roztok boraxu s rozředěnou kyselinou sírovou a ochladme.

Pozorování. Jakmile se směs ochladila, vylučují se krystalické lističky, jež lze cezením oddělit.

Výsledek. I borany rozkládá kyselina sírová, vylučujíc krystalickou kyselinu borovou:



Že byla skutečně kyselina borová vyloučena, snadno se přesvědčíme, když přičiníme něco lžíbu a směs zapálíme. Kyselina borová barví plamen krásně na zeleno a kurkumový papír barví na hnědo.

Již z toho, že barví kyselina borová plamen na zeleno, jest viděti, že těká s parami lžibu a vody, kdežto za sucha netéká, vypuzujíc při vyšší

teplotě i kyselinu solnou ze sloučenin. Snad se děje podobný rozklad ve vnitru země, ana kyselina borová s vodní parou ze země vychází.

2. Rozklad křemičitanů v přírodě.

Pokus 132. Hustý roztok vodního skla t. j. křemičitanu draselnatého neb sodnatého smíchejme s rozreděnou kyselinou sírovou.

Pozorování. Směs ihned ztuhne vyloučeným rosolem. Procedme a mírně rosol vysušme, vzniká hmota beztvárá.

Výsledek. Vodní sklo se kyselinou sírovou rozkládá, vyloučený rosol je kyselina křemičitá: $K_2SiO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2SiO_3$. Učiníme-li podobně s rozreděným roztokem vodního skla, lze pozorovati reakci teprv po delší době. Vyloučená kyselina křemičitá se zpočátku ve vodě částečně rozpouští, ale pak se opět vylučuje a vysušena jsouc stává se ve vodě úplně nerozpustnou.

Pokus 133. Foukejme po delší dobu vzduch rourkou do roztoku vodního skla.

Pozorování. Podobný rosol jako u předcházejícího pokusu se vylučuje.

Výsledek. Také CO_2 rozkládá u přítomnosti vody vodní sklo: $K_2SiO_3 + CO_2 + H_2O = K_2CO_3 + H_2SiO_3$. Tento rozklad, jejž lze ve velkém sledovat v přírodě, jest pamětihoný.

Jest známo, že se tvoří hnitím mrvy v ornici veliké množství CO_2 , jenž působí v rozpustné křemičitany a vylučuje z nich rozpustnou kyselinu křemičitou činíc ji rostlinám přístupnou. Známo již také, že zvláště rostlinám stébelnatým třeba mnoho kyseliny křemičité, jak to z popelu stébla viděti jest.

Podobným rozkladem lze vysvětliti vznik zkamenělin, zvláště živočišných, neb hmota jich jest hlavně z SiO_2 složena a z hydrátu povstala: $SiO_3H_2 = SiO_2 + H_2O$.

Úhrnný výsledek o rozkladech solí kyselinami. Působi-li za příznivých okolností mocná kyselina v sůl se slabší kyselinou, tedy se vylučuje kyselina ze soli a tvoří se nová sůl. Takovým spůsobem vyrábime obecně kyseliny.

Lze pak v té příčině říci:

1. Kyselina sírová rozkládá všeliké soli a lze ji užívat ku vylučování všech kyselin, ač ji lze nahraditi v příčině té někdy kyselinou solnou neb dusičnou.

2. Rozklad solí nastane jen tehdy, když aspoň jedna sůl je v roztoku.

3. Rozklad solí se urychluje vyšší teplotou.

4. Kyseliny mění často nerozpustné soli pravidelně v soli kyselé ve vodě rozpustné (fosforečnany a uhličitany).

XXV. Hlava. Rozklad solí sirovodíkem a sirníkem ammonatým.

§. 115. Rozklad solí sirovodíkem.

Jak působí sirovodík v podvojně sloučeniny, poznali jsme již v §. 43. O působení sirovodíka v soli lze říci:

1. Soli kovů alkalických a alkalických zemin o mocné kyselině se sirovodíkem nerozkládají, rozkládají se totiž jich hydráty a uhličitany.

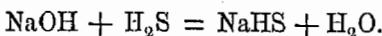
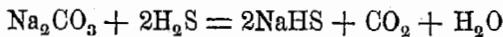
2. Soli všech ostatních kovů sirovodíkem se rozkládají v sirníky a nové soli.

Pokus 134. a) Nasýtme roztok uhličitanu draselnatého neb sodnatého sirovodíkem.

b) Nasýtme louh draselnatý neb sodnatý sirovodíkem.

Pozorování. V prvním případu se sirovodík rozkládá a CO_2 se vylučuje, v druhém se totiž sirovodík rozkládá.

Výsledek. V obou případech se děje vzájemný rozklad obou sloučenin:



Při těchto rozkladech vznikají potrojné sloučeniny, ježto jsou s hydráty analogicky složeny a slovou proto sulfhydráty. Roztoky sulfhydrátů reagují alkalicky.

Jako se hydrát ammonatý v chemickém chování s hydráty alkalickými shoduje, tak i sirovodíkem podobný rozklad působí: $(\text{NH}_4)\text{OH} + \text{H}_2\text{S} = (\text{NH}_4)\text{SH} + \text{H}_2\text{O}$. V chemii často užívaný žlutý sirník ammonatý jest směs sulfhydrátu se sirníkem ammonatým.

Působení sirovodíka a sirníka ammonatého v soli ostatních kovů jest tak karakteristické a důležité, že se užívá sirovodíka a sirníka ammonatého obecně v rozborné chemii k určování kovů i jich sloučenin.

§. 116. Užívání sirovodíka a sirníka ammonatého v rozborné chemii.

Dle zvláštního působení sirovodíka a sirníka ammonatého v soli kovů lze rozdělit kovy ve tré přirozených skupin:

1. Kovy, jichžto sirníky se srážejí sirovodíkem z kyselých roztoků.

2. Kovy, jichžto sirníky toliko z roztoků alkaličkých, částečně i neutralních se vyloučují.

3. Kovy, jichžto sirníky ani z kyselých ani alkalických roztoků v podobě sraženin vyloučiti nelze, jelikož se sirníky ty ihned rozpouštějí.

Kovy ze skupiny prve lze ještě rozdělit v:

1. takové, jichžto sirníky se rozpouštějí v sirníku ammonatém;

2. takové, jichžto sirníky se nerozpouštějí.

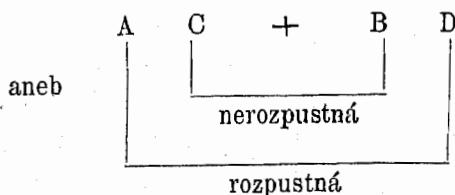
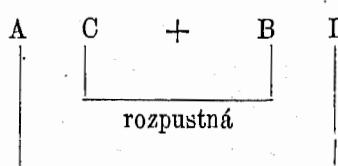
| Z kyslého roztoku se srážejí sirovodíkem | | Z neutral. neb zásad. roztoku sráží sirník ammonatý | Nesrážejí se ani siro- vodíkem ni sirníkem amm. |
|---|--|--|--|
| Sraženina v sirníku amm. nerozpouští se | Sraženina v sirníku amm. se rozpouští | | |
| Olovo rtuť stříbro měď vizmut | cínatá — hnědá cíniciatá — žlutá arsen — žloutková antimon — oranžová zlato } černá platina } | železo nikl kobalt } černě mangan pleťově zinek bíle chrom zeleně } hydráty hlinsk bíle } kysličn. | vápník hořčík baryum strontium draslík sodík lithium |



XXVI. Hlava. Vzájemné rozklady solí.

Vzájemný rozklad dvou solí nastane tehdy, když jedna z utvořených solí jest nerozpustna ve vodě.

Budtež A a B kladné (zásady), C a D záporné součásti solí (kyseliny), pak lze vzájemný rozklad dvou solí takto znázornit:

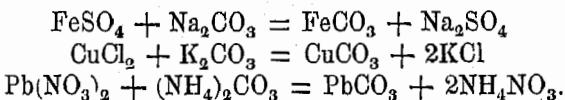


§. 117. Vzájemný rozklad solí spůsobený uhličitanu alkaličkými. Výroba uhličitanův.

Pokus 135. Smíchejme roztoky a to: v prvé skumavce síran železnatý a uhličitan sodnatý, v druhé chlorid měďnatý a uhličitan draselnatý, v třetí dusičnan olovnatý a uhličitan ammoniatý.

Pozorování. V prvé skumavce vzniká sraženina šedě zelená, v druhé zelenomodrá, v třetí bílá.

Výsledek. Ve všech případech se obě soli vzájemně rozkládají a sraženiny vyloučené jsou ve vodě nerozpustné uhličitanы:



Cezem, vymýváním a sušením lze uhličitanы úplně oddělit; tvoří pak různě barevné prášky. Podobně lze i soli ostatních kovů těžkých i lehkých rozložit.

Soli hlinité, chromitné, železité dávají při tom hydráty kysličníkův a nikoliv uhličitanы, jako všecky ostatní kovy. Reakce tyto nám ukazují spůsob, jakým lze nerozpustné uhličitanы připravovat.

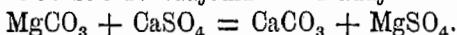
§. 118. Vzájemný rozklad solí spůsobený rozpustnými sírany.

1. Vznik hořkých vod.

Pokus 136. Na cedítku rozprostřeme něco uhlíčitanu hořečnatého (magnesia alba) a cedíme přes něj vodu sádrovou vícekrát po sobě.

Pozorování. V procezené kapalině shledáme roztok hořké soli, již i po chuti poznáme.

Výsledek. Obě soli se vzájemně rozkládají:



Nerozpustný CaCO_3 zůstává na cedítku, kdežto rozpustný MgSO_4 ve filtratu se vyskytá. Reakce tato jest velice pamětihoná, protože ji lze vysvětliti vznik hořkých vod, zvláště světoznámých hořkých vod českých.

V horstu vyskytá se dolomit a couky sádry, prosakující voda rozpouští něco sádry, tak že vznikají hořké vody, jichž podstatnou součástí jest hořká sůl či síran hořečnatý. Památny jsou hořké vody: Bylanská, Sedlická, Zaječická v Čechách a Epsomská v Anglii.

2. Výroba salnytru či ledku. Tvoření salnytru v přírodě.

Pokus 137. Smíchejme ve skumavce roztoky dusičnanu vápenatého a síranu draselnatého.

Pozorování. Tvoří se bílá sraženina.

Výsledek. Obě soli se vzájemně rozkládají, sraženinu tvoří sádra, v roztoku je salnytr: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{KNO}_3$. Cezením a odpařováním nabýváme pevného salnytru.

Místo síranu lze užiti salajky neb také chloridu draselnatého. Síran a chlorid draselnatý jsou nejlacnejší soli draselnaté, proto se jich též nejčastěji k tomu cíli užívá.

Nověji se vyrábí salnytr draselnatý též ze salnytru chilského opět pomocí salajky neb chloridu draselnatého. Mísí se totiž vřelé roztoky obou solí, v prvním případu vyhrání dřive soda, v druhém salnytr, čímž lze je od sebe oddělit. Takto připravený salnytr slove *salnytr obrácený* či *přeměněný* (Conversions-Salpeter).

Tvoření salnytru v přírodě. Slyšeli jsme již u vzniku ammoniaku (§. 39.), že se tvoří zároveň vždy salnytr. Tvoří se zvláště salnytr vápenatý hojně hnitím dusičnatých ústrojí u přítomnosti vzduchu, vody a vápna: $2\text{NH}_3 + 4\text{O}_2 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$, na př. v ornici mrvěném hnojivem zvířecím, ale také se napodobí v sadech salnytových (Salpeterplantagen).

Salnytr vykvétá ze země v rovině mezi Tisou a Maroší, zvláště hojně v Egyptě a východní Indii, kde podnebí teplé a suché zvláště mu přispívá.

3. Výroba bílé magnesie, běloby barytové a žluté chromové.

Pokus 138. Smíchejme roztok hořké soli s rozředěným roztokem sody.

Pozorování. Směs silně z počátku šumí, pak se tvoří bílá sraženina.

Výsledek. Obě soli se vzájemně rozkládají: $MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3 + Na_2SO_4$. Rozkladem nevzniká pravidelný, nýbrž vždy litý uhličitan, což však rovnici nesnadno vyjádříti. Bílá magnesie je obecně v lékařství magnesia alba vyrábí se ve velkém.

Míchají se velmi rozředěné a vřelé roztoky obou solí. Tak se zaváří říše Zaječická voda na $\frac{1}{30}$ a Bilinská na $\frac{1}{90}$ původního objemu a se v poměru 1 : 2 s vodou hořkou při teplotě 40°. Sraženina se vypírá, suší a přichází do obchodu jakožto velmi kyprý a lehounek prášek.

Pokus 139. Smíchejme ve skumavce roztok chloridu neb dusičnanu atého s roztokem síranu sodnatého.

Pozorování. Okamžitě se tvoří bílá těžká sraženina.

Výsledek. Obě soli se vzájemně rozkládají: $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$. I jinými četnými spůsoby lze síran barnatý připravit. Strojený baryt vyskytá se v obchodu pod jmény: tyrolská běloba, běloba, blanc fixe, blanc permanent, analine a hojně se užívá to přísada do barev, papíru, ano i k porušování mouky a j. vin se zneužívá.

Pokus 140. Smíchejme roztoky chromanu draselnatého a octanu atého.

Pozorování. Tvoří se těžká žlutá sraženina.

Výsledek. Obě soli se vzájemně rozkládají, tak že se tvoří nestný chroman olovnatý a octan draselnatý. Též se tvoří chromanním: $PbSO_4 + K_2CrO_4 = PbCrO_4 + K_2SO_4$. Chroman olovnatý těží se též v přírodě jakožto krokoit.

Strojeného se užívá jménem žlutí chromové a jest jakožto žlutá barva nenahraditelný. Chroman olovnatý zahříván s určitým množstvím ho louhu mění se v prášek temně a ohnivě červený — chroman dvojity Pb_2CrO_5 č. (2PbOCrO₃), kterého se užívá v malířství jménem žlutí chromové, též rumělky rakouské.

XXVII. Hlava. Užitek některých solí, zvláště křemičitanů a uhličitanů v stavitelství, hrnčírství, sklářství a barvířství.

§. 119. Malta a cementy.

Dle toho, staví-li se na suchu neb ve vlhkku, jest malta dvojí: vzdušná č. obyčejná a vodní č. hydraulická. *Obyčejná* malta jest směs, ježto drží na 1 krychl. m. hašeného vápna 3—4 krychl. m. křemičitého písku a jsouc v tenké vrstvě vložena mezi kameny, tvrdne časem pevně a trvale, pojic je v celek.

Tvrđnutí malty má dvojí příčinu: mechanickou a chemickou. Mechanicky tvrdne malta následkem odpařování vody, čímž malta vysychá a spojuje as jako vyschlý klíh. Příčina chemická leží v hmotné proměně malty. Známo, že $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pohlcuje dýchivé CO_2 ze vzduchu: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Tot se děje i tuto. Avšak současně působí i SiO_2 ve vápnu: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Arcit postupuje tato proměna malty velmi ponenáhlu a jen tou proměnou malty lze vysvětliti velikou stálost starých staveb. Podstata tvrđnutí vzdušné malty jest tedy jednak odpařování vody, jednak přeměna malty v CaCO_3 a CaSiO_3 .

Vodní malta. Mnohé křemičitany rozkládají se kyselinami na př. vodní sklo (§. 110.), jiné však křemičitany kyselinami se nerozkládají. Převádění křemičitanů kyselinami nerozložitelných v rozložitelné děje se ve velkém při pálení vodního vápna a dělání cementu.

Pálením vápenců, které drží nejméně 10 % přimíšenin hlinitých a křemičitých nabýváme vápna, ježto se vodou nehasí, anobrz jsouc s ní rozděláno ztvrdne pod vodou za několik dní v kamen. Pálením vzniká křemičitan vápenato-hlinitý, jenž s vodou se slučuje a tvrdne as podobně jako pálená sádra.

Cementy jsou křemičitany, ježto se kyselinou solnou rozkládají a mění vzdušnú maltu ve vodní.

Rozeznáváme přirozené a strojené cementy. Přirozené vznikly horkem sopečným, k nim náleží: puzzolanka z Neapolska, tras z Porýnska, santorinka z ostrova Santorina. Strojené se páli z křemičitanů, ježto se kyselinou solnou nerozkládají. Patří k nim: římský č. Roman cement z vápenců hlinitých pálený, portlandský pálením vápenců s hlinou. Také v Čechách se pálí cementy, na př. v Radotíně u Prahy a v Šejnově (Mariascheinu); Pražské staroměstské vápno hodí se výborně k vodním stavbám a nověji se i do Anglie vyváží.

Tvrđnutím vzdušní malty vzniká CaCO_3 a CaSiO_3 , tvrđnutím vodní malty ($\text{CaSiO}_3 + \text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7$) + aq.

§. 120. Hlínny a hliněné zboží.

1. *Hlínny vznikají zvětráváním živců*, ježto skládají spolu se slídou a křemenem žulu, rulu a j. horniny.

Živce jsou křemičitany alkalicko-hlinité, v nichž též vždy něco křemičitanu vápenatého neb hořečnatého se nalézá. Účinkem vody, vzduchu a přičiněním lidským drobí se horniny v prach, z něhož pak vyluhuje voda křemičitany alkalické a rostlinám je přivádí, kdežto křemičitany hlinity, vápenatý a hořečnatý v podobě hlíny se usazují. Zůstala-li hlína na témž místě, kde vznikla, jest čistá (porcelanka), odnešena-li vodou na jiné místo, znečistila se hnědem a pískem (cihlářská a hrnčířská).

Vlastnosti. Čistá hlína jest hmota bílá, složená z drobounkých částeček, rozdělána jsouc s vodou stává se tvořitelnou č. plastickou. Vysušením se smrští a pálením tvrdne, tak že i na oceli jiskry dává. Proto se hodí k dělání hliněného zboží a stavebních kamenů. Čistá hlína se neroztápí (je ohnivzdorná), přimíšené kysličníky kovů činí ji roztopitelnou a jsou přičinou rozličné barvy (nejvíce hydrát železitý).

Druhy hlín jsou: 1. Porcelanka č. kaolin jest čistá hlína, z níž se dělá porcelan. Nalézá se u Karlových Varů, Plzně, Pasova a Limoges.

2. H. hrnčířská se roztaří a jest zbarvena $\text{Fe}_2(\text{OH})_4$, vzdělávají ji hrnčíři.

3. H. cihlářská je znečistěna okrem, pískem a j. Tvoří ohromná ložiska v náplavech.

4. H. valchářská má mnoho sloučenin hořečnatých, ssaje tuky, proto jí užívají valcháři.

5. H. vápenitá slove *slín* a zove se hlinity neb vápenatý, dle toho, která součást převládá. *Jíl* jest směs hlín, vápence, okru a jest buď žlutý, hnědý neb červený.

6. H. barevné č. okry mají barvu: rudka a bolus od Fe_2O_3 , sienka (terra di Siena) od $\text{Fe}_2(\text{OH})_4$, h. Kadaňská (seladonit) jest zelená od $\text{FeSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, umbra je hnědá od $\text{Mn}_2(\text{OH})_4$.

Hliněné zboží.

Hliněné zboží se formuje z hlíny, suší a pálí se. Dle hlíny, z níž zboží zhotoveno, řídí se i jeho vlastnosti.

Hlínna, v níž málo SiO_2 a mnoho CaCO_3 , dává zboží zemité a porovaté, hlína bohatá SiO_2 dává zboží povahy sklovité, neporovaté.

Dle toho se rozdělují hutné a porovaté zboží. K hutnému patří porcelan a kamenina, k porovatému fajans, obecné zboží hrnčířské, cihly, tašky a dlažice.

a) **Porcelan.** *Příprava.* 1. Umletá a plavená porcelanka se rozdělává vodou a misí s práškem křemene a živce v patřičném poměru v kaši.



Obr. 77. Kruh hrnčířský.

2. Vytlačená kaše se chová po léta ve vlhku, aby se stala co nejvíce plastickou. Pak se formuje a sice buď se tlačí do kadlubů, aneb se točí na kruhu hrnčířském (obr. 77.).

3. Zboží se suší na vzdachu, na to přežahuje v hořejším patře peci zlehka, čímž ztvrdne, že vodou více něměkne.

4. Po té se zboží polévá glasurou složenou z porcelanky, křemene a živce, osuší a vypaluje na čisto v ohnivzdorných pouzdrech z počátku ponenáhlou, konečně bílým žárem. Při tom se glasura roztopí a porcelan sesklovatí, jak tomu průsvitnost porcelanu nasvědčuje.

5. Konečně se porcelan barví. Barvy jsou barevná skla, ježto se do glasury vpalují (viz barvy skla).

Vlastnosti. Porcelan jest nejdokonalejší zboží hliněné. Jest čistě bílý, tvrdý, že křeše, pevný a hutný, že i bez glasury nepropouští kapalin. Snáší dobře náhlé změny tepla a vzdoruje účinkům kyselin.

Kamenina. Kamenina jest hrubší porcelanu a hotoví se podobně. Jest bílá neb barevná. Polévá se obyčejně slanou glasurou. Hodí se totiž na kameninu v peci rozpálenou něco NaCl , čímž vzniká křemičitan: $2\text{NaCl} + \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl}$. Z kameniny se hotoví láhvě na mineralné vody, kyseliny a j.

Siderolit č. terralit jest zvláštní kamenina s povlakou barevného pokstu a bronzu místo glasury, čímž nabývá vzezření kovového. V severních Čechách hotoví se siderolitové zboží jako svícny, vázy, kalamáče, džbány a j.

Majolika č. fajans jest porovaté zboží hrnčířské z hlíny prosté železa, ježto se polévá glasurou bílou neprůzračnou, složenou z SnO_2 , SiO_2 a Na_2CO_3 . Glasurou nabývá vzezení porcelanu a toliko neprůsvitnosti a zemitým lomem lze ji snadno od porcelanu rozeznati.

Obyčejné zboží hrnčířské se hotoví z hlíny hrnčířské, podobně jako ostatní hliněné zboží. Glasura bývá olovnatá (sklo hlinito-lovnaté). Má-li glasura více olova, rozpouští se toto kyselinami a stává se zdraví nebezpečným. Nověji se polévá glasurou z CaF_2 , SiO_2 a bílé hlíny, na př. v Třebechovicích.

Cihly, tašky a dlažice dělají se z jílu neb směsi hlíny ohnivzdorné s pískem. Dobré vypálené jsou porovaté, červené od Fe_2O_3 . Nahrazují přirozené stavební kameny a břidlice a užívá se jich rozsáhle pro jich láci, tvrdost, pevnost, lehkost a stálost na vzduchu i ve vodě. Velkým a dlouho trvajícím žárem se obyčejně cihly roztápejí, tuť se užívá cihel ohnivzdorných č. šamotek (Chamotte) zhotovených z hlíny vápenaté, neroztopitelné.

Terrakotta jest duté hliněné zboží nepolévané, barvy žluté neb červené, ježto slouží ku okrasám stavitelským.

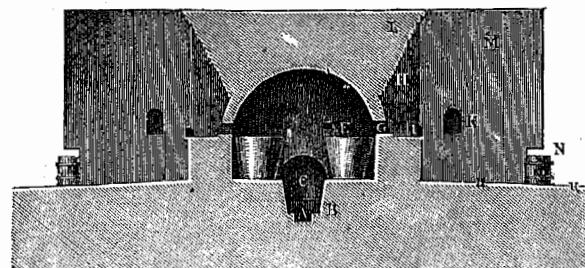
Dějiny. Porcelan vynalezl r. 1709 Bötticher v Sasích, ač jej Číňané znali od 2000 let. V Čechách jest as 12 továren na porcelan v okolí Karlovarském. Kamenina vynalezena od J. Wedgewooda na konci min. stol. Bílá se vyrábí hlavně v Anglii, obecná barevná též v Čechách.

Majoliku vyráběli poprvé Arabové ve Španělsku (okrasy na Alhambře 1273), pak ve Faenzi v Italii a na ostrově Majorka (odtud jména). Umění hrnčířské květno v starověku, jak o tom starožitné umělecké nádoby řecké a římské svědčí.

S. 121. Sklo.

Suroviny, z nichž se sklo vyrábí, mísí se umleté v poměrech těchto :

Sklo české (draselnaté) má na 100 č. písku 36 č. salajky, 8 č. vápna, 40 č. střepů, $\frac{3}{4}$ č. burelu.



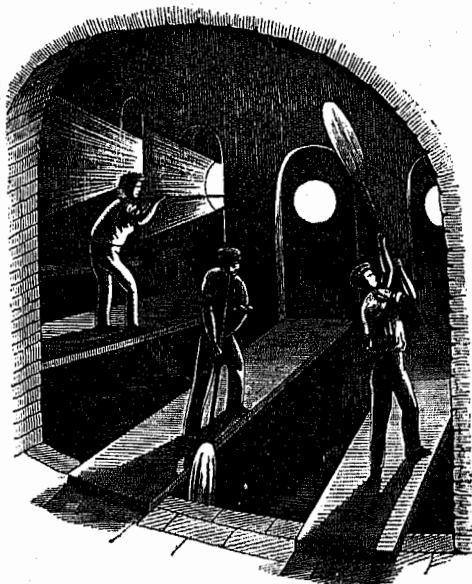
Obr. 78. Průřez sklářské peci.

Sklo francouzské (sodnaté) má na 100 č. písku, 36 č. sody, 36 č. vápna, 100 č. střepů, $\frac{1}{3}$ č. arseniku.

Sklo anglické (olovnaté) má na 100 č. písku 40 č. salajky, 20 č. suříku, 50—100 č. střepů.

2. Směs se roztápi v pánevích z ohnivzdorné hlíny *E* (obr. 78.), které se otvorem *C* do peci vnáší a vynáší. *A* jest rošt, *B* topení, *G* otvory pro dělníky, *H* stěna od křídelní peci, *N* nádoba s vodou. Pec jest za puštěna hluboko v zemi, tak že jsou lavičky, na nichž stojí pánev, zároveň s podlahou hutě u u. Po 6—10 hodinách se sklovina v pánech roztopuje a ohnivzdorná SiO_2 vypuzuje všecky těkavé kyseliny.

3. Formování skloviny se děje fouláním neb litím. Duté sklo se foulá příšalou sklářskou, as metr dlouhou železnou rourou s dřevěnou rukojetí. Foukáním (obr. 79.) se hotoví láhvě, sklenice, válce, křivule, koule, rourky, ale také sklo tabulové do oken a malá zrcadla. Lijí se toliko veliké tabule na zrcadla, čočky a j.



Obr. 79. Foukání skla.

4. Chlazení hotového zboží se děje ve vytopené peci ponenáhlou, avšak ne příliš pomalu, jinak by sklo krystalovalo (Reaumurův porcelan). Náhle chlazené sklo jest křehké (slzičky a lahvičky Bolognské) a nesnáší proměny tepla.

Pružné č. tvrdé sklo od *de la Bastie* se dělá, že se předměty rozeplíjejí až změknou a máčejí do roztopeného paraffinu (200°) a ochladi.

Sklo to je tyrdé, nerozbijí se snadno, snáší proměny tepla, když pak jednou naraženo, rozpadá se v mnoho střepin.

6. Sklo kráší se broušením (triplem, pemzou, kolkotarem v prášku), leptá se FLH, barví, stříbří a zlatí.

Druhy skla: 1. Sklo české č. draselnaté jest úplně bezbarvé, tvrdé, těžko roztopitelné a chem. stálé, hodí se ku chem. náčiní.

2. S. francouzské č. sodnaté, je slabě nazelenalé, měkké, roztopitelné. Slouží do oken a ku obecnému zboží.

3. S. anglické č. olovnaté, má silný lesk, jest měkké a snadno se roztápi. Slouží k zboží optickému a ku strojeným drahokamenům.

4. S. butelkové jest tmavě zelené neb hnědé od FeO neb Fe_2O_3 neb obou zároveň, drží též MgO a Al_2O_3 .

5. S. barevná mají barvy od křemičitanů těžkých kovů. Tak mléčná od popelu cínového neb kostní moučky, žlutá: bleděžlutá od Sb_2O_3 , žlutohnědá od Fe_2O_3 , žluťozelená od U_2O_3 , červená od Cu_2O neb zlatého purpuru, fialová od Mn_2O_3 , temně modrá od CoO, bledě modrá od CuO, namodralá od FeO, trávová od Cr_2O_3 , smaragdová od CuO a Cr_2O_3 , nečistě zelená od FeO a Fe_2O_3 , černá od čediče neb strusek z vysoké peci, temně černá od Ir_2O_3 a též od UO.

Složení a vlastnosti skla. Skla jsou podvojné křemičitany alkalickozemité. Kovy žíravých zemin mohou být nahrazeny též kovy těžkými. Křemičitany alkalické jsou ve vodě rozpustné, beztváre, průzračné a snadno roztopitelné; křemičitany kovů žíravých zemin a kovů těžkých se ve vodě neropouštějí, jsou krystallické, neprůzračné a těžko roztopitelné. Skla vynikají pak průhledností souvislou s beztvárostí, roztopitelností a svařitelností (od křem. alk.), vyznačují se však také stálostí oproti vzdachu, vodě a kyselinám, konečně též tvrdostí, pevností a pružností (od křem. ostatních).

Dějiny a průmysl sklářský. Sklo znali již Egypťané, Feničané uvedli sklo v širší známost. Skla do oken užíváno v 4. a 5. stol. po Kr., bylo však až do 16. stol. příliš drahé a jen nejzámožnější ho užívali. V středověku se rozšířila výroba z Benátek do ostatní Evropy. Nyní se pracuje v 115 hutích a 110 brusírnách v Čechách a vývoz činí za 5 - 6 mil. zl. Největší sklárny jsou v Nov. Světě, N. Hradech, N. Sázavě, v Adolfu u Vimperku, v Hurkenthalu a j. Sklářství kváte mimo Čechy též v Anglii, Francii a Belgii.

§. 122. Šmolka a ultramarin.

Šmolka č. modř česká vyrábí se tím spůsobem, že se pražené rudy kobaltnaté, cafra č. safflor zvané (str. 63.), roztápejí se salajkou a práškem křemene, pak se lije roztopená hmota do studené vody, kde zkřehne, načež se rozemílá, plaví a suší.

Šmolka jest křemičitan draselnatokobaltnatý. Tvoří modrý jenž vzdoruje vzduchu, vodě a kyselinám, v krvi působí jak Slouží k modření žluto- nebo červenobílých látek, čímž nabudou bílé barvy, na př. papír, prádlo a j. Ultramarin nověji vytisk z větší části z užívání.

Ultramarin jest pěkná modrá barva, ježto se vyrábí pálení soli Glauberovy a uhlí v tyglících. Pálením vzniká zelená hmota, roztráší se sirou a praží pak tak dlouho, až úplně zmodrá. Kdy roztráší s vodou, plaví a suší.

Máme ultramarin modrý: $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 + \text{Na}_2\text{S}_5$ a $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 + \text{Na}_2\text{S}_2$.

Ultramarin se ve vodě nerozpouští a nemění vzduchem linami se rozkládá na H_2S , S, SiO_3H_2 a křemičitan hlinitý.

Užívá se ho k nátěrům s klíšhem, olejem a vodním sklem, z vápna, ale též ku barvení papíru, jako tiskařské barvy atd. Používá zeleného zvláště ku malbě pokojů.

Ultramarin kobaltový č. modrý Thénardova = CoAl_2O_4 se pálením cafry s Al_2O_3 neb jinou sloučeninou hlinitou. V malbě tvoření této modři za skoumadlo na soli hlinité i kobaltnaté. Je prášek, jenž se jeví podobně jako šmolka při nočním světle fialově, lze rozeznati tuto modř od ultramarinu pravého?

Zelenému ultramarinu se podobá zeleně Rinmannova = již nabudeme pálením solí kobaltu a zinku. I tvoření této zeleně se jakožto skoumadla na Zn a Co.

VIII. ODDÍL.

Rozklady a výměny v radikálech. Oxydace nižších kysličníkův ve vyšší. Redukce vyšších kysličníkův.

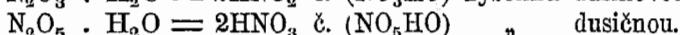
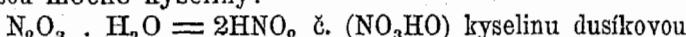
Reakce chemické, o nichž v tomto posledním oddílu pojednáme, jsou bez odporu nejsložitější. Všecky děje chemické, jako: sklad, rozklad, výměna a vzájemný rozklad pojí a doplňují se tu v složité chemické reakce.

XXVIII. Hlava. Kysličníky dusíka.

Známe patero kysličníkův dusíka:

| | |
|------------------------|-------------------|
| N_2O č. (NO) | kysličník dusnatý |
| NO č. (NO_2) | " dusičitý |
| N_2O_3 č. (NO_3) | " dusíkový |
| NO_2 č. (NO_4) | " dusičelý |
| N_2O_5 č. (NO_5) | " dusičný. |

Kysličník dusíkový a dusičný slučují se s vodou v hydráty, kteréž jsou mocné kyseliny:

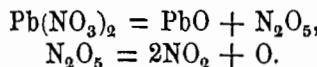


Nejdůležitější ze všech uvedených sloučenin jest kyselina dusičná; jsouc materialem, z něhož ostatní sloučeniny se připravují, dochází také v životě jakožto lučavka hojněho užívání.

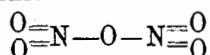
§. 123. Kyselina dusičná a její rozklady.

1. Sloučenství kyseliny dusičné.

Z pokusů o rozkladech dusičnanů teplem (§. 100.) víme, že vyloučený kysličník dusičný ihned se štěpí:

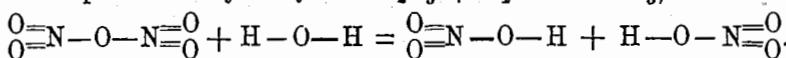


Dle toho jest pak rozumový vzorec kysličníka dusičného $\text{NO}_2 \cdot \text{O} \cdot \text{NO}_2$, a strukturní:

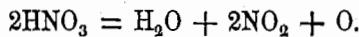


Prvky ve skupině NO_2 jsou těsněji sloučeny, protože při rozkladech se neoddělují.

Takové skupiny slovou radikály, NO_2 jest radikál a slove nitril č. nitroxyl. Kysličník dusičný jest tělo pevné, krystalické, ježto se s vodou prudce slučuje v hydrát: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$, strukturou:



Hydrát kysličníka dusičného slove kyselina dusičná. Kyselinu dusičnou lze toliko s největší opatrností destillovat, proto že vyšším teplem se snadno rozkládá:

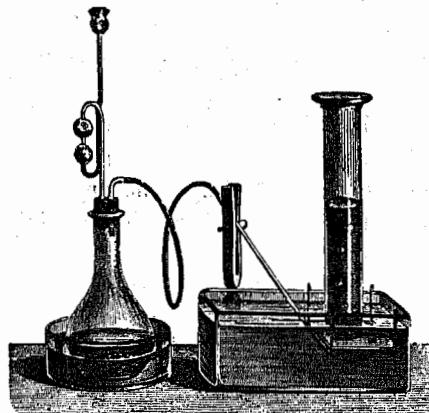


Týž rozklad působí již i denní světlo, což jest příčinou, proč na světle dýmá a na hnědo se barví. Tato nestálost činí kyselinu dusičnou mocným okysličovadlem.

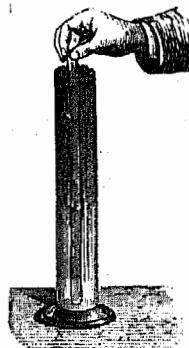
2. Kyselina dusičná jest mocným okysličovadlem.

Pokus 141. V láhvì s nálevkou zahřívajme mírně měděné krouženky s kyselinou dusičnou a unikající plyn jímejme nad vodou (obr. 80.).

Pozorování. Láhev se plní hnědým plynet, kdežto se ve válcì nad vodou bezbarvý plyn hromadí.



Obr. 80. Působení kyseliny dusičné v měď.



Obr. 81. Proměna NO v NO_2 .

Výsledek. Kyselina dusičná rozkládá se v plyny.

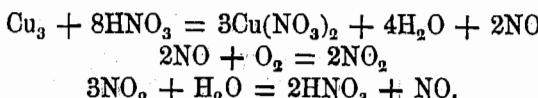
Pokus 142. Vyzdvihouce válec plynem naplněný z vody, obraťme jej a strčme do něho dlouhou až na dno sahající pásku navlhčeného lakmusového papíru (obr. 81.).

Pozorování. V okamžiku, jak válec odkryjeme, počíná plyn od hora dolů hnědnouti, ale též stejnomořně modrý lakmusový papír červená. Obráťme-li rychle válec otvorem do vody, vniká voda prudce do válce.

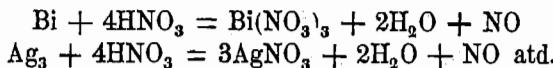
Výsledek. Z obou pokusů vidíme:

1. že se nevyvíjí vodík z kyseliny dusičné;
2. že bezbarvý plyn není kyselinou;
3. že bezbarvý plyn dotkna se vzduchu v hnědé dýmy se mění;
4. že hnědé dýmy pohlcuje voda a roztok působí jako kyselina.

Vysvětlení. Bezbarvý plyn je kysličník dusičitý, který se vzduchem okysličuje v hnědý kysličník dusičelý a tento konečně s vodou v kyselinu dusičnou se rozkládá. Všecky tyto reakce lze znázorniti takto:



Podobně jako se rozkládá kyselina dusičná měď, rozkládá se i jinými kovy, jako címem, olovem, rtutí, vizmutem a stříbrem na př.:



Reakce tyto dávají nám na ruku, jak lze vyráběti kysličník dusičitý, ukazují však také dosti obecný spůsob dobývání dusičnanů.

V kyselině dusičné se rozpouštějí všecky kovy na dusičnany: vyjma toliko zlato a platiny. — Nikdy se však nevyvíjí vodík, jak jsme to viděli při rozpouštění lehkých kovů a kovů ze skupiny železa v kyselině sírové a solné. Příčina leží v tom, že uvolněný vodík v témž okamžiku s uvolněným kyslíkem ve vodu se slučuje.

Kyselina dusičná okysličuje však podobně mnohé nekovy při vyšší teplotě; tak fosfor v kyselinu fosforečnou, síru v kyselinu sírovou a uhlík v kyselinu uhličitou. Kyselina fosforečná se tak někdy vyrábí z fosforu.

Kyselina dusičná zove se též lučavkou, protože se jí druhdy často užívalo k oddělování stříbra a mědi od zlata. Stříbro lze od zlata lučavkou jen tehdy úplně oddělit, když není zlata ve slitině nad polovicí, jinak třeba stříbra přidati, slítí a pak teprv lučavkou stříbro oddělit.

§. 124. Ostatní kysličníky dusíka.

1. NO₂, kysličník dusičelý.

Vzniká rozpouštěním kovů v lučavce. V okamžiku, ve kterém se kysličník dusičitý vyvíjí, ihned vzduchem se okysličuje: NO + O = NO₂. Tvoří hnědé až červené páry, ježto kyselinu dusičnou barví, snadno se v kapalinu srážejí, která u 22° vře a u — 13° tuhne v krystally, ježto nad 0° se roztaří. NO₂ není kyselinou, protože se zásadami nedává solí. Za to zásadami rozkládá se v dusičnanu a dusany:



Podobně se rozkládá s vodou dávaje HNO₃ a HNO₂.

2. N₂O₃, kysličník dusíkový jest žlutý plyn, jenž u — 15° kapalní. O sobě jest velmi nestálý, slučuje se s ledovou vodou v hydrát: N₂O₃ + H₂O = 2HNO₂, který ihned nad 0° se rozkládá: 3HNO₂ = HNO₃ + 2NO + H₂O. Dusany jsou stálejší než kyselina o sobě.

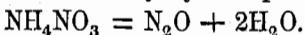
3. NO, kysličník dusičitý jest plyn bezbarvý, ve vodě nerozpustný, pochlívá ze vzduchu rychle kyslík a slučuje se s ním v NO₂. Proto jest NO nedýchatelný. NO snadno kyslík přijímá a opět snadno pouští. Za tou příčinou se užívá za přenašeče kyslíka ze vzduchu na jiné sloučeniny, jak zvláště u výroby anglické kyseliny sírové uvidíme.

4. N₂O, kysličník dusnatý.

Pokus 143. Žáhejme něco dusičnanu ammonatého ve skumavce upravené, jak obr. 7. ukazuje. Unikající plyn chytejme nad vodou a zkoušejme hořictí třískou.

Pozorování. Tříска hoří v plynu skvěleji než ve vzduchu.

Výsledek. Dusičnan ammonatý vyšší teplotou se rozkládá:



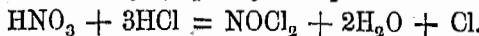
Tříска hoří v N₂O, protože N₂O se štěpí v N a O: 2N₂O + C = CO₂ + 2N₂. N₂O jest plyn bezbarvý, bez vůně, chuti slabě nasládlé, podporuje hoření a dýchání. Dýchán po delší dobu omamuje, proto se ho užívá k omamování, na př. při trhání zubů.

Směs N₂O se vzduchem vdýchána působí opojení a veselost, proto též plyn *opojný* či *rajský* slove.

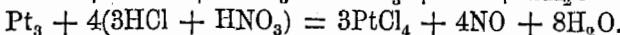
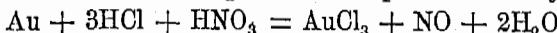
§. 125. Královská lučavka.

Jest libovolná směs kyseliny dusičné a solné. K rozpouštění zlata (zlato král kovů) míší se obyčejně 1 č. HNO₃ a 3 č. HCl.

Královská lučavka využívá při vyšší teplotě chlor:



Sloučeninu NOCl_2 lze považovat za NO_2 , kde atom kyslíka ještě nahrazen 2 atomy chloru. Vyšší teplotou se NOCl_2 rozkládá v NO a Cl_2 , volný chlor mění zlato a platinu v rozpustné chloridy:



Protože působí při rozpouštění obou kovů také volný chlor, lze i oba kovy ve směsi burelu a kyseliny solné rozpustit, nečiní se to však, jelikož by se nabylo nečistých chloridův. Královské lučavky se též užívají k rozpouštění sloučenin jinak nerozpustných, na př. sirknického mědi, rtuti, antimonu a j.

§. 126. Dusičnany jsou okysličovadly.

Střelný prach.

Pokus 144. V malé baňce roztopme nad písečnou lázní něco salnytru obecného a házejme pak do něho malé štěpinky uhlí a síry.

Pozorování. Uhlí i síra zahoří skvěle, částečky hořícího uhlí poletuji v baňce až úplně shoří.

Výsledek. Salnytr okysličuje při vyšší teplotě uhlí i síru. Smíšíme-li uhlí, síru a salnytr v drobném prášku a pak zapálíme, tedy směs prudce se spaluje a vybuchuje. Toť základ střelného prachu.

Střelný prach.

Střelný prach jest směs salnytru draselnatého, síry a uhlí. Rakouský prach má složení:

ručničný 75 % KNO_3 + 15 % C + 10 % S.

dělový 60 % KNO_3 + 22 % C + 18 % S.

Střelný prach se vyrábí ve velkém taktto: Součásti se rozemírají každá o sobě a míchají se s vodou v nejjemnější těsto, ježto se protlačuje skrze síta, čímž vznikají zrnka, která se suší opatrně teplotou ne vyšší 50°. Dobrý prach nešpiní prstů a spálen na papíře nezůstavuje zbytku i nespaluje papíru.

Účinek střelného prachu se zakládá v tom, že se vyuvinuje rázem mnoha plynů (totiž 1 krychl. cm. prachu 300 krychl. cm.), ježto se rozšířují horkem až na 3000 krychl. cm. Děj prudkého hoření prachu jest: $2\text{KNO}_3 + \text{S} + \text{C}_3 = \text{K}_2\text{S} + \text{N}_2 + 3\text{CO}_2$.

Vedle zplodin těchto tvoří se ještě jiné plyny, jako CO , SO_2 , H_2S a j. V hlavní zbývá K_2S v podobě sazí vedle malinka K_2CO_3 , K_2SO_4 a j. solí.

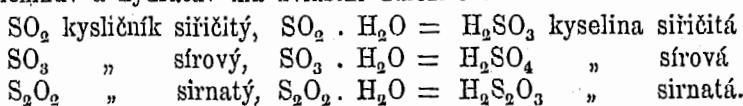
Salnytr draselnatý nelze v střelném prachu nahraditi, salnytr chilský na vzduchu rychle vlnhe, chlorečnan draselnatý pak se příliš prudce rozkládá a zbraně okysličuje. Chlorečnanu se užívá jakožto okysličovadla v švédských sirkách, zápalkách patron, torpedech a j.

Hlavní výsledek. Kyselina dusičná a dusičnany jsou mocnými okysličovadly, pouštějíce jiným tělům více méně kyslíka redukuji se při tom. Tak se redukuje kyselina dusičná v NO_2 , N_2O_3 , NO , N_2O nebo i pouhý N. V molekule kyseliny dusičné jest obsažen radikál nitril či nitroxyl = NO_2 , jehožto atomy jsou těsněji vázány atomů ostatních.

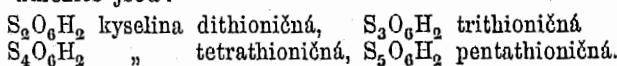
Veškery kovy až na zlato a platino jakož i mnohé nekovy, zvláště P, S a C, mocně okysličuje. O kovech pravíme, že je kyselina dusičná rozpouští.

XXIX. Hlava. Kysličníky síry a jich hydráty.

Síra se slučuje v několika poměrech s kyslíkem, avšak toliko tré kysličníkův a hydrátův má zvláštní důležitost:



Méně důležité jsou:



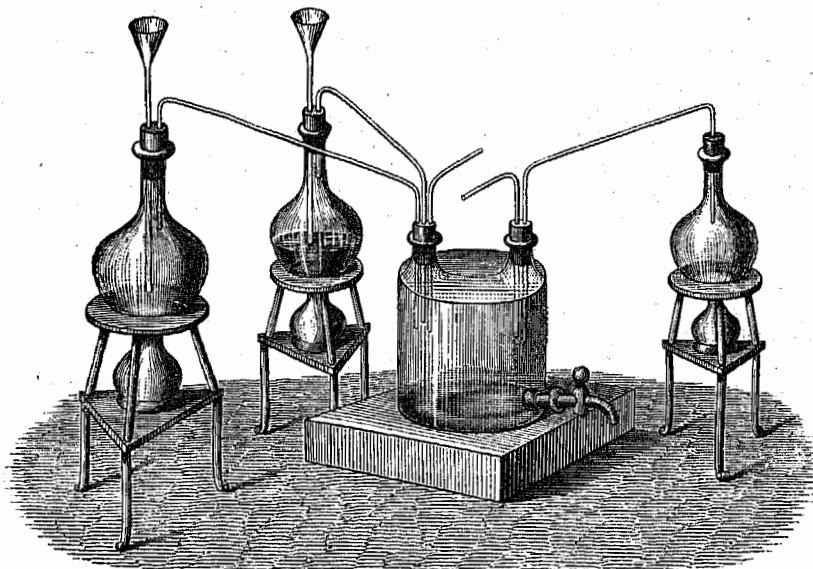
§. 127. Výroba anglické kyseliny sírové.

Již jsme se dostatečně přesvědčili o zvláštní důležitosti kyseliny sírové a lze právem tvrditi, že skoro celý průmysl chemický na ní jest závislý.

Není se tedy co diviti, že se záhy již pomýšlelo na laciné a co nejvýhodnější vyrábění kyseliny sírové ve velkém. Přímo lze okysličiti síru kyslíkem vzduchu toliko na SO_2 a teprv po četných pokusech podařilo se okysličovati SO_2 v kyselinu sírovou pomocí kyseliny dusičné. Tak se vyráběla kyselina sírová poprvé v Anglii r. 1746 Dr. Roebuckem a odtud se jí dostalo jména anglické kyseliny sírové.

Pokus 145. Do velké dvojhrdlaté láhvě (obr. 82.) svádějme tyto plyny:

1. SO_2 , který ve zvláštní baňce z kyseliny sírové pomocí rtuti neb mědi vyrábíme.



Obr. 82. Výroba anglické kyseliny sírové v malém.

2. NO, který v jiné baňce z kyseliny dusičné pomocí mědi vylučujeme.
3. Vodní páry, ježto vařením vody v třetí baňce se tvoří.
4. Kyslík neb vzduch, který z plynojemu do láhvě ženeme.

Pozorování. Pokud se vyskytají v lávhi toliko SO₂ a NO, potud zůstává směs bezbarvá; jakmile však přibude kyslík, zbarví se plyny na hnědo, když se konečně přivádějí také vodní páry, pak se počnou plyny v lávhi vlnití a míchat, čímž vzniká bělohnědá mlha, kterážto se na stěnách v kapinky sráží. Po delší době lze snadno v lávhi kyselinu sírovou chloridem barnatým dokázati.

Láhev dvojhrdlata nám představovala celou soustavu rozsáhlých komor olověných.

Výsledek. Znajíce již složité rozklady kysličníkův dusíka snadno pochopíme oxydaci a redukci v olověných komorách. Děj chemický lze takto znázorniti:

1. SO₂ + 2HNO₃ = H₂SO₄ + 2NO₂
2. 3NO₂ + H₂O = 2HNO₃ + NO
3. NO + O = NO₂.

Úloha. Napište děj ten vzorec dualisticckými.

Viděti pak z těchto rovnic, že se kyselina dusičná ustavičně obnovuje z NO a H₂O.

NO přenáší kyslík vzduchu na SO₂. Dle toho lze se pak domnívat, že postačí určité množství HNO₃ k okysličení neobmezeného množství SO₂ v kyselinu sírovou.

Skutečnost však tomu odporuje, nastanou totiž po delší práci v olověných komorách takové poměry, kde se okysličování ruší a kyselinu dusičnou obnovit třeba. Jelikož těla působící v sebe v olověných komorách jsou plyny a kyselina sírová a dusičná má mocné účinky, patrně, proč se děj ten provádí v ohromných komorách zhotovených z olova.

SO₂ se dělá ve velkém pálení železného kyzu ve zvláštních pecích (FeS₂ + O₂ = FeS + SO₂) a v mocném proudu do komor se odvádí.

V předsíni, prvé menší komoře, stýká se SO₂ s rozptýlenou HNO₃. Ve zvláštním parním kotli se mění ustavičně voda v páru, která v silném napětí do komor se odvádí, kde nejen chemicky působí, ale také plyny v komorách míchá, tak že se plyny mocně vlní a snáze v sebe účinkují.

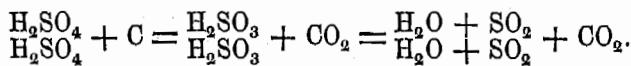
Konečně se žene velkými dmychadly, ježto obyčejně parní stroj pohybuje, stlačený vzduch do komor, aby svým kyslíkem působil.

V Čechách se vyrábí veliké množství anglické kyseliny sírové; tak jsou olověné komory v Břešťach (jedna až 1000 krychl. m.), v Kolíně, v Ústí n. L., ve Velké Lukavici, v Kralupech, Pečkách a j. m.

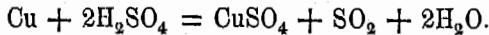
§. 128. [Kyselina sírová jest okysličovadlem.

Pokus 146. Smíchejme v baňce drobné dřevěné uhlí se sehnánou kyselinou sírovou a mírně zahřívejme. Ve plynu, který jsme do válce nachytali, snadno SO₂ a CO₂ poznáme, ježto se podobně spalováním síry a uhlíka tvoří.

Výsledek. Kyselina sírová okysličuje uhlík v CO₂ redukujíc se sama v SO₂:



Podobně se chovají i kyselině sírové za vyšší teploty i mnohé kovy jako: měď, olovo, cín, rtuť a stříbro. Působení sehnáné kyseliny sírové na př. v měď lze takto znázorniti:

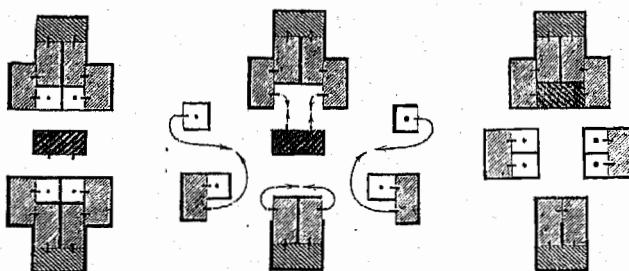


Strukturální vzorec znázorňuje děj ten obr. 83.

Z rozkladu toho jest viděti, že v molekule kyseliny sírové jsou 2 atomy kyslíka pevněji sloučeny s atomem síry, než ostatní atomy, což lze vyjádřiti vzorcem H₂O . O . SO₂.

Víme však již, že kovy lehké a kovy ze skupiny železa vyvinují z kyseliny sírové vodík (§. 85.) na př. Fe + H₂SO₄ = FeSO₄ + H₂,

což lze vyjádřiti vzorcem $H_2 \cdot SO_4$. Oba rozklady nám znázorňuje typický vzorec kyseliny sírové: $\left. H_2 \atop SO_2 \right\} O_2$.



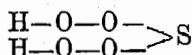
Obr. 83. Působení sehnane kyseliny sírové v měd.

Z rozboru vzorce toho jde:

1. Že jest SO_2 radikálem kyseliny sírové, v němž atomy pevněji se **víží**.

2. Že se vyskytá O_2 mimo radikál a snadno na těla okysličitelná (Cu, Ag atd.) přechází.

3. Že jest H_2 typický vodík, který lze přímo kovy nahraditi, čímž sírany vznikají, aniž se tím typus porušuje. (Jedině zlato a platina činí výjimku.) Sloučenství molekuly kyseliny sírové ukazuje tento strukturní vzorec:



§. 129. Sírany jsou okysličovadla.

Výroba sody dle Leblanca. Vznik pramenů sírných.

I. Výroba sody z kuchyňské soli dle Leblanca.

Známo, že sody hojně v životě se užívá, a že by soda přirozená **neb** z popelu rostlin mořských vyproštěná daleko nestačovala, aby spotřebu den ku dni větší uhradila. I podařilo se po nesčitných namáhavých pokusech r. 1794 slavnému Leblancovi připravit ve velkém sodu z kuchyňské soli praktickým a důmyslným spůsobem.

Surovin, jichž užil Leblanc, podává příroda ohromné bohatství, jsou to: sůl kuchyňská, kamenné uhlí, síra a vápenec. Neužívá se však prosté síry, nýbrž kyseliny sírové z komor. Tím pak, že volil Leblanc tak moudře obecné suroviny, pojistil výrobu sody na vždy.

Výroba sody se rozpadá:

1. V dobývání síranu sodnatého ze soli kuchyňské.
2. V redukci síranu v sirnšk.
3. V přeměnu sirníka v uhličitan.
4. Konečně v čištění sody.

1. Dobývání síranu. Kuchyňská sůl se mísí s kyselinou sírovou z komor a zahrívá nejprv mírně v muflu litinové a později silně až do červeného žáru v muflu cihlové, při čemž se děje tento rozklad: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$.

Chlorovodík uniká z muflu do vysoké věže kamenné, ve dvé rozdělené a naplněné koky, přes které ustavičně studená voda teče a chlorovodík pohlcuje. Tak se vyrábí jakožto vedlejší zplodina rozředěná kyselina solná.

2. Redukce síranu v sirník. Síran sodnatý se mísí s práškem kamenného uhlí a s práškem vápence. Smíšenina se v rozpálené peci roztahuje, pilně míchá, jen aby se stejně síran odkysličoval. Když se objeví nad směsí modré plaménky hořícího kysličníka uhelnatého, přeruší se pálení. Redukci lze pak vyjádřiti: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2 = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$.

3. Přeměna sirníka v uhličitan. Roztopený sirnšk prostupuje uhličitanem vápenatým, tu oba vzájemně se rozkládají: $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$. Kdyby se pálení v čas nepřerušilo (jak se totiž modré plaménky objeví), redukoval by se opět uhličitan sodnatý uhlím.

4. Čištění sody. Surová soda zůstaví se po několik dní na vzdachu, aby se v prášek rozsypala. Příčinou rozsýpání jest CaO , jehož se část z vápence vypálila a vláhou vzdutou se hasí.

Soda se na to vyluhuje v řadě kádí spojených mezi sebou rourami tak, že přetéká roztok z jedné kádě do druhé a ustavičně se zahušťuje. Roztok se čistí stáním a zaváří se pak v pánevích plochých až ku krystalleni. Krystally se srážejí na dně, kdežto ostatní soli v matečném louhu zůstávají.

Z krystalované sody $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{aq}$ se páli bezvodá či práškovitá soda, z níž lze krystallením vodnaté nabysti. Bláto sodové, jež chová všecku síru, vzdělává se na síru. Podobně jako se dobývá soda ze soli kuchyňské, připravuje se také salajka č. potaš ze solí Stassfurtských.

Takto vyrábí se v Evropě ročně přes 6 mil. metr. centů sody, v Čechách jsou továrny na sodu v Ústí n. L., v Karlíně, Kralupech a j. m.

Úloha. Vypočítejte na základě rovnice o tvoření sody, kolik každé suroviny třeba ku výrobě 200 metr. centů sody?

II. Vznik sirních pramenů.

V Rakousku jsou nejslavnější sirné prameny v Teplicích u Vídni a v Mariánských Lázních. Původ jich lze vysvětliti na základě

rozpustnosti (viz str. 116.) a redukce sádry. Voda z lesů bývá na-sylena humusovými kyselinami, prosakujíc pak horninami, rozpouští též něco sádry.

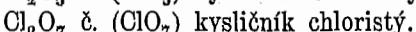
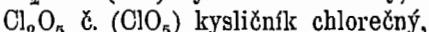
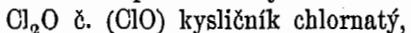
Humusové kyseliny okysličují se snadno na útraty sádry, což lze vyjádřiti: $\text{CaSO}_4 + \text{C}_2 = \text{CaS} + 2\text{CO}_2$. Sirník vápenatý i kysličník uhličitý rozpouštějí se ve vodě a působí v sebe, že se tvoří sirovodík a kyselý uhličitan vápenatý: $\text{CaS} + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S} + \text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$. Zplodiny děje chemického vynáší voda na povrch zemský a toť pramen sirný.

V okamžiku, jak voda ze země vystupuje, ihned se na vzduchu kalí, protože se dílem sirovodík okysličuje: $\text{H}_2\text{S} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}$, dílem kyselý uhličitan vápenatý rozkládá: $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Vodu kalí tedy síra a nerozpustný uhličitan vápenatý.

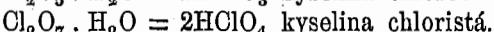
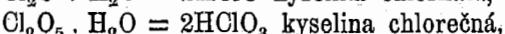
Hlavní výsledek. Kyselina sírová i sírany jsou často okysličo-vadly, jak tomu nasvědčují děje o rozpouštění kovů ze skupiny olova a převádění síranů v sírníky při výrobě sody i tvoření sírných pramenů.

XXX. Hlava. Kysličníky chloru a jich hydráty.

Ačkoliv se chlor podobně jako dusík s kyslíkem přímo neslučuje, dává s ním přece tré kysličníkův:



Hydráty těchto kysličníkův jsou nestálé kyseliny:



Zvláště důležité jsou kyselina chlornatá a chlorečná, jakož i jich soli chlornatany a chlorečnany.

§. 130. Kyselina chlornatá a chlornatany.

Pokus 147. Přičíme do chlorové vody něco málo červeného kysličníka rtuťnatého a tlucme v uzavřeném válci.

Pozorování. Červený kysličník promění se v tělo bílé a zápach chloru zmizí.

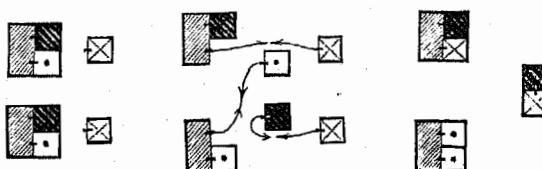
Výsledek. Volný chlor působí v kysličník rtuťnatý, tak že se tvoří chlorid rtuťnatý a kysličník chlornatý: $\text{HgO} + 2\text{Cl}_2 = \text{HgCl}_2 + \text{Cl}_2\text{O}$. Kysličník chlornatý se však ihned slučuje s vodou

v hydrát: $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{ClOH}$. Že se kyselina chlornatá skutečně utvořila, přesvědčíme se kapkou lakovusu, směs na okamžik zčervená, pak barvivo zcela zmizí. Velmi památný jsou chlornatany č. běličské soli.

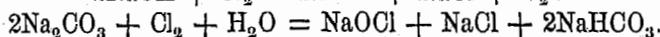
Pokus 148. Vedeme chlor po delší dobu do studeného roztoku hydrátu nebo uhličitanu sodnatého.

Pozorování. Hydrát i uhličitan pohlcují chlor, který nelze více zahříváním vypudit.

Výsledek. Působením chloru v studené hydráty a uhličitany alkalické vznikají chlornatany a chloridy (obr. 84.):



Obr. 84. Tvoření chlornatanů.



Lze pak věbec říci o tvoření chlornatanů:

1. Chlornatany se tvoří působením chloru v studené roztoky hydrátů a uhličitanů alkalicích.

2. Vedle chlornatanů vznikají vždy pospolu chloridy.

Nejdůležitější jest chlornatan vápenatý $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, jenž jest působivou součástí chlorového vápna.

§. 131. Chlorové vápno a bílení.

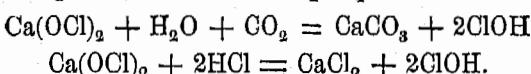
Pokus 149. Rozetřeme něco prodejného chlorového vápna s vodou na třetí misce, rozředme vodou a nechme ustati. Čirou kapalinu pak slijme od sedliny a rozdělice ji ve tři částky učiřme s ní následující pokusy:

a) Prvou část smíchejme ve válci s rozředěnou HCl nebo H_2SO_4 a rychle válec pokryjme. I vyvíjí se chlor, který již po barvě poznáme.

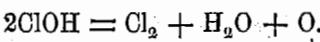
b) Do druhé části ponořme barevné ostržinky kartonu a pokryjme válec. Dlouho se barva nemění, konečně však předce zmizí.

c) Do třetí části ponořme opět barevný tkaniva, přičiřme však malinko HCl a zamíchejme. Tkaniva skoro okamžitě ztratí barvu. Totéž by se stalo, arcif ne tak rychle, kdybychom do válce vedli proud CO_2 .

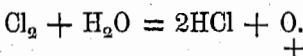
Výsledek. Z chlorového vápna se rozpouští ve vodě hlavně chlornatan a chlorid vápenatý, kdežto hydrát a uhličitan zbývají v sedlině. Má-li chlorové vápno působit, třeba chlornatan dříve nějakou kyselinou rozložit. Pomalu ho rozkládá u přítomnosti vody již CO_2 ze vzduchu podobně též HCl a H_2SO_4 :



Barviva ničí tedy toliko volná kyselina chlornatá tím, že se rozkládá, a uvolněný z ní kyslík barviva okysličuje či bílí:



Avšak i uvolněný chlor nezůstává nečinným, rozkládá přítomnou vodu v chlorovodíku a kyslík, který opět bílí jako kyslík z kyseliny chlornaté:



Pokus 150. Že chlor vodu rozkládá, snadno se přesvědčíme, když baňku naplněnou chlorovou vodou překotíme do nádobky, v níž roztok soli kuchyňské a zůstavíme na denním světle (obr. 85.).

Pozorování. Brzo se uvolní něco plynu v láhvích; že to kyslík, snadno se doutnající tlískou přesvědčíme.

Z toho pak viděti:

I. Že vlastně bílí kyslík v okamžiku vývoje (ozonovaný kyslík). Bílení jest tedy pouhé okysličování.

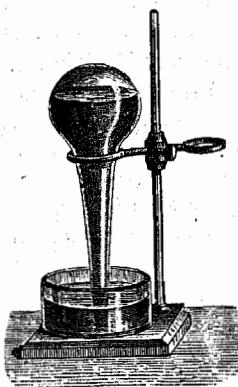
2. Že musí být při bílení vždy voda, protože se účastňuje v rozkladech.

3. Za nedostatku vody působí uvolněný chlor pro velikou svou sloučivost ku vodíku zhoubně ve tkanivo ubíráje tkanivu ze sloučenství vodík.

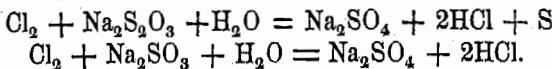
Pokus 151. Smíchejme něco chlorové vody s roztokem sírnatanu neb sířičitanu sodnatého (antichloru).

Pozorování. Po krátké době nelze ve směsi nijak volný chlor dokázati.

Výsledek. Sírnatan i sířičitan se okysličují v síran na útraty vody, čemuž chlor mocně napomáhá ubíráje si z vody vodík:



Obr. 85. Chlor rozkládá vodu na denním světle.



Reakce tato jest předůležitá, protože nám dává na ruku, jak lze chrániti vybílené tkanivo před dalším zhoubným působením chloru. Obou řečených solí se často užívá v rychlém bělidlářství jménem antichloru.

Vlastní bílení.

Vlákna a tkaniva rostlinná (len, bavlna) se bílí hlavně dvojím spůsobem:

1. Buď na drnu, což jest starší a zdlouhavý spůsob.
2. Buď solmi běličskými, toť novější či rychlé bílení.

I bílení na drnu podobně jako bílení rychlé jest pouhé okysličování. Přirozené barvivo tkaniv se totiž okysličuje či setlívá na útraty kyslíka vody: H_2O .

Proto třeba tkaniva na drnu pilně vodou kropiti, jelikož by se za nedostatku vody rušilo barvivo na útraty kyslíka tkaniva samého. Tkanivo by zetlelo. Obé bílení i na drnu i chlornatany jest tedy neprůměk okysličování, t. j. neděje se na útraty kyslíka vzduchu, nýbrž na útraty kyslíka vody.

Chlorovým vápnem se bílí ve velkém, v továrnách a spůsob ten nalézá vším právem vždy většího rozšíření. Jen nesvědomitě bílená tkaniva se snadno trhají a to stává se, když příliš dlouho chlorové vápno působí, když vybílené tkanivo nedbale se vypírá a konečně když se zbytky chloru ve tkanivu lpíci antichlorem neodstraní.

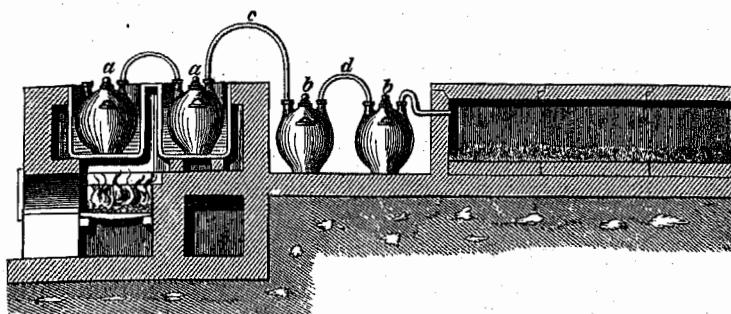
Výroba chlorového vápna.

Chlorové vápno se vyrábí ve velkém obyčejně jakožto vedlejší výrobek v továrnách na sodu.

Jak známo, dostává se při výrobě sody z kuchyňské soli jakožto vedlejší zplodiny kyseliny solné. Kyselina solná se obyčejně hned na místě vzdělává na chlor a působením chloru v hašené vápno vyrábí se vápno chlorové.

Ve zvláštních nádobách z kameniny (obr. 86.), pod kterými se topí, rozkládá se kyselina solná burelem ve chlor, chlorid manganatý a vodu: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$: Chlor se vypírá a odvádí do čtverhranné komory, zbudované z cihel a tmelu asfaltového. Komora jest uvnitř liskami rozdělena ve více pater, na nichž je prášek hašeného vápna v tenkých vrstvách rozložen.

Kdyby se vápno chlorem úplně nasytilo, mělo by 49 % chloru, obyčejně ho má prodejně vápno chlorové toliko 20—30 %. Prodejně chlorové vápno jest směs chlornatanu, chloridu a hydrátu vápenatého, staré chlorové vápno chová i něco uhličitanu vápenatého.



Obr. 86. Výroba chlorového vápna ve velkém.

Vedle chlornatanu vápenatého se užívá také k ničení barviv rostlinných roztoku chlornatanu draselnatého ($KOCl$) a chlornatanu sodnatého ($NaOCl$) (viz str. 129.). Chlorového vápna se také užívá v zdravotnictví k rušení zápachův a výparův nakažlivých. Působí podobně jako při bělení tolku kyselinou chlornatou.

Úloha. 1. Kterými plyny bývá znečištěn vzduch a které páchnoucí sloučeniny otravují často vzduch?

2. Jak lze H_2S , H_2N , HCl SO_2 zrušit a vzduch od nich očistit?

§. 132. Kyselina chlorečná a chlorečnany.

Chlorečnany se tvoří, vedeme-li chlor do horkých roztokův hydrátů (i uhličitanů) alkalických neb alkalických zemin:



Aby se ušetřilo drahé sloučeniny draselnaté, nahrazuje se částečně hašeným vápnem:



Jak viděti, jest výroba chlornatanu a chlorečnanu podobna, rozdíl záleží v tom, že se vede chlor u oněch do studeného, u těchto do horkého roztoku hydrátů neb uhličitanů alkalických.

Kyselinu chlorečnou, ježto v mnohém ohledu dusičné se podobá, lze snadno z chlorečnanů vyloučiti mocnější kyselinou: $2KClO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HClO_3$. O sobě jest $HClO_3$ velmi nestálá, rozkládajíc se mnohem prudčeji kyselinou dusičnou. Chlorečnany jsou mocnými okysličovadly (viz rozklad solí teplem).

Hlavní výsledek. Chlornatany a chlorečnany jsou vydatnými okysličovadly (bělení, ohněstrojství). Také chlor za přítomnosti vody jest nepřímým okysličovadlem.

XXXI. Hlava. Kysličníky manganu a chromu.

Mangan a chrom se slučují v několika poměrech s kyslíkem:

| | | | |
|-----------|-----------------------|-----------|----------------------|
| MnO | kysličník manganatý | CrO | kysličník chromnatý |
| Mn_2O_3 | " manganity | Cr_2O_3 | " chromity |
| MnO_2 | " manganičitý (burel) | — | — |
| Mn_3O_4 | " manganato-manganitý | Cr_3O_4 | " chromnato-chromitý |
| MnO_3 | " manganový | CrO_3 | " chromový |
| Mn_2O_7 | " nadmanganový | Cr_2O_7 | " nadchromový. |

Hydráty nižších kysličníků mají povahu zásad, vyšší jsou kyseliny:

| | |
|--------------------------------|--------------------------------------|
| $Mn(OH)_2$, $Cr(OH)_2$ | hydrát manganatý a chromnatý |
| $Mn_2O_3(OH)_2$, $Cr_2(OH)_6$ | hydrát manganity a chromity |
| $MnO(OH)_2$ | hydrát manganičitý (netečný) |
| H_2MnO_4 , H_2CrO_4 | kyselina manganová a chromová |
| $HMnO_4$, $HCrO_4$ | kyselina nadmanganová a nadchromová. |

§. 133. Sloučeniny manganu.

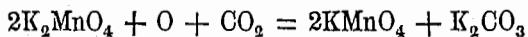
Nejdůležitější a také v přírodě nejhojnější kysličník manganu je burel č. pyrolusit (MnO_2), slouží za material, z něhož se všecky sloučeniny manganu dobývají.

Pokus 152. Žáhejme v porcelanovém tyglíku směs burelu v prášku se salnýtrem.

Pozorování. Brzo se směs roztápe, vře a barvu do zelená mění, při čemž hnědý plyn uniká.

Výsledek. Salnýtr okysličuje burel v manganan: $MnO_2 + 2KNO_3 = K_2MnO_4 + 2NO_2$. Manganan jest tělo pevné, krystalické, které se rozpouští ve vodě barvou zelenou.

Roztok mangananu mění na vzduchu rychle barvu zelenou do červené, přičinou toho jest proměna mangananu v nadmanganan:



Pro tuto nestálost slove manganan draselnatý *mineralný chameleon*. Rychleji nežli vzduchem mění se chameleon kyselinami:

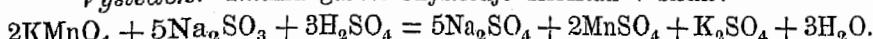


Nadmanganan tvoří hranolky kosočtverečné, skoro černé, v průpadajícím světle purpurové. Nadmanganan se snadno ve vodě rozpouští barvou temně červenou, roztok jest vydatný okysličovadlem v odměrné chemii často užívaným.

Pokus 153. Do kalíšku přičiňujme ku roztoku siřičitanu sodnatého, jemuž dříve kapka kyseliny sírové přidána, pozorně po kapkách nadmangananu draselnatého.

Pozorování. Barva nadmangananu mizí okamžitě.

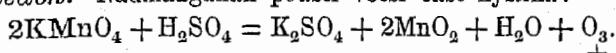
Výsledek. Nadmanganan okysličuje siřičitan v sfran:



Pokus 154. Přičiňme ku několika krystallkům nadmangananu ve skumavce opatrně kapku kyseliny sírové a vystřeme do skumavky doutnající třísku.

Pozorování. Nastane tak prudký rozklad, že se nadmanganan rozpálí. Tříská ve skumavce skvěle zahoří. Jest cítiti zvláštní zápach.

Výsledek. Nadmanganan pouští větší část kyslíka:



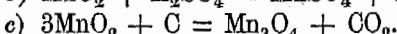
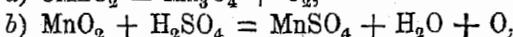
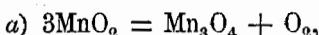
Kyslík v okamžiku vývoje (status nascendi) jest zvláště mocného působení, slove též činný č. ozonovaný kyslík neb též prostě ozon.*)

Pokus 155. a) Žíhejme něco zváženého burelu v porcelanovém tyglíku po delší dobu, po ochlazení stanovme opět váhu. Pálením burelu váhy ubylo.

b) Zahřívejme prášek burelu ve skumavce s kyselinou sírovou (úpravu viz obr. 7.) a ve válci nahromaděný plyn zkoušejme doutnající třískou. Tříská skvěle zahoří — ve válci byl kyslík.

c) Žíhejme něco burelu s dřevěnými pilinami v tyglíku. Piliny v tyglíku skvěle shoří.

Výsledek. Ve všech případech se burel rozkládá a pouští část svého kyslíka:



Prvho rozkladu burelu se užívá při dobývání kyslíku.

Pokus 156. Využení chloru z kyseliny solné (viz pokus 45. a výrobu chlorového vápna) pomocí burelu svědčí též o tom, že jest burel okysličovadlem: $\text{MnO}_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$.

Uvolněný kyslík však mění chlorovodík: $2\text{HCl} + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$.

*) Řecké ozo = voním.

Oba lze spojiti v jednu rovnici:



Hlavní výsledek. Viděti ze všech pokusů o manganových sloučeninách, že jsou vyšší kysličníky manganu mocnými okysličovadly. Proto se užívá též nadmangananu draselnatého i sodnatého mimo v odměrné chemii též jakožto prostředku proti hnití, k rušení hnilych výparů, k čistění úst a j.

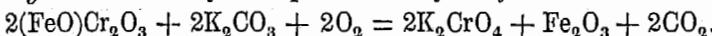
§. 134. Sloučeniny chromu.

Nejdůležitější a v přírodě nejhojnější sloučeninou chromu jest barvastek č. chromit = $(2\text{FeO})\text{Cr}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_2\text{Cr}_2\text{O}_5$. Z chromitu se vyrábí v továrnách chromanu draselnatý, který se pak zdělává na ostatní sloučeniny chromu.

Pokus 157. Žíhejme v otevřeném porcelanovém tyglíku směs chromitu a salajky v prášku a pilně míchejme.

Pozorování. Směs se roztápi a žloutne.

Výsledek. Při vyšší teplotě se okysličuje chromit v chroman:



Vyluhováním vodou se chroman oddělí a případou jakékoliv kyseliny v dvojchroman převádí:



Reakci tuto lze již z proměny barvy poznati, žlutý roztok se mění v oranžový. Roztok se nyní zaváří až ku krystallení; krystally jsou branoly trojklonné. Dvojchroman lze snadno mocnější kyselinou rozložiti:



CrO_3 tvoří jehlicovité hráně barvy krvavé, jež dychtivě vodu přitahují a s ní se slučují: $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{CrO}_4\text{H}_2$.

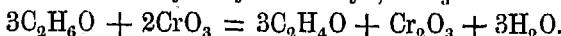


Obr. 87. Redukce CrO_3 lítrem.

Pokus 158. Na asbestový knot v lítovém kaštanu nalejme sehnáneho lítu a zapalme. Když se knot rozpálil, uhasme plamen a rychle několik krystallků CrO_3 na knot vložme (obr. 87.).

Pozorování. CrO_3 se rozpálí a páry lítu v plamen se vznáti. Krvavá barva se změní v olivovou, čichem pak lze aldehyd rozeznati.

Výsledek. Líh se okysličuje v aldehyd, CrO_3 se redukuje v Cr_2O_3 :



Úhrnný výsledek. Vyšší kysličníky mangantu a chromu jsou mocnými okysličovadly.

Chemické děje v říši nerostné a ústrojné.

Ku složitějším reakcím z předešlého oddílu pojí se přirozeně složité chemické děje v říši nerostů a ústrojnin. Nelze se tuto pouštěti do podrobností, budíž zde vytčeno toliko co jest nejdůležitějšího o proměně nerostů, o výživě rostlin a živočichů a sestaveno v celek to, co na jiných místech bylo vyvozeno.

§. 135. Chemické proměny důležitějších nerostů hledíc ku vzniku ornice a rozličných vod.

Při našich pokusech trvajících krátkou dobu ukazovaly mnohé sloučeniny velikou stálost oproti účinkům vody a kyselin i při vyšší teplotě.

V přírodě však účinkuje nepřetržitě O_2 , H_2O a CO_2 s teplotou zemskou a tuť zjištěno, že není nerostu, jenž by úplně vzdoroval vlivu vzdušní a vody. Působení vzdušní a vody jeví se dvojím spůsobem: *mechanicky a chemicky*.

Mechanicky působí v zemi voda tím, že drobí vlahou ze vzduchu sraženou, řekami a mořem.

Chemicky působí v proměnu země za prostředkování prosakující vody hlavně dvě sloučeniny: jedna plynná CO_2 a druhá pevná SiO_2 . CO_2 ruší a rozkládá blíže povrchu zemského za spolupůsobení vody, SiO_2 rozkládá v hlubinách pomocí vysoké vnitrozemské teploty.

I. Vznik důležitějších nerostů.

1. *Vznik uhličitanů z kremičitanů a síranů.* CO_2 rozkládá především všecky kremičitany, vyjmájíc z nich žíraviny, žíravé zeminy, FeO , MnO a j. kysličníky v podobě dvojuhlíčitanů, jež voda rozpouští a odnáší zůstavující hmotu jílovitou. Roztoky dvojuhlíčitanů se vypařují, čímž se srážejí neropustné uhličitanы bud za obecné neb vyšší teploty. Tak se srážejí z $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$ obecnou teplotou krápníky, vyšší teplotou vřídelní kamen, hrachovec, kotelní kamen a j. Podobně vznikly srážením z dvojuhlíčitanů i ocelek, malachit a j. uhličitanы.

Jinak vznikl CaCO_3 ve vrstvách původu mořského. V mořské vodě je rozpuštěn CaSO_4 , mořské rostlinky (chaluhy) berou ho jakožto potravu chovající S k tvoření bělkovin nevyhnutelnou. CaO přejde v rostlinách do

sloučenství s ústrojními kyselinami a rostliny jsou pak potravou živočichů. Živočichové vydýchují CO_2 , jež sráží CaCO_3 na povrchu jich těla v podobě skořápkы. Větší část vápenných vrstev chová v sobě skameněliny mořské a proto nelze pochybovat o živočišném původu větší části vápna, při čemž se zvláště účastní foraminifery, bryozoy a koraly.

Dle toho povstal tedy vápenec a j. uhličitan v pevnzemí, ať usazeny neb rozpuštěny, rozkladem křemičitanu působením CO_2 a H_2O . Vápenné vrstvy chovající skameněliny mořských tvorů vznikly z CaSO_4 spolupůsobením rostlin a živočichů mořských.

2. *Původ křemičitanu*. Viděli jsme při výrobě skla (§. 121.), že vypuzuje SiO_2 všecky těkavé kyseliny v žáru. Tak činí i uvnitř země, kam ji voda odnáší, když byla z křemičitanů vyloučena. V hlubinách vznikají křemičitany: živce, augity, amfiboly, slídy, granaty a j. za působení vysoké teploty. Zplodiny rozpouští voda aneb je vydávají sopky jako: H_2O , H_2S , CO_2 , SO_2 , HCl , BO_3H_3 , NaCl , NH_4Cl ale též H , Cl , S a j.

3. *Původ fosforečnanů*. V horninách jest nejrozšířenější apatit. Jestliž stálou ač vedlejší součástí všech vrstev a proto ho lze považovati za původní fosforečnan, z něhož všecky ostatní povstaly. Hnitím ústrojním zvláště v ornici vzniká CO_2 , jež ihned rozkládá spolupůsobením vody fosforečnany, ubírajíc jim část vápna, mění je v kyselé ve vodě rozpustné a rostlinám přístupné fosforečnany. Týž rozklad se provádí H_2SO_4 a HCl při výrobě superfosfatů (§. 113.). Tak mají i všecky fosforečnany v rostlinstvu a živočišstvu svůj původ v apatu.

4. *Původ síranů a síníků*. Sírany lze považovati za druhotné výtvory vzniklé okysličením síníkův. Jediný anhydrit CaSO_4 povstal srážením slaných vod, proto též vždy NaCl provází. Vyskytá se sádrovec $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ povstalý z anhydritu přijetím vody v útvarech mořského původu, jako: v permškém, triasovém a třetihorním, z čehož lze souditi, že jest podobně jako NaCl původu mořského. Jelikož se sádrovec něco ve vodě rozpouští, působí pak roztok v zemi četně proměny nerostů, jako jsme viděli při tvorění horčíků a síníků vod (§. 118. a §. 129.).

Jako se redukuje CaSO_4 hnijícími ústrojninami v síník, podobně se tvoří ze síranů těžkých kovů kyzy, leštěnce a blejna, jak tomu i klamotvary po ústrojninách nasvědčují.

Okysličováním síníkův vznikají v přírodě často sírany, tak ZnSO_4 v Goslaru a Štávnici, FeSO_4 v břidlici kamenečné, v uhelnách a na haldách (tot základ výroby SO_3 , kamence a skalice), CuSO_4 vzniká v Bystřici Báňské, v Oravici a j. m. a tvoří tak zvané vody cementové. Podobně se okysličují síníky a arsenidy kobaltu a niklu v síránu neb arseničanu.

5. *Původ dusičnanů*. V prahorách a vnitru země není dusičnanů, jsouť příliš rozpustny a těkavy a proto se drží hlavně při povrchu v orné zemi. V ornici a všude, kde hnijí ústrojiny dusičnaté, vzniká NH_3 , jenž se u přítomnosti vzduchu (O_2), vody a vápna neb CaCO_3 mění v $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (viz str. 59. nitrování ornice). Avšak i při bouři vzniká ve vzduchu vedle NH_3 též NH_4NO_2 a NH_4NO_3 v malé míře, ježto voda dešťová rostlinám přináší a tak blahodárné působení bouře na rostlinstvo lze si vysvětliti.

2. Vznik vod přirozených.

Že se tvoří voda hořením vodíka, že jest tělo v přírodě nejrozšířenější a že se v ustavičném koloběhu v přírodě nalézá, poznali jsme již na str. 15. Zde budiž uveden v souvislosti původ přirozených vod s chemickými proměnami nerostů a hornin.

Voda dešťová a sněhová chová vedle plynu hlavně rozličné sloučeniny ammonaté a prach ze vzduchu.

Voda pramenitá pochází z dešťové, jež do země vsáklá a z vnitru země ven se prýstí. V zemi voda na své cestě jednak rozpouští, jednak se účastní na rozkladech spolu s CO_2 a SiO_2 .

Dle vrstev, jimiž protéká voda, chová rozličné sloučeniny; z prahor jest nejčistší, ze solného a třetihorného útvaru chová NaCl a CaSO_4 , z opukového $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$ a j. dvojuhlíčitany. Obsahuje-li voda v litru přes 500 mgm. pevných látek a v těch $\frac{1}{4}$ CaO a MgO , není spůsobilou k vaření a je nezázivnou.

Nejvíce kazí vodu ústrojniny vydávajíce obyčejné zplodiny hnití látek rostlinných a živočišných. Odkysličováním jich vznikají dusany a dusičnaný, a je-li těchto v litru vody přes 5 mgm., ukazuje to na silné znečištění vody. V městech přicházejí tyto sloučeniny dusičnaté infiltrací ze záchodův a stok do studnic. Více salnytru a NaCl ukazuje ve vodě ku znečištění vody moči.

Občerstvující chut děkuje voda pramenitá CO_2 a rozličným uhličitanům, vyvářením neb odstáním se stává nechutnou.

Voda říčná povstává stékáním pramenů a potoků s vodou dešťovou. Říčná voda bývá dosti čistá, má málo solí a ústrojnín. Odpadky z továren a výkaly z měst se však v krajinách průmyslových řeky velmi znečišťují, ač by dle zákona náhrady a rovnováhy odpadky a výkaly ty rostlinstvu náležely, kdežto takto do moře na zmar ubíhají a rovnováha mezi produkcií a spotřebou látek rostlinných se porušuje.

Názy tvrdá a měkká voda vztahuje se ku zbytku solí mineralních po odpaření vody, tvrdá zůstavuje větší, měkká malý zbytek. Dočasně činí vodu tvrdou dvojuhlíčitaný vápenatý a hořčnatý, stálou tvrdou vodu činí CaSO_4 , onu lze vařením převést v měkkou, tuto nikoliv.

Vody mineralné vycházejí z hlubin země a bývají někdy horké (vřídla, thermy), jindy chovají více rozličných sloučenin rozpustěných (léčivé, kreny).

Nejdůležitější vřídla jsou: Karlovy Vary 40° , Teplice č. 49° , Gastein 35° .

Důležitější mineralné vody jsou:

- a) V. kyselky jsou studené, bohaté na CO_2 a šumí (Kysybel, Selters).
- b) V. alkalické mají vedle CO_2 více Na_2CO_3 (Bílina, Ems).
- c) V. salinické mají vedle Na_2CO_3 bud NaCl (Wiesbaden, Chyžice), neb MgSO_4 (vody hořké: Zaječice, Bylany a j. vznik viz §. 118.).
- d) V. alkalinico-salinické mají vedle uhličitanů též sírany alkalické (Karlovy Vary, Teplice čes.).
- e) V. železité, mají $\text{FeH}_2(\text{CO}_3)_2$ rozpustěný a osazují na vzduchu okr (Libverda, Pyrmont).

f) V. sircné drží vedle vyšších sircíků volný H_2S (Baden u Vídni, Cachy na Rýně, Mariánské Lázně a Libnič v Čechách, vznik viz §. 129.).

g) V. iodové a bromové chovají něco iodidů a bromidů alkalických (Hall u Lince, Kreuznach v Bavorích).

h) V. mořská chová 3–3,5% rozl. solí, z toho činí 80% $NaCl$, 10% $MgCl_2$, 5% $MgSO_4$, 4% $CaSO_4$ a ostatní iodidy a bromidy a j. sloučeniny.

§. 136. Odkud berou rostliny svou potravu a jak tuto přetvářují?

Rostliny berou potravu: ze země, vody a vzduchu. Chemické sloučenství rostlin ukazuje, z jakých prvků a v jakém poměru jsou rostliny zbudovány a jakých potravin jim třeba. Spalitelná součást rostlin zbudována hlavně z 5 prvků: C, H, O, N a S, unespalitelná část č. popel skládá se z rozličných solí, zvláště uhličitanů a fosforečnanů kovů: K, Na, Ca, Mg a drží mimo to SiO_2 , Fe_2O_3 a j. kysličníky.

Prvky C, H a O skládají hlavní látky rostlinné:

a) Buničinu, škrob, cukr a klovatinu, ježto slovou obecně uhlohydráty.

b) Ústrojné kyseliny: šťavelovou, jablečnou, citronovou, vinnou a j., ježto jsou obyčejně vázány na kysličníky svrchu jmen. kovů v soli, které zůstavují v popelu uhličitanы.

c) Látky bílkovité č. dusičnaté obsahují mimo C, H a O též jako podstatné součásti N a S.

Mohou rostliny volné prvky assimilovati? Nikoliv, berou je vždy ze zvláštních sloučenin a sice: C z CO_2 , H a O z H_2O , N z NH_3 a S ze síranů.

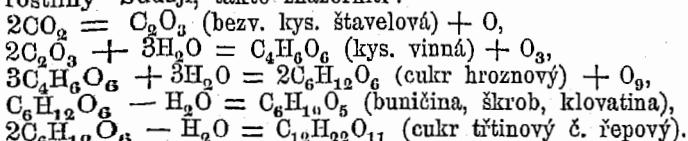
Původ uhlíka. Do nedávna se myslilo, že berou rostliny uhlík ze země, jelikož v černé humusové zemi rostliny se daří. Tož vyvráceno, neboť: 1. Kyseliny humusové málo ve vodě se rozpouštějí, než aby všeck uhlík rostlinstva z nich pocházeti mohl. 2. Půdě lesní a luční stále humusu přibývá, ač by ho ubývali mělo.

Ze berou rostliny uhlík ze vzduchu z CO_2 , jest zjištěno a také naším pokusem (43. str. 46.) jsme se o tom přesvědčili. Rostliny vdechují CO_2 a vracejí do vzduchu rovný objem kyslíku.

Jak prospívá humus? Humus se tvoří v ornici setlíváním č. ponehálym spalováním ústrojní rostlinných i živočišných vzduchem (O), při čemž se tvoří CO_2 , H_2O a černá hmota humus zvaná (viz tlení str. 35.). Vzděláváním půdy se přístup vzduchu podporuje a setlívání urychluje a tím se docílí:

1. CO_2 slouží mladé rostlince za potravu, pokud se tato jen v zemi nalézá, 2. CO_2 se ve vodě rozpouští a rozevírá nerozpustné sloučeniny, činíc je rostlinám přístupný (zvl. fosforečnany mění v kyselé ve vodě rozpustné fosforečnany). 3. Poněohlé spalování humusu je pramenem tepla mladým rostlinkám velmi potřebného. 4. Konečně drží humus v ornici vláhu.

Původ vodíka a kyslíka. Rostliny berou vodík a částečně i kyslík z vody. Lze pak vznik ústrojních kyselin a uhlíhydrátů z CO_2 a H_2O , jak je rostliny budují, takto znázorniti:



Že podobný chemický sklad a rozklad v buňkách se díti musí, o tom svědčí vedle jiných i ta okolnost, že v nezralém ovoci kyseliny převládají, kdežto uzraváním kyseliny mizí a v témaž poměru cukru přibývá.

Původ dusíka. Buňky rostlin chovají jakožto podstatnou součást látky bílkovité č. dusičnaté; tak je v semenu obilním vláknina č. lepek, v semenu luštín sýrovina č. legumin. V bílkovinách jsou N a S vedle C, H a O podstatnými součástkami.

Dusík berou rostliny z NH_3 , sloučenin ammonatých a z dusičnanů. NH_3 se tvoří v ornici hnitím ústrojních dusičnatých, při čemž se částečně spolupůsobením O, H_2O a zásad mění v dusičnany, toť nitrování ornice (viz str. 59). Zvláště bohatými na N jsou látky živočišné, jako moč, hmojávka, výměty a guano, ježto hnitím poskytuji rostlinám nevyčerpatelný pramen NH_3 a jeho sloučenin a proto zvyšuje úrodnost půdy vedle fosforečnanů, zvláště na obili. Hnitím moči vzniká $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, jenž se s CaSO_4 rozkládá v $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ a CaCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ pak podává rostlině N a S zároveň. Že se i ve vzduchu, zvláště při bouřce sloučeniny ammonaté tvoří a rostlinám přivádějí, bylo již v předešlém §. vysvětleno.

Původ séry. Hnitím odpadků živočišných se tvoří spolu s NH_3 též H_2S , toť pak plyny těkavé, ježto snad z mravy do vzduchu unikají a tím dvojí škodu činí: jednak vzduch otravují, jednak rostlinám potřebný N a S jinam unášeji.

Jak je lze udržeti? Na př. $\text{FeSO}_4 : 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{FeS}$, tot však jen za účelem desinfekce a nikoliv rolníkovi lze prováděti, avšak sádrou, rozředěnou H_2SO_4 lze NH_3 i H_2S v mrvě vázati.

Síru berou rostliny ze síranů, ježto se v každé ornici vyskytají a jež ve vylouzené ornici pomocí BaCl_2 lze dokázati. CaSO_4 je v přírodě nejrozšířenější a jest podobně jako apatit látkou původní, která rostlinám znamenitě prospívá.

Jak lze vysvětliti, kterak rostliny posud uvedené potraviny přetvořují? Rostliny, na nichž dílem bezprostředně, dílem prostředně celé živočištvo závisí, přetvořují přijaté potraviny za působení denního světla a tepla prostředkováním zeleni listové.

Část paprsků světla rozkládá a tvoří chemické sloučeniny. Jsou to obyčejně modré neb fialové barvy, jež chemickými slovou a jichž se i ve fotografii ku rozkladům solí užívá. Tyto paprsky pohlcuje zelen listová a rozkládá CO_2 , H_2O , NH_3 , jakož i sírany v prvky, z nichž pak činnost paprsků jmenovaných sloučeniny nové rostlinné tvoří. Že k těmto rozkladům a skladům veliké síly zapotřebí, víme z vlastní zkušenosti o redukcí jmenovaných sloučenin, již jsme prováděli galv. proudem a pomocí odkyslič ovadel i vysoké teploty (viz §. 54.—58.).

Odkud berou rostliny sloučeniny nespalitelné? Jelikož zůstavuje každá část rostliny po spálení něco nespalitelného popelu, lze souditi, že nejsou popelné látky v rostlinách nahodilé, nýbrž podstatné. Svědčí pak o tom tyto zkušenosti.

1. Chem. čisté látky bílkovité se ve vodě nerozpouštějí, kdežto v rostlinných šťávách bílkoviny obhají v roztoku. V roztoku udržují bílkoviny draslo a natron, jsouce s nimi sloučeny v albumináty.

2. V semenu nescházejí vedle bílkovin nikdy fosforečnany alkalicko-zemité, z čehož lze souditi, že fosforečnany vzniku bílkovin napomáhají.

3. V rostlinách jsou kyseliny ústrojně většinou vázány na draslo, natron, vápno a magnesii, a jelikož víme, že tvoří kyseliny stupně u vytvořování uhlohydrátů, tož patrno, že jsou látky nespalitelné rostlinám nevyhnutelnými. Rozličné pak rostliny vyžadují zvláště určitých látek mineralních ve větším množství a dle toho rozdělil Liebig rostliny pěstované: 1. v rostliny draselnaté (řepa, brambory), 2. vápenaté (luštinky, jetel, réva, tabák), 3. fosforečné (žito, pšenice, ječmen a j. obilné), 4. křemičité (všecky trávy).

Z ornice berou rostliny tyto sloučeniny: K_2O , Na_2O , CaO , MgO , Fe_2O_3 , Mn_2O_3 , Al_2O_3 , pak SiO_2 , P_2O_5 a SO_3 arcif v podobě rozličných solí. O větší část jmenovaných kysličníků netřeba se rolníku starati a se obávat, že by o ně nastal kdy v ornici nedostatek a to z dvou příčin, jednak jich rostliny málo spotřebují, jednak se rozkladem hornin stále tvoří. Nejvíce se třeba starati o sloučeniny draselnaté a fosforečné, jichžto ubývání v ornici je prvou a nejdůležitější příčinou menší úrodnosti půdy. Oboje sloučeniny i draselnaté i fosforečné vystupují se v přirodě obyčejně v rozličných nerosteck v stavu nerozpusťném.

Nejdůležitější nerosty draselnaté chovají drasla: orthoklas 16%, slida světlá 12%, slida tmavá 5—11%, leucit a oligoklas mají méně než 5% K_2O . Z hornin chová drasla: žula 2—7, rula 2—5, břidlice slídnaté 1—6, silurské diabasy a porfyry 1—7; znělce 0,5—4%.

Množství kyseliny fosforečné nepřesahuje průměrně v horninách 1% obyčejně sloučené v apatitu: tak v prahorách 0·1—0·5, více již v siluru, hojně v lupcích kamenouhelných až 8%, v lupcích permických 0·5—3%, tamtéž v koprolitech přes 16%, opuka má málo ne přes 0·2%, čedič 0·5—2%, podobně i v náplavech jsou fosforečnaný, neb i na nemrvené půdě daří se rostliny po delší dobu. Průměrně mají ornice fosforečné potraviny 0·1—0·6%.

Lze pak původ sloučenin mineralních shrnouti takto:

1. K_2O a Na_2O pocházejí z rozličných křemičitanů, zvláště živců.
2. P_2O_5 pochází z apatitu, dílem CO_2 neropustný fosforečnan rozevírá, dílem soli ammoniaté rozpouštějí.

3. SiO_2 z křemene ve H_2O neropustného neberou, nabývají SiO_2 ze zvětralých a rozložených křemičitanů (zvl. živců).

4. CaO a MgO berou rostliny dílem z rozpustných dvojuhličitanů, dílem z fosforečnanů a síranů.

5. Fe_2O_3 berou rostliny v podobě dvojuhličitanu železnatého, o dostatek železa v ornici netřeba se starati.

Přirovnávajíce pak chemické proměny v říši nerostné a říši rostlin vidíme, že lze proměny ty v říši rostlin snadno sledovati, jelikož před našima očima se dějí. Naproti tomu chem. proměny v říši nerostů dějí se většinou v láně země jsouce zrakům našim ukryty a dosud ne-snadno pochopitelný.

S. 137. V jakém poměru se nalézá rolnictví a člověčenstvo vůbec ku výživě rostlin?

R. 1770 zkoumal ještě Lavoisier otázku, jestli se mění voda dlouhým vřením v hlíně čili nic, a během 20 let učinil takové výskumy, že považoval r. 1790 krátce před svou smrtí orbu za velkolepý děj chemický, jejž sluší pilně sledovati a skoumati s vážkami v ruce. Od té doby pak věnovali četní chemikové své sily chemii rolnické, tak že nyní s bezpečností známo to, co v předešlém odstavci bylo shrnuto.

Něbylo pak těžko prorokovati slovutnému Liebigovi, že se nerozumným hospodářstvím rolníků celé krajiny stanou neúrodnými, jako se stalo v době Římanů na Sicilii a v Alžíru, později v Kanadě a nově ve Francii a některých krajích českých, že se pole vyčerpala na potraviny draselnaté (brambory a řepou), na potraviny fosforečné (obilím), aniž staráno o rovnováhu mezi výtěžkem a náhradou.

Základní předpis o rozumném hospodářství podává Liebig touto rovnicí: $v = p - o$, při čemž značí v výtěžek, p potraviny č. nále-

žitou výživu a o odpor čili překážky, jež klade příroda ale také člověk sám.

Aby pak byl výtěžek (v) největší, třeba se starati:

1. O sloučeniny dusičnaté a fosforečné t. j. třeba obezřele hospodařiti s odpadky živočišnými u přípravě mrvy.

2. Třeba se starati o alkalie, SiO_2 a j. sloučeniny mineralné, jež se vracejí poli v slámě a j. odpadcích rostlinných.

3. O potraviny, ježto podávají rostlinám C, H a O netřeba se starati, ty podává příroda ze vzduchu.

4. Ku zvýšení úrodnosti třeba zavést rozumné střídavé hospodařství, t. j. pěstovati střídavě rozličné rostliny na též poli, aby se pole v příčině některých potravin jednostranně nevyčerpalo.

V případu vyčerpání půdy aneb když výnos třeba zvýšiti, užívat radno hnojiv strojených. Tak se podává rostlinám strojenými hnojivy: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ má 20 % N, NaNO_3 má 14—15 % N, K_2SO_4 má 50—51 % K_2O , rozložená kostní moučka 6—9 %, pařená 20—21 %, superfosfat 13—20 % rozpustné kyseliny fosforečné.*)

5. Konečně třeba půdu pilně vzdělávati, aby co nejvíce vzduchu do ornice se přivádělo a tlení i zvětrávání se urychlilo.

Netřeba pak se obávati, že by snad voda rozpustné potraviny rostlinné do hlubin odnášela a ornici ochuzovala. Dokázal Thompson a Liebig nezvratně, že ornice rádně jsouc vzdělávána nepropouští ani dost málo potravin do hlubin, naopak, že potraviny jen při povrchu chová. Lze se o tom pokusem přesvědčiti, když se cedí přes ornici rozličné roztoky solí draselnatých a fosforečnanů; ornice je zadřžuje a rozkládá.

Živočichové i lidé jsou na rostlinách zcela závislí. Rostliny připravují potravu živočichům a rostliny i živočichové podávají potravu člověčenstvu. Tak slouží uhlohydráty škrob a cukr živočichům k udržování dýchání a tím ku vyvýšení tělesného tepla, byvše však přijaty buď v přebytku aneb za rozličných okolností, přetvořují se v tuk.

Avšak rostliny podávají živočichům i vlastní potraviny dusičnaté v látkách bílkovitých, jež živočichové obracejí v krev a tělo.

Potraviny živočišné, totiž hlavně uhlohydráty a bílkoviny dovedou připravovati z prvků toliko rostliny, kdežto živočichové je pouze v těle svém přetvořují a soustředují. Nemenší závislost říše rostlinné a živočišné shledali jsme uvažujíce poměr rostlin a živočichů ku vzduchu (§. 30.).

A tak ze všeho viděti, jak všeobecná závislost v přírodě panuje, bez nerostů neobstoji rostliny, bez rostlin živočichové, na člověku pak jest, aby z celé přírody čerpal a ji svým rozumem ovládal.

*) Na př. z továrny Kolinské.



Část systematická

zároveň jakožto ukazatel k části methodické.

Obsah části systematické.

- I. *Ukazatel základních pojmu, teorií a zákonů chemických, jakož i rozličných přehledů.*
- II. *Přehledný soubor veškeré výroby jak prvků tak i sloučenin.*
- III. *Přehledný soubor důležitějších prvků a jich sloučenin dle přirozených skupin.*
- IV. *Cvičivo: 1. Otázky. 2. Úkoly početné. 3. Dodatek.*

I. Ukazatel základních pojmu, teorií a zákonů chemických, jakož i rozličných přehledů.

| | Stránka |
|--------------------------------------|------------|
| Rozdělení přírodních věd | 7 |
| Účel přírodozpytu | 7 |
| Methoda přírodozpytu | 7 |
| Jaké má být pozorování | 7 |
| Domněnka č. hypothesis | 8 |
| Účel pokusů | 8 |
| Úloha chemie | 16 |
| Chemické reakce | 16 |
| Co jsou prvky a sloučeniny | 16 |
| Rozdíl sloučenin a směsi | 16 |
| Počet prvků a sloučenin | 16 |
| Slučivost č. síla chemická | 68, 89 |
| Okysličování č. oxydace | 15 |
| Rozklady č. redukce | 68 |
| Nahrazování č. substituce | 62, 63, 69 |
| Vzájemné rozklady | 63, 151 |

| | Stránka |
|---|---------------|
| Překapování č. destilace | 15 |
| Překapování za sucha | 40 |
| Rozpouštění mechanické | 87 |
| Rozpouštění chemické | 111, 112 |
| Sublimace | 87 |
| Krystallisace | 117 |
| Zvětrávání | 117 |
| Rozplývání | 117 |
| Voda krystallová | 117 |
| Voda hydrátová | 117 |
| Hoření | 15, 19, 50 |
| Tlení a hnití | 35, 55 |
| Pražení | 61 |
| Větrání | 38 |
| Topení | 37 |
| Osvětlování | 40 |
| Soutvárnost | 125, 127 |
| Allotropie | 29, 33 |
| Zobojetňování č. neutralisace | 109 |
| Zásady | 107, 116 |
| Kyseliny | 107, 116 |
| Soli | 109, 115, 116 |
| Okysličovadla | 161, 178 |
| Odkysličovadla | 69 |
| Radikály | 57, 109, 162 |

Poměry quantitativné.

| | |
|--|----------------|
| Rovnomocniny | 20, 84 |
| Atomy | 82, 88, 89, 93 |
| Molekuly | 82, 84, 88, 93 |
| Váha a objem atomů | 89, 92 |
| Váha a objem molekul | 89, 92 |
| Značky prvků | 17, 24, 93 |
| Chemické vzorce | 24, 93 |
| Poměry slučivosti a jím příslušné koncovky | 23 |
| Názvy prvků | 17 |
| Názvy sloučenin | 23, 107, 113 |
| Chémické rovnice | 93, 94, 95 |
| Zákon stálých poměrů | 20, 94 |
| Zákon množných poměrů | 21, 94 |
| Gay-Lussacův objemový zákon plynů | 83, 91 |

| | Stránka |
|--|----------|
| Zákon o zachování hmoty | 47, 94 |
| Zákon Avogadrov | 83, 86 |
| Zákon Mariottův | 86 |
| Zákon Charlesův | 86 |
| Zákon Dulongův a Petitův | 100 |
| Mocnost atomová | 101, 102 |
| Prvky rovnomočné | 101 |
| Prvky lichomočné a sudomočné | 101, 103 |
| Vzorce dualistické | 112 |
| Vzorce unitárické č. molekulárné | 93, 113 |
| Převádění vzorců dualistických v unitárické a naopak | 114 |
| Vzorce typické | 120 |
| Vzorce strukturní | 103 |

Výpočty chemické.

| | |
|---|--------|
| Jak se stanoví rovnomočnina | 20 |
| Jak se stanoví atomová váha | 99 |
| Jak se stanoví váha molekul | 89, 93 |
| Jak se vypočítá % složení sloučenin | 95 |
| Jak se stanoví vzorec z % složení | 95 |
| Jak se vypočítá hustota z váhy atomové neb molekulárné | 95 |
| Jak se vypočítá váha plynu neb páry z daného objemu | 96 |
| Jak se vypočítá objem plynu neb páry z dané váhy | 97 |
| Jak se vypočítá váha a objem těl v sebe působících a jak váha a objem zplodiny | 98 |

Theorie chemické.

| | |
|---|---------------|
| Theorie flogistická a antiflogistická | 16, 48 |
| Theorie dualistická | 112, 138 |
| Theorie elektrochemická | 137 |
| Theorie atomicko - molekulárná | 83, 84, 113 |
| Theorie typická | 119 |
| Theorie radikálů | 57, 161 |
| Theorie struktury | 103, 162, 169 |

Přehledy.

| | |
|--|------|
| Přehled prvků s původem jich jmen | 17 |
| Přehled nekovů dle vlastností | 64 |
| Přehled kovů dle vlastností | 4, 5 |
| Přehled slitin | 6 |
| Přehled prvků dle mocnosti atomové | 102 |

| | Stránka |
|--|---------|
| Přehled atomové váhy důležitějších prvků | 90 |
| Přehled prvků dle jich rozšíření a důležitosti | 65 |
| Rozdělení kovů v příčině chování ku vzduchu | 1, 2 |
| Rozdělení kovů v příčině chování ku vodě | 79 |
| Rozdělení kovů v příčině chování ku kyselinám | 111 |
| Rozdělení kovů dle jich fyzikalních vlastností | 4, 5 |
| Přehled kysličníků kovů a jich hydrátů | 122 |
| Přehled kysličníků nekovů a jich hydrátů | 123 |
| Přehled sirlíků | 26, 27 |
| Přehled chloridů etc. | 54 |
| Obecný přehled sloučenin dle typů | 121 |
| Přehled důležitějších solí dle rozpustnosti | 116 |

Přehled důležitějších kyslíkatých solí seřaděných dle kyselin
a sice:

| | |
|---|-----|
| Uhličitany | 125 |
| Sírany | 126 |
| Dusičnany | 127 |
| Fosforečnany | 128 |
| Křemičitany | 129 |
| Chlornatany | 129 |
| Jiné pamětihoné soli | 129 |
| Rozhled v teorii atomicko-molekulárné | 104 |
| Přehled zákonů chemických | 93 |

II. Přehledný soubor veškeré výroby prvků i sloučenin.

1. Kyslíka nabýváme:

| | |
|--|---------------|
| Pálením | |
| a) HgO | 10 |
| b) kysličníků drahých kovů | 68 |
| c) vyšších kysličníků na př. burelu | 69, 177 |
| d) chlorečnanů a dusičnanů | 132, 133 |
| e) z kyselin HNO_3 , $H_2 SO_4$ a $H_2 CrO_4$ | 108, 162, 178 |
| f) Elektrolyzou vody 80 a kyslíkatých solí těžkých kovů na + polu | 134 |
| g) Působením chloru ve vodu | 173 |
| h) Rostliny vydýchují kyslík | 46 |

2. *Vodíka nabýváme:*

- a) Při rozpouštění kovů lehkých a kovů ze skupiny železa
 v HCl a H₂SO₄ 13, 111
b) Rozkladem vody kovy lehkými a kovy ze skupiny železa . . 79
c) Rozkladem H₂O, HCl, H₃N a kyslíkatých solí těžkých kovů
 elektřinou vylučuje se H na — polu 80, 134

3. *Síry nabýváme:*

- a) Vytápěním ryzí síry z hornin sopečných 25
b) Pálením FeS₂ 69
c) Rozkladem sírových jater kyselinami (mléko sírové) 171
d) Okysličováním sirovodíkové vody 56
e) Podobně se sráží ze sirných pramenů 25, 171
f) Působením halogenů v sirovodík 56

4. *Chloru nabýváme:*

- a) Elektrolyzou HCl a chloridů 81
b) Vzájemným rozkladem HCl a MnO₂ 49, 174
c) Rozkladem chloridů kyselinami u přítomnosti MnO₂ 174

5. *Iodu, bromu nabýváme*

podobně jako chloru rozkladem iodových a bromových sloučenin.

6. *Dusíka nabýváme:*

- a) Odstraněním kyslíka ze vzduchu 12
b) Pálením dusanu ammonatého 164

7. *Fosforu nabýváme:*

- a) Redukcí P₂O₅ pomocí uhlíka 76
b) Redukcí metafosforečnanů uhlíkem 147
c) Červeného fosforu nabýváme z obecného pálení v atmosféře bezkyslíkaté 28

8. *Arsenu, antimonu a vizmutu nabýváme:*

- a) Redukcí dotyčných kysličníkův pomocí uhlíka 62, 76
b) Ryzí arsen a vizmut se vytápějí z hornin 62

9. *Boru a křemíčka nabýváme:*

- Redukcí chloridů hliníkem 77

10. *Uhlíka nabýváme:*

- a) Pálením těl ústrojních v uzavřené prostoře 33
b) Redukcí CO₂ sodíkem a drasíkem 77
c) Výroba a vznik uhlí 36

| | Stránka |
|--|---------|
| 11. Draslíka a sodíka nabýváme: | |
| a) Elektrolysou drasla a natronu | 187 |
| b) Redukcí salajky a sody uhlím | 76 |
| 12. Vápníka, barya a hořčíka nabýváme: | |
| a) Rozkladem roztopených chloridů silným galvanickým proudem | 82 |
| b) Redukcí chloridů pomocí sodíka | 77 |
| 13. Hliníka nabýváme: | |
| a) Elektrolysou roztopeného chloridu | 82 |
| b) Redukcí chloridu aneb fluoridu hlinito-soduňatého pomocí sodíka | 77, 54 |
| 14. Výroba těžkých kovů: | |
| a) Velká část těžkých kovů vyrábí se redukcí kysličníků a uhlíčitanů pomocí uhlíku a jeho hořlavých sloučenin. Tak zvláště: železo, cín, zinek, měď, olovo, antimón a j. | 76 |
| b) Mnohé kovy dobývají se ze síníkův, ježto se pražením převádějí v kysličníky a tyto se redukují uhlíkem jako: nikl, kobalt, měď, olovo, antimón a j. | 62 |
| c) Jindy se vyprošťují kovy ze síníkův srážením, že se jím totiž síra jinými kovy na př. železem ubírá. Tak se nabývá: rtuti, olova, mědi, antimónu | 76 |
| d) Též vodíkem lze redukovati kysličníky těžkých kovů na př. železa, mědi a j. | 69 |
| e) Kovy vylučují kovy z roztoků jich solí za spolupůsobení galvanického proudu | 136 |
| f) Galvanický proud vylučuje kovy na — polu z rozpuštěných neb roztopených sloučenin | 82, 134 |
| 15. Dražkých kovů nabýváme: | |
| <i>Stříbra:</i> a) Odháněním z rud olověných chovajících vždy síník stříbrnatý | 2 |
| b) Amalgamací. | |
| c) Pálením chloridu a síniska | 68, 69 |
| <i>Zlata a platiny nabývá se:</i> | |
| a) Ryžováním č. jílováním písku zlatonosného neb chovajícího platinu. | |
| b) Pálením chloridů, síníků a kysličníků nabývá se zlata a platiny | 68, 69 |
| c) Zlato ryzí se vytahuje z umletého kamení rtuti. | |
| d) Platina se odděluje od kovů platinových (iridia, osmia, palladia, rhodia a ruthenia) pomocí královské lučavky, sráží | |

salmiakem a platinový salmiak pálením rozkládá a zůstávuje houbu platinovou, ježto se pomocí dmychadla třaskavého plynu vzdělává na nádoby.

B. Výroba sloučenin.

I. Sloučeniny podvojné.

1. Kysličníků nabýváme:

| | |
|--|---------------|
| a) Přímou addicí prvků spalitelných s kyslíkem | 1—49 |
| b) Nepřímo nabýváme kysličníků prvků nespalitelných (N, Cl, I, Br, Fl, Ag, An, Pt) viz | 141, 161, 171 |
| c) Pražením sirníků | 61 |
| d) Pálením hydrátů (vyjma kovů žíravin a kovů drahých) | 107, 108 |
| e) Pálením uhličitanů | 130 |
| f) Pálením síranů | 131 |
| g) Pálením dusičnanů | 132 |

2. Sirníků nabýváme:

| | |
|--|---------|
| a) Přímo se slučují všecky obecné kovy se sirou | 19, 26 |
| b) Pálením kysličníku se sirou | 62 |
| c) Vzájemným rozkladem chloridů a kyslíkatých solí se sirovodíkem a sirníkem ammonatým | 63, 149 |

3. Chloridů, iodidů a bromidů nabýváme:

| | |
|---|----------|
| a) Chloridů: a) Přímo spalováním kovů ve chloru | 50, 54 |
| b) Působením HCl v kovy | 111 |
| c) Působením HCl v kysličníky a sirníky | 108, 109 |
| d) Působením HCl v uhličitany, siřičitany a křemičitany | 144 |
| e) Při vzájemném rozkladu rozpustných chloridů a solí stříbrnatých, rtuťnatých a olovnatých | 54 |

β) Iodidů a bromidů:

| | |
|---|--|
| a) Roztříráním a zahříváním některých kovů s I neb Br na př. rtuti a j. | |
| b) Vzájemným rozkladem jako chloridů. | |

4. Hydridů nabýváme:

a) Přímo nabýváme:

| | |
|---|----|
| a) H_2O spalováním H v O | 15 |
| HCl spalováním H v Cl | 52 |
| β) Působením denního světla ve směs H a Cl tvoří se HCl | 52 |

Působením jiskry elektrické ve směsi H a O, H a Cl, H a N vznikají H_2O , HCl a H_3N 91, 92

b) *Nepřímo nabýváme:*

- a) Hnitím bílkovin chovajících C, H, O, N, S vznikají NH₃, SH₂
a CH₄ a H₂O 55
β) Suchou destilací uhlí a ústrojní tvoří se tytéž hydridy 40, 41, 55

5. *Jednotlivých hydridů nabýváme kromě toho:*

Vody:

- a) Působením kyselin v kysličníky a hydráty kovů 109
b) Pálením hydrátů 107
c) Pálením kyselých solí 133, 147
d) Redukcí kysličníků vodíkem 69
e) Spalováním vodíka a těl chovajících vodík 15, 33, 37

Sirovodíka:

- a) působením kyselin v sirníky a sulfhydráty 56, 109, 110
b) podobnou též reakcí vzniká v přírodě a přichází do sirných pramenů 171

Chlorovodíka:

- působením kyseliny sírové v chloridy při vyšší teplotě 142

Fluorovodíka:

- rozkladem fluoridů kyselinou sírovou 143

Iodovodíka a bromovodíka:

- rozkladem sirovodíka iodem a bromem 56

Čpavku č. ammoniaku:

- působením hydrátů Ca, K a Na při vyšší teplotě v soli ammonaté, zvláště v salmiak 57

Fosforovodíka:

- působením silných zásad a vody ve fosfor při vyšší teplotě 58

Arsenovodíka:

- působením vodíka v okamžiku vývoje v kyslíkaté sloučeniny arsenu 59

Uhlovodíka lehkého:

- pálením hašeného vápna s kyselinou octovou 41

Uhlovodíka těžkého:

- zahříváním lihu s kyselinou sírovou 42

6. *Výroba kyselin a některých důležitějších anhydridů.*

U dobývání kyselin platí pravidlo: mocnější kyselina vylučuje ze solí kyselinu slabší. Kyselina sírová je v té příčině kyselinou nejmocnější, proto se jí k vylučování většiny kyselin užívá.

Kyseliny sírové nabýváme:

| | |
|---|-----|
| a) slučováním SO_3 s H_2O | 107 |
| b) rozkladem síranu elektřinou | 134 |
| c) okysličováním SO_2 v olověných komorách | 166 |
| <i>Anhydridu SO_3 nabýváme: pálením síranu železnatého a železitého</i> | 131 |

Kyseliny sířičité nabýváme:

| | |
|--|-----|
| rozkladem siřičitanu mocnější kyselinou (145), je však tak nestálou, že ihned se rozkládá aneb v H_2SO_4 se okysličuje | 107 |
|--|-----|

Anhydridu SO_2 nabýváme:

| | |
|--|-----|
| a) spalováním síry | 24 |
| b) spalováním sirovodíka | 56 |
| c) pražením sirnsků | 61 |
| d) redukcí kyseliny sírové pomocí uhlí, mědi, rtuti a j. | 168 |

Kyseliny dusičné a kysličníkův dusíka nabýváme:

| | |
|---|---------|
| NO_3H : a) slučováním N_2O_5 s H_2O | 107 |
| b) rozkladem dusičnanu kyselinou sírovou | 146 |
| c) okysličováním kyseliny dusíkové a kysličníků dusíka | 164 |
| d) okysličováním čpavku při nitrování ornice, dělání salnytru a při bouřce | 58, 152 |
| NO_2H se tvoří současně s NO_3H při bouřce a v ornici | 58 |
| jakož i při rozkladech kyseliny dusičné | 164 |
| N_2O_3 vzniká ponenáhlým spalováním čpavku | 58 |
| NO_2 se tvoří při rozpouštění kovů v lučavce | 164 |
| NO při rozpouštění mědi v lučavce | 162 |
| N_2O pálením NH_4NO_3 | 164 |

Kyseliny fosforečné, kysličníkův fosforu a jich hydrátův nabýváme:

| | |
|---|--------|
| Kyseliny fosforečné: a) slučováním P_2O_5 s H_2O | 106 |
| b) Rozkladem fosforečnanu kyselinou sírovou a solnou | 147 |
| c) Okysličováním fosforu pomocí kyseliny dusičné | 163 |
| P_2O_8 úplným hořením fosforu | 11, 28 |
| PO_4H_3 ponenáhlým okysličováním fosforu na vlhkém vzduchu . . | 35 |
| P_2O_5 neúplným hořením fosforu v rource na jednom konci zatavené. | |
| PO_2H_3 se tvoří působením fosforu v horké hydráty alkalické (viz tvoření PH_3) | 59 |

Sloučenin arsenu nabýváme:

Kyseliny arsenové nelze nabýti rozkladem arseenanů, protože se ihned okysličuje.

| | |
|---|-----|
| As ₂ O ₃ spalováním arsenu | 30 |
| a pražením rud arsenových | 61 |
| AsO ₄ H ₃ okysličováním arseniku kyselinou dusičnou | 163 |
| As ₂ O ₅ mírným pálením hydrátu | 108 |

Sloučenin antimonu nabýváme:

| | |
|--|-----|
| SbO ₂ H rozkladem SbCl ₃ pomocí N ₂ CO ₃ | 151 |
| Sb ₂ O ₃ spalováním antimonu | 30 |
| a pražením rud antimonových | 62 |
| SbO ₃ H kys. metantimoničná okysličováním Sb ₂ O ₅ kyselinou dusičnou, též ji vylučuje kyselina dusičná ze solí. | 163 |
| Sb ₂ O ₅ okysličováním antimonu silnou kyselinou dusičnou | 163 |

Kyseliny borové a anhydridu nabýváme:

| | |
|--|---------|
| BO ₃ H ₃ : a) srážením plynů vystupujících ze soffionů | 31, 147 |
| b) rozkladem roztoku boraxu kyselinou sírovou | 147 |
| B ₂ O ₃ : a) spalováním boru | 31 |
| b) pálením kyseliny v platinovém tyglíku | 108 |

Kyseliny a anhydridu křemičitého nabýváme:

| | |
|--|-----|
| a) rozkladem křemičitanů kyselinami solnou a sírovou | 148 |
| b) rozkladem křemičitanů působením CO ₂ | 148 |
| SiO ₂ : a) spalováním křemíška | 31 |
| b) pálením hydrátu | 108 |
| c) samovolným rozkladem hydrátů v přírodě | 148 |

Sloučenin chloru totiž kyselin a kysličníků nabýváme:

| | |
|---|-----|
| ClO ₄ H rozkladem chlorečnanů mocnější kyselinou | 175 |
| Cl ₂ O ₅ kysličník chlorečný | 171 |
| ClOH kyselina chlornatá | 171 |
| Cl ₂ O kysličník chlornatý | 172 |

7. Výroba zásad a některých důležitějších kovových kysličníků.

Obecně se tvoří hydráty kysličníků kovů:

| | |
|---|-----|
| a) slučováním kysličníků s vodou (u žíravín a žfr. zemin) | 106 |
| b) působením vzduchu a vody v kovy | 105 |
| c) srážením pomocí rozpustných hydrátů | 141 |

I zde platí pravidlo jako u kyselin: mocnější zásada vylučuje zásadu slabší. Nejmocnější zásady jsou KOH, NaOH a NH₄OH, proto se jich též ku vylučování hydrátů kysličníků kovů obecně užívá.

d) Rozkladem solí kyselskatých galvanickým proudem 134

Vyrábějí se pak ve velkém tyto jednotlivé hydráty a kysličníky kovů:

| | |
|--|-----|
| KOH, žíravé draslo rozkladem salajky hašeným vápnem | 142 |
| NaOH, žíravý natron, podobně jako žír. draslo | 142 |
| NH ₄ OH, žíravý ammoniak rozpouštěním NH ₃ ve vodě | 57 |
| Ca(OH) ₂ , hašené vápno | 106 |
| CaO, palené vápno pálením uhličitanu | 130 |
| Ba(OH) ₂ , žíravý baryt jako hašené vápno | 106 |
| BaO, baryt jako vápno | 130 |
| Mg(OH) ₂ , srážením | 141 |
| MgO, palená magnesia | 130 |

Al₂(OH)₆ se sráží obyčejně na tkanivech ze solí hlinitých. Vyniká pak tou pamětihonou vlastností, že se slučuje s vláknem bavlněným i barvivy. Tkaniny se nejprv máčejí do roztoku solí hlinitých a pak do roztoku barviva, čímž vzniká lak barevný, sloučený zároveň s vláknem. Hydrát hlinitý jest v případu tom mořidlem.

Podobně se chovají i hydrát železitý, jenž se sráží na tkaninách v podobě rzi, hydrát manganitý jakožto bistr manganový, hydrát chromitý jakožto zeleň chromová. Užívá se těchto barevných hydrátů ku potiskování kartounů.

Al₂O₃ krystallovaný podařilo se připravit, čímž položen základ k hotovení rubínů a safírů.

Fe₂O₃ vzniká na železných kamnech a j. předmětech, ježto se

často rozpalují, ve velkém při dobývání české kyseliny sírové 131

Fe₃O₄ spalováním železa 11

Tvoření kysličníků i hydrátů mangantu a chromu viz 176, 178

Zn(OH)₂ srážením 141

ZnO, běloba zinková, dobývá se buď pálením zinku aneb pálením

ZnCO₃, připraveného rozkladem ZnSO₄. 141

Co(OH)₂ srážením 141

CoO tvoří podstatu cafry připravené pražením rud kobaltových 62

SnO(OH)₂ kyselina cíničitá srážením soli cíničité pomocí Na₂CO₃

neb čpavkem 141

Sn₅O₁₅H₁₀ kyselina metacíničitá rozpouštěním Sn v HNO₃ 163

| | Stránka |
|---|---------|
| SnO_2 , popel cínový, pálením cínu | 1 |
| $\text{Pb}(\text{OH})_2$, srážením pomocí žír. čpavku | 141 |
| Pb_2O působením vzduchu v olově při obecné teplotě. | |
| PbO , klejt při odhánění stříbra | 2 |
| Pb_3O_4 , suřík tvoří se s klejtem na místech méně horkých při ustavičném míchání | 2 |
| PbO_2 ze suříku pomocí HNO_3 , ježto klejt rozpouští a PbO_2 zůstavuje. | |
| $\text{Cu}(\text{OH})_2$ srážením | 141 |
| CuO pálením mědi na vzduchu | 1 |
| Cu_2O působením suchého vzduchu ve měd' při obecné teplotě, ale též redukcí CuSO_4 cukrem z alkalického roztoku. | |
| HgO delším zahříváním rtuti na vzduchu | 2 |
| Ag_2O tvoří se srážením solí stříbrnatých KOH | 141 |
| Podobně se tvoří též Hg_2O ze solí rtutičnatých a HgO ze solí rtufnatých, což činí důležitou výjimku v tabulici na str. 141. | |

8. Výroba důležitějších solí.

A) Soli bezkyslíkaté.

| | |
|--|----------|
| Jak se nabývá obecně chloridů, iodidů a bromidů uvedeno již u podvojných sloučenin v tomto souboru. Zde budíz vzpomenuto toliko, jak se nabývá několika důležitějších solí bezkyslíkatých zvláště. | |
| KCl a NaCl nevyrábějí se zvláště, podává jich příroda dostatek v mohutných ložiskách v Stassfurtě a Věličce | 54 |
| KI nabývá se působením iodu v horký roztok hydrátu draselnatého, děj je analogický jako při působení chloru | 172, 175 |
| NH_4Cl , salmiak tvoří se slučováním NH_3 a HCl | 57 |
| podobně ze čpavkových vod nasycováním HCl | 43 |
| také však sublimací sřanu am. s NaCl , obdobně jako chloridů rtuti. | |
| $\text{SnCl}_2 + 2\text{aq}$, sůl cínová rozpouštěním cínu v horké kyselině solné | 111 |
| SnCl_4 se tvoří spalováním cínové folie ve chloru | 49 |
| vyrábí se rozpouštěním cínu v královské lučavce | 165 |
| Hg_2Cl_2 kalomel, HgCl_2 sublimat, obou nabýváme sublimací HgSO_4 a NaCl u kalomelu třeba vzít na pomoc rtutě. | |
| AgCl tvoří se na fotografickém papíru | 139 |
| AgI se tvoří při vyvozování negativů | 139 |
| AuCl_3 , roztok zlata | |
| PtCl_4 , roztok platiny; oba se tvoří rozpouštěním kovů v královské lučavce | 165 |

B) Soli kyslíkaté.

1. Uhličitanы.

- a) Působením CO_2 , vzduchu a vody v kovy na př. malachit a j.
b) Působením CO_2 v hydráty, na př. kovů žírávin a žírávých zemin 109
c) V přírodě působením CO_2 v křemičitanы a fosforečnany, na př. v ornici 148
d) Vzájemným rozkladem uhličitanů alkalických a rozpustných solí těžkých kovů 151

Vyrábějí se pak ve velkém za zvláštním účelem:

- K_2CO_3 salajka, Na_2CO_3 soda, oba z chloridů neb síranů dle metody Leblancovy 169

Dříve se připravovala salajka vyluhováním a čistěním z popelu rostlin pozemních a soda z popelu rostlin mořských.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2(\text{NH}_4\text{HCO}_3)$ půldruhouhličitan ammonatý čili čpavá sůl, vyrábí se a uhnité moči destilací, aneb se překapují za sucha rozličné odpadky živočišné.

- $3\text{MgCO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2$ zásad. uhličitan čili magnesie bílá vyrábí se srážením svařených vod hořkých a vod uhličnatých 153
 $2\text{PbCO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_2$ zás. uhl. olovnatý čili běloba olovnatá vyrábí se rozkladem zásad. octanu CO_2 144

2. Sírany.

Síranů nabýváme působením kyseliny sírové:

- a) v kovy 111
b) v kysličníky a hydráty 109
c) v sirníky, d) v chloridy 109
e) v uhličitanы 144
f) v dusičnanы i křemičitanы 145
g) působením rozpustných síranů v soli se slabší kyselinou 153
h) okysličováním sirníkův 131

Následující důležitější sírany dobývají se ve velkém:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$ sůl Glauberova při výrobě sody z NaCl 169
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ z vod čpavkových nasycováním H_2SO_4 , při desinfekci a udržování čpavku v mrvě za účelem hospodářským 183
 CaSO_4 sádra jest často vedlejším výrobkem na př. při výrobě fosforu, kyseliny fosforečné, hořké soli z dolomitu 152
 $\text{MgSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ hořká sůl z hořké a mořské vody, z magnesitu a dolomitu.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O}$, sehnáný kamenec rozkladem čisté hlíny pomocí H_2SO_4 , tvoří se při výrobě kamenců z břidlice kamenečné 131

$\text{Al}_2\text{K}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, kamenec vyrábí se a) z břidlice kamenečné, 131
b) mírným pálením kamenečníku čili alunitu (sloučenina kamence s hydrátem hlinitým) a napotomním vyluhováním a krystalisací c) z hlíny a kryolithu pomocí kyseliny sírové.

Skalice jsou sírany těžkých kovů zvl. Fe, Zn a Cu, vyrábějí se ve velkém okysličováním sirníka 131
a jako vedlejší výrobky při četných rozkladech. (Kterých?)

3. Dusičnany.

Dusičnanů nabýváme působením kyseliny dusičné:

- a) v kovy vyjma Au a Pt 163
b) v kysličníky a hydráty 109
c) Vzájemným rozkladem dusičnanů a chloridu (na př. AgNO_3 a NaCl) 152
d) Vzájemným rozkladem síranů a dusičnanů na př. (K_2SO_4 a NaNO_3) 152
e) Konečně okysličováním NH_3 u přítomnosti vody a zásad na př. v ornici, v sadech salnytových a též ve vzduchu při bouřce. NH_3 se v té příčině tvoří hnitím ústrojnin dusičnatých a též působením jiskry elektrické ve vodu a vzduch 152

KNO_3 , salnytr obecný vyrábí se ve velkém 152

NaNO_3 , salnytr chilský z Chili se dováží 128

NH_4NO_3 , salnytr ammonatý tvoří se při hnití ústrojnin dusičnatých a při bouřce 183

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ vyrábí se v sadech salnytových a převádí pak v salnytr obecný 152

Dusičnany těžkých kovů dobývají se obecně rozpouštěním kovů v lučavce, zvláště však se vyrábějí takto stříbrnatý a rtuťnatý 163

4. Chlorečnany a chlornatany.

Chlorečnany se tvoří, vede-li se chlor do horkých roztoků hydrátů neb uhličitanů žírávin 175

Chlornatany se tvoří, vede-li se chlor do studených roztoků hydrátů neb uhličitanů žírávin 172

5. Fosforečnany.

- a) Kyselých fosforečnanů nabýváme působením H_2SO_4 neb HCl ve fosforečnany pravidelné 147
b) Pyrofosforečnanů a metafosforečnanů nabýváme pálením kyselých fosforečnanů 128
c) Pravidelných fosforečnanů buď rozkladem uhlíčitanů kyselinou fosforečnou aneb
d) srážením z roztoků solí pomocí kyselého fosforečnanu sodnatého. Vyrábí se ve velkém množství $Na_2HPO_4 + 12H_2O$ z objetněm nečisté kyseliny fosforečné neb kyselého fosforečnanu vápenatého sodou.

$NaNH_4HPO_4 + 4H_2O$ sůl fosforečná, míší-li se 6 č. fosforečnanu sodnatého s 1 č. horkého roztoku salmiaku.

6. Křemičitany.

- Kyselina křemičitá rozkládá všecky jiné soli při vyšší teplotě a dává křemičitany 158, 180
Vyrábějí se ve velkém při dělání skla, porcelanu, cementu a j. 154—160

7. Jiné paměti hodné soli.

$Na_2B_4O_7 + 10H_2O$, borax vyrábí se: a) čištěním přirozeného (tinkalu), b) z kyseliny borové toskánské a sody. Nasycuje se totiž horký roztok sody kyselinou borovou a odděluje krystallisaci. Na_2SO_3 a $Na_2S_2O_3$, jichž se užívá jakožto antichloru (174), vyrábějí se ve velkém, prý že se sytí roztok sody SO_2 , druhý pálením prvého se sirou aneb pálením Na_2SO_4 s uhlím a nasycováním roztoku Na_2S plynem SO_2 .

III. Přehledný soubor důležitějších prvků a jich sloučenin dle přirozených skupin.

A. Nekovy.

1. Kyslík = 16.

- Vyskytá se volný ve vzduchu 11
v četných sloučeninách 65
Dobývá se z rozličných sloučenin, viz soubor výroby.
Vlastnosti kyslíka 11, 64
Sloučeniny kyslíka 15, 122—124

| | | | | |
|---|--|---|--|-------------|
| Ozon | je zvláštní vid kyslíka, slove též kyslík činný, protože mocněji působí jak obecný kyslík. | Tvoří se rozkladem nadmanaganu (177), při rozkladech elektřinou (80, 134), při ponenáhlém spalování fosforu (35), konečně v přírodě zvláště při bouřce. | Papír nasáklý KI a škrobem modrá ozonem (ozonometr). | |
| Užívání | má kyslík rozsáhlé | | | 11, 65 |
| 2. Vodík = 1. | | | | |
| Vyskytá se | ve vodě a četných sloučeninách | | 15, 55—61, | 65 |
| Dobývá se | nejčastěji rozkladem vody, viz soubor výroby. | | | |
| Vlastnosti vodíka | | | 13, | 64 |
| Sloučeniny vodíka | | | 55—61, | 122—124 |
| Užívá se | | | 15, | 65 |
| 3. Síra = 32. | | | | |
| Vyskytá se | | | 25, | 64, 65 |
| Dobývá a čistí se | | | 25, | 69 |
| viz soubor výroby. | | | | |
| Vlastnosti a vidy síry | | | 25, | 64 |
| Sloučeniny | | | 26 | |
| Užívání | | | 64, | 65 |
| 4. Skupina halogenů. | | | | |
| Chlor = 35,5, Iod = 127, Brom = 80, Fluor = 19. | | | | |
| Vyskytají se jen ve sloučeninách | | | 53, | 54 |
| Dobývají se : viz soubor výroby. | | | | |
| Vlastnosti | | | 49—51, | 64 |
| Sloučeniny | | | 53, | 54 |
| Užívání | | | 50, | 51, 64, 65 |
| 5. Skupina dusíka. | | | | |
| Dusík = 14, Fosfor = 31, Arsen = 75, Antimon = 122. | | | | |
| Vyskytají se : Dusík ve vzduchu a v sloučeninách | | | 12, | 57, 65, 127 |
| Fosfor v sloučeninách | | | 58, | 65, 128 |
| Arsen a antimon | | | 30, | 62, 64 |
| Dobývají se : viz soubor výroby. | | | | |
| Vlastnosti dusíka | | | 12, | 64 |
| ” fosforu | | | 28, | 64 |
| ” arsenu a antimonu | | | 29, | 30 |
| Sloučeniny | | | 28—30, | 58, 59, 128 |
| Užívání | | | 12, | 29, 64, 65 |

6. Skupina uhlíka.

Uhlík = 12, Bor = 11, Křemík = 28.

Vyskytají se:

| | |
|----------------------------------|--------------------|
| Uhlík | 33, 34, 37, 64, 65 |
| Bor | 31, 64, 129 |
| Křemík | 31, 64, 129 |
| Dobývají se: uhlík | 33, 36 |
| " bor a křemík | 77 |
| Vlastnosti: uhlíka | 33 |
| " boru | 31, 64 |
| " křemíka | 31, 64 |
| Sloučeniny: s kyslíkem | 20, 31 |
| " s vodíkem | 41 |
| Užívání | 34, 64, 65 |

B. Kovы lehké.

7. Skupina drasíka.

Drasík = 39, Sodík = 23, Ammonium NH₄ = 18.

| | |
|---|-----------|
| Vyskytají se jen ve sloučeninách | 5, 65, 57 |
| Dobývají se: viz soubor výroby. | |
| Vlastnosti | 4, 5, 79 |
| Sloučeniny: kysličníky a hydráty | 122 |
| " sírnský | 27, 149 |
| " chloridy, iodidy atd. | 53, 54 |
| " uhličitany viz soubor výroby | 125 |
| " sírany viz soubor výroby | 126 |
| " dusičnany viz soubor výroby | 127 |
| " fosforečnany | 128 |
| " křemičitany | 129 |
| Užívání mají hlavně ve sloučeninách | 66 |

8. Skupina vápníka.

Vápník = 40, Baryum = 137, Hořčík = 24, Strontium = 87,5.

| | |
|--|----------|
| Vyskytají se jen ve sloučeninách | 5, 65 |
| Dobývají se: viz soubor výroby. | |
| Vlastnosti | 4, 5, 79 |
| Sloučeniny: kysličníky a hydráty | 122 |
| " sírnský | 27 |
| " chloridy, fluoridy | 54 |

| | Stránka |
|---|----------|
| Sloučeniny: uhličitany | 125 |
| " sírany | 126 |
| " dusičnany | 127 |
| " fosforečnany | 128 |
| " křemičitany | 129 |
| Užívání mají hlavně ve sloučeninách, jen hořčík se užívá o sobě | 66 |
| 9. Skupina hliníka. | |
| <i>Hliník = 27·4, (Beryllium).</i> | |
| Vyskytá se jen v sloučeninách | 5, 65 |
| Dobývá se: viz soubor výroby. | |
| Vlastnosti | 4, 5, 79 |
| Sloučeniny: kysličník a hydrát | 123 |
| " chlorid a fluorid | 54 |
| " síran a kameneč | 127 |
| " křemičitan | 155 |
| Užívá se v sloučeninách i o sobě | 66 |

C. Těžké kovy.

10. Skupina železa.

*Železo = 56, Chrom = 52·2, Zinek = 65·5, Mangan = 55,
Níkl = 58·7, Kobalt = 58·7.*

Vyskytají se ryzí i v sloučeninách.

Dobývají se: viz soubor výroby.

| | |
|--|----------|
| Vlastnosti | 4, 5, 79 |
| Sloučeniny: kysličníky a hydráty | 72, 122 |
| " sírnšky | 27 |
| " chloridy | 54 |
| " uhličitany | 125 |
| " sírany | 126 |
| " dusičnany | 127 |
| " křemičitany | 155, 159 |

Užívání mají rozsáhlé jak o sobě tak i v sloučeninách.

11. Skupina olova.

*Olovo = 207, Měď = 63·5, Viznut = 210, Rtut = 200,
Stríbro = 108.*

Vyskytají se ryzí i v sloučeninách

2, 5

Dobývají se: viz soubor výroby.

| | Stránka |
|--|---------|
| Vlastnosti | 4 |
| Sloučeniny: kysličníky a hydráty | 122 |
| " sirníky | 27 |
| " chloridy a iodidy | 54 |
| " uhličitany | 125 |
| " sírany | 126 |
| " dusičnany | 127 |
| Užívání mají rozsáhlé jak o sobě i ve sloučeninách | 66 |

12. Skupina cínu.

Cín = 118, Zlato = 197, Platina = 197,2.

| | |
|--|------|
| Vyskytají se ryzí a v sloučeninách | 2, 5 |
| Dobývají se: viz soubor výroby. | |
| Vlastnosti | 5 |
| Sloučeniny: kysličníky a hydráty | 122 |
| " chloridy | 54 |
| Užívání mají rozsáhlé | 66 |

IV. Cvičivo

obsahuje otázky nejvíce rázu obecného a úkoly početné nesoucí se k jednotlivým pokusům. V dodavku připojen spůsob převádění objemu a váhy plynů na objem a váhu při volné teplotě a tlaku s příslušnými úkoly.*)

Čísla na straně položená ukazují ku stránkám knihy.

1. Otázky:

1. Kterými pokusy jsme byli vedeni k objevení kyslíka ve vzduchu? 8—10
2. Z kterých pokusů jsme poznali složení vzduchu a vody? 12, 15, 35, 91
3. Jakými pokusy jsme dokázali podstatu hoření a že hořícím tělum váhy přibývá? 10, 48
4. Čemu nás učí pokusy s kyslíkem? 11

*.) Žáci VI. třídy mohou řešiti mnohé úkoly pomocí logarithmů. Vyhoví úplně ve školách zavedené Studničkovy tabulky a postačí stanoviti ve výsledku 3 desítková místa.

| | Stránka |
|---|-------------------------|
| 5. Z kterých pokusů jsme odvodili zákon stálých poměrů | 19 |
| a zákon množných poměrů? | 20 |
| 6. Jak jsme stanovili rovnomoocniny? | 20 |
| 7. Na čem se zakládá chemické názvosloví věbec a české zvlášť? | |
| | 23, 113 |
| 8. Jakých zplodin nabýváme spalováním H, C, S, P, As, Sb, B a Si? | |
| | 13, 20, 28—32 |
| 9. Které kovy a nekovy lze spáliti? | 2, 49 |
| 10. Které prvky známe v několika videch? | 28—33 |
| 11. Které prvky a sloučeniny lze sublimovati? | 24—29, 54, 76 |
| 12. Kde se užívá destilace a sublimace? | 15, 24, 131 atd. |
| 13. Které prvky lze roztopiti a které jsou posud ohnivzdorné? 4, 54 | |
| 14. Rozdělte prvky dle skupenství | 4, 64 |
| 15. Uvedte příklady, kde lze sledovati v přírodě ponenáhlé hoření? 35 | |
| 16. Kde se užívá hoření neúplného? | 36 |
| 17. Kde se užívá hoření úplného? | 37 |
| 18. Kterých pravidel třeba šetřiti při topení? | 37 |
| 19. Jak posuzuje chemie paliva a svítiva? | 37, 44 |
| 20. Při kterých pokusech jsme viděli plameny svítivé a při kterých nesvítivé? | 11, 14, 21, 28, 41 atd. |
| 21. Jak souvisí topení a ventilace? | 38 |
| 22. Přirovnejte suchou destilaci, hnítí a tlení | 34, 40 |
| 23. Jaký jest poměr zvěřat a rostlin ku vzduchu? | 46 |
| 24. Co jest hoření v nejširším slova smyslu a které prvky lze spáliti v kyslíku, které ve chloru? | 49 |
| 25. Přirovnejte kyslík ku chloru a vodík k dusíku. | 11, 12, 49 |
| 26. Které prvky a sloučeniny se vyznačují zvláštním zápachem? | |
| | 64, 56—60 |
| 27. Jak působí důležitější plynné prvky a sloučeniny v zdraví? | |
| a které se vyznačují zvláštní jedovatostí? | 49, 60 |
| 28. Které sloučeniny se tvoří při suché destilaci a hnítí? | 55, 40 |
| 29. Jak lze přetvořovati kysličníky v sirníky a naopak? | 61 |
| 30. V čem záleží pražení sirnátků a jaký jeho účel? | 61 |
| 31.—Přirovnejte rovnomoocniny nekovů v tabulici na str. 64. pokuste se jednu z druhé vyvoditi sčítáním a j. | 64 |
| 32. Jak jsou prvkové v přírodě rozděleni a rozšířeni? | 65 |
| 33. Jak lze rozděliti prvky v přičině jich praktické důležitosti? 65 | |
| 34. Co jsou chemické reakce a jaké jich spůsoby? | 16, 68 |
| 35. Jak nabýváme prvků a jak podvojných sloučenin? | 68 |
| 36. Které sloučeniny lze rozložiti teplem? | 58, 68, 130 |

| | |
|---|------------|
| 37. V čem záleží redukce pomocí odkysličovadel a která jsou důležitější odkysličovadla? | 69—80 |
| 38. Vysvětlete základ dobývání kovů | 76 |
| 39. Kterých kovů nabýváme z rud kyslíkatých, kterých ze siraňků a kterých z chloridů? | 76, 62, 77 |
| 40. Přirovnějte chemické děje v obyčejné peci ku topení s ději ve vysoké peci ku dobývání kovů | 37, 71 |
| 41. Přirovnějte účinky tepla a elektřiny v sloučeniny chemické | 69, 80 |
| 42. Které pokusy jsme činili, abychom nabyli pojmu o molekulách? . | 84, 88 |
| 43. Jak vysvětluje teorie molekulárná rozličné skupenství těl? | 85 |
| 44. Které zákony platí o plynech? | 86, 91 |
| 45. Jak se liší dělení chemické od mechanického? | 87 |
| 46. Jak se stanoví váha molekul a jak z této váhy atomů? | 89 |
| 47. Přirovnávajice atomové váhy v tabulici na str. 90, vyvozujte jedno číslo z druhého | 90 |
| 48. Jaká pravidla platí o slučování prvků? | 92 |
| 49. Kterak lze ustanoviti pokusem 87. složení vzduchu? (91) a jak jinak méně zevrubně se to státi může? | 12, 35 |
| 50. Jaký mají význam značky a vzorce chemické dle dualistické a unitarické teorie? | 44, 93 |
| 51. Sestavte důležitější zákony chemické dle posloupnosti? | 94 |
| 52. Které pokusy nás vedly k mocenství prvků? | 101 |
| 53. Jak se dělí prvky dle mocnosti atomové? | 102 |
| 54. Shrňte učení atomicko-molekulárné ve stručná pravidla | 104 |
| 55. Jak vznikají hydráty a jak je dělíme dle povahy chemické? . | 103 |
| 56. Jak působí vyšší teplo v hydráty? | 107 |
| 57. Jak vznikají soli? | 108—112 |
| 58. Jak se dělí kovy v příčině chování se ku kyselině solné a sírové? | 111 |
| 59. Uvedte starší a novější názor o složení solí kyslíkatých | 112 |
| 60. Jak se převádějí vzorce starší v novější a naopak? | 114 |
| 61. Jak rozdělujeme soli dle povahy chemické? | 115 |
| 62. Které soli se ve vodě rozpouštějí? | 116 |
| 63. Jakou úlohu má voda při krystalení a zvětrávání sloučenin? . | 117 |
| 64. Které pokusy nám vysvětlují typy? | 120 |
| 65. Jak lze obecně roztrídit sloučeniny dle typů? | 121 |
| 66. Pište kysličníky, hydráty a soli uvedené v přehledu vzorci typickými | 122—129 |
| 67. Kde se užívá rozkladu uhličitanů, síranů a dusičnanů teplem? | 130—132 |

| | |
|---|--------------|
| 68. Jak působí elektřina v roztoky solí? | 134—136 |
| 69. Které sloučeniny vůbec lze rozložiti teplem | 68, 130 |
| 70. Jak lze rozdělitи prvky a sloučeniny na základě elektrolytických pokusů | 82, 135 |
| 71. Na čem se zakládá galvanoplastika? | 135 |
| 72. Jakou důležitost měla theorie elektrochemická u vývoje chemie? | 137 |
| 73. Které pokusy nám objasnily základ fotografie? | 138 |
| 74. Jak působí mocné zásady a kyseliny v soli? | 140—149 |
| 75. Jak nabýváme vůbec kyselin? | 142 |
| 76. Vysvětlete leptání skla | 143 |
| 77. Jak vznikají v přírodě uhličité vody (kyselky) a jak se strojí? | 144, 181 |
| 78. Které kyseliny se vyrábějí ve velkém? | 142—149 |
| 79. K čemu slouží v chemickém průmyslu kosti? | 147 |
| 80. Jaké rozklady působí v přírodě zvláště v ornici CO_2 u přítomnosti vody | 148, 179 |
| 81. K čemu slouží sirovodík v chemii? | 150 |
| 82. Kdy nastane vzájemný rozklad dvou solí? | 151 |
| 83. Vysvětlete vznik hořkých vod v přírodě | 152 |
| 84. Jak se tvoří dusičnanы v přírodě a jak se nápodobí tvoření toto při výrobě salnytru? | 58, 152, 180 |
| 85. Kterých barev nabýváme vzájemným rozkladem dvou solí? | 153, 160 |
| 86. Vysvětlete tvrdnutí malty vzdušní a vodní | 154 |
| 87. Jak vznikají hlíny a k čemu se jich užívá? | 155 |
| 88. Jaký jest rozdíl v chemickém složení hliněného zboží a skla? | 155, 159 |
| 89. Vysvětlete chemický základ výroby skla a kde v přírodě podobně křemičitany vznikají? | 158, 180 |
| 90. Jak a čím se barví sklo i porcelan? | 159 |
| 91. Diskutujte o typickém a strukturním vzorci kyseliny dusičné na základě rozkladů, jež v pokusech provedeny byly | 162 |
| 92. Kde se užívá rozkladů kyseliny dusičné a dusičnanů? | 161—167 |
| 93. Které chemické děje tvoří základ výroby anglické kyseliny sírové a které zákony chemické se v dějích těch zvláště zrcadlí? | 167 |
| 94. Vyjádřete rozklady kyseliny sírové rozličnými vzorci | 169 |
| 95. Která odvětví chemického průmyslu lze s výrobou anglické kyseliny sírové a s výrobou sody dle Leblanca spojiti a jakých výhod to poskytuje? | 167, 169 |

96. Jakou důležitost má výroba kyseliny sírové, sody a železa
v příčině národohospodářské?
97. Jak podmínkuje příroda chemický průmysl a jak učí příroda
průmyslu?
98. Vysvětlete děj bílení 173
99. Kterých sloučenin se užívá ve zdravotnictví?
100. Kterých sloučenin se užívá v barvírství?
101. Sestavte chemické děje z přírody, o nichž v knize pojednáno
102. Jak vznikají v přírodě uhličitan a křemičitan? 179, 180
103. Jak a v kterých sloučeninách obíhá v přírodě fosfor? 29, 65, 84
104. Jak se tvoří sfrany a dusičnan v přírodě? 180
105. Které sloučeniny kazí vodu a vzduch? 38, 181
106. Které potraviny berou rostliny ze vzduchu, které z vody,
a které ze země? 182
107. Na koloběhu uhlíkska v přírodě vysvětlete základní zákony
chemické.
108. Jak přetvořují rostliny sloučeniny neústrojné v ústrojné? 183
109. Kterými sloučeninami slouží řše nerostů rostlinám? 184
110. Jak těží rolnictví a člověčenstvo vůbec z výživy rostlin? 185

2. Úkoly početné.

1. Kolik kgr. stříbra nabudeme ze 150 kgr. rudného olova, když
odehnáno 70 kgr. klestu a 115 kgr. suříku? 2, 22, 90
2. Vypočítejte váhu pravidelných těles: krychle, válce, jehlance,
kuželes a koule, jichž strana neb průměr měří 1 cm., 1 dm.,
1 m., a jsou zhotoveny z kovů, jichž hutnost znázorněna
v obr. 4? 6
3. Kolik mosazi, bronzu sochařského a děloviny nabudeme z 80
m. ct. mědi? Kolik zinku a cínu k tomu třeba? 6
4. Kolik železa shořelo dle pokusu 10., když spotřebováno 0,15
gr. kyslíka a zplodina má složení Fe_3O_4 ? 9, 22, 98
5. Kolik nabudeme kyslíka i dle váhy i dle objemu pálením
10 gr. HgO dle pokusu 11.? 10, 69, 98
6. Kolik kyslíka nabudeme jak dle váhy tak i objemu rozkladem
60 gr. chlorečnanu draselnatého? 11, 98, 133
7. Kolik fosforu lze spáliti pod bání dle pokusu 15., když měří
2,5 litru? 12, 90, 106
8. Má se dle 16. pokusu naplniti vodíkem plynolem, jehož výška
6 dm. a průměr 2,5 dm., kolik zinku a kyseliny sírové k tomu
třeba? 13, 98, 111

9. Kolik vody nabudeme spálením 5 gr. vodíka? 15, 98
10. Kolik rumělky nabudeme z 10 gr. rtuti dle 20. pokusu a kolik
síry k tomu třeba? 19, 26, 90, 98
11. Při 22. pokusu shořelo 5 gr. dřevěného uhlí, jež chová 98 %
uhlíka. Kolik CO_2 a CO vznikne při tom jak dle váhy tak i
objemu a kolik kyslíka k tomu třeba? 21, 37, 90, 98
12. Řešte 7. úkol vzhledem ku síře a na základě 24. pokusu.
13. Kolik červeného fosforu nabudeme z 10 kgr. fosforu obecného,
když 2·5% fosforu shoří dle 25. pokusu? 28
14. Tvoří-li se uhlí dle vzorce na str. 36., kolik nabudeme uhlí
z 50 kgr. dříví? 36, 90
15. Kolik svitiplynu dle objemu i váhy nabudeme průměrně z 200
m. ct. Nýranského uhlí a kolik jednotlivých součástí obsaženo
v něm? 41, 44
16. Dle 41. pokusu váží sedlina CaCO_3 2·5 gr., kolik CO_2 vylou-
čeno dýcháním? 45, 90, 109
17. V Anglii se šetří při stavbách pravidla, že třeba odrostlému
člověku 10—13 krychl. m. vzduchu a 2 děti do 15 let počít-
tají se na odrostlého člověka. Odrostlý člověk vydýchá za
hodinu 20 litrů CO_2 . Kolik váží CO_2 , kolik obsahuje uhlíka
a kolik k tomu třeba kyslíka?
18. Vypočítejte dle uvedených poměrů, jak prostranná má být
školní síň pro 40 žáků, kolik vydají CO_2 dýcháním a jak
znečistější vzduch za 2 hodiny?
19. Jak prostranné má být divadlo průměrně pro 2000 diváků,
trvají-li představení 2 hodiny a není postaráno o zvláštní
ventilaci? 39
20. Kolik burelu a HCl třeba, aby se naplnilo 5 litrových válců
chlorem dle 45. pokusu? 49, 90, 97
21. Kolik chloridů nabudeme spálením 5 gr. Na, Sb a Sn ve
chloru? 48, 54, 90
22. Kolik FeS a HCl třeba, aby se dle 53. pokusu nasytilo
10 litrů vody sirovodíkem? 56, 90, 96
23. Kolik chloru třeba k rozkladu 10 litrů sirovodíka? 56, 98
24. Kolik kyslíka třeba dle 57. pokusu k částečnému a úplnému
spálení 10 krychl. m. čpavku? 57, 90
25. Kolik arseniku nalézá se v přístroji na vodík, když přibylo
rource zrcadlem váhy 0·1 gr.? 60, 90
26. Kolik kyslíka třeba ku přetvoření 18 gr. PbS v PbO dle 60.
pokusu? 61, 90, 98

- Stránka
27. Kolik železného kyzu třeba páli, aby se nabyla 1 m. ct. květu
sírového? 25, 69, 90
28. Kolik vodíka dle váhy i objemu třeba k redukci 10 gr. CuO
dle 68. pokusu? 69, 90, 98
29. Kolik olova nabudeme redukcí 10 gr. klejtu? 70, 90
30. Kolik se tvoří CO₂ dle váhy i objemu při redukci 20 gr.
suříka? 70, 90
31. Kolik litiny, jež chová 5% uhlíka a křemíka, nabudeme ze
100 m. ct. magnetovce se ztrátou 3% železa, ježto do strusky
přechází?
32. Podobně vypočítejte, kolik nabudeme litiny z ostatních rud
železných: ocelku, krevelu a hnědelu, jež chovají 3, 5 a 8%
nečistot? 72
33. Kolik kyslíka třeba k bessemerování 80 m. ct. litiny, aby se
množství uhlíka a křemíka z 5% na 1% umenšilo? 74, 90, 98
34. Kolik rtuti nabudeme ze 100 kgr. HgS s 5% nečistot a kolik
železa třeba k srážení dle 72. pokusu? 76, 90
35. Kolik hliníka nabudeme ze 200 kgr. kryolithu a kolik sodíka
k tomu třeba? 54, 77, 90
36. Kolik CO₂ a CO dle objemu i dle váhy tvoří se v peci spá-
lením 10 kgr. kamenného uhlí? 37, 78, 98
37. Kolik litrů vodíka nabudeme rozkladem vody, když se k tomu
užilo 2.2 gr. draslíka a o kolik méně sodíka k tomu třeba? 78, 90, 98
38. Kolik litrů vodíka a kyslíka nabudeme elektrolysovou 7.2 a 13.9
gr. vody dle 78. pokusu? 80, 90, 98
39. Kolik gr. iodu nabudeme elektrolysovou 50 gr. KI v roztoku? 81, 90
40. Kolik se utváří rzi z 1 gr. železa? 105
41. Kolik vody třeba k vyhašení 100 kgr. vápna? 106
42. Kolik vody a Fe₂O₃ dá 50 kgr. hnědelu pálením? 108
43. Kolik krystalované modré skalice nabudeme z 20 gr. CuO a
kolik H₂SO₄ a H₂O k tomu třeba dle 100. pokusu? 98, 109, 127
44. Kolik krystal. zelené skalice a H₂S nabudeme z 1 kgr. FeS
a kolik H₂SO₄ a vody k tomu třeba? 98, 109
45. Kolik nasycené kyseliny solné dostaneme z 1 m. ct. NaCl (1 l.
H₂O 400 l. HCl), kolik soli Glauberovy nabudeme vedle
toho a kolik H₂SO₄ k tomu třeba dle pokusu 103. a 125.? 90, 98, 110
46. Kolik zplodin nabudeme dle 104. pokusu rozpouštěním 500" gr.
zinku v H₂SO₄, když chová zinek 4% nečistot? 90, 98, 111
47. Kolik % vody ztrácí krystal. soda pálením? 118
48. Kolik vápna nabudeme pálením 10 m. ct. vápence, jenž chová

| | |
|---|---------|
| 6% přimíšenin a kolik CO_2 i dle váhy i dle objemu tvoří se při tom? | 130 |
| 49. Kolik nabudeme zplodin pálením 30 gr. zelené skalice dle 112. pokusu? | 131 |
| 50. Vypočítejte, kolik rozličných výrobků a mnoho-li každého nabudeme z 20 m. ct. kyzu železného? | 69, 131 |
| 51. Kolik modré skalice třeba ku zhotovení odlitku, jenž váží 125 gr.? | 135 |
| 52. Galvanickým pozlacením přibylo předmětu 10 gr. váhy, kolik AuCl_3 k tomu spotřebováno? | 136 |
| 53. Kolik rtuti se vyloučí 20 gr. mědi z $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, a kolik $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ se při tom dle 120. pokusu utvoří? | 136 |
| 54. Hledí-li se k úspoře, kterého hydrátu alkalického výhodno užívat a která množství hydrátů jsou rovnomocná? | 140 |
| 55. 1000 kgr. dříví dává 1·5 kgr. drasla (K_2O), kolik salajky chová popel? | 141 |
| 56. Kolik 20% louhu draselnatého obdržíme z 50 kgr. salajky? | 142 |
| 57. Kolik fluoritu a H_2SO_4 třeba, abychom nabyli 1 krychl. m. plynného HF a kolik SiO_2 rozloží připravený HF dle 126. pokusu? | 98, 143 |
| 58. Kolik zplodin dle váhy nabudeme rozkladem 20 gr. CaCO_3 s 2% nečistot a kolik H_2SO_4 k rozkladu třeba? | 144 |
| 59. Má se naplnit prostor 3 krychl. m. SO_2 ku břlení hedvábí, kolik Na_2SO_3 a H_2SO_4 k tomu třeba dle 128. pokusu? | 145 |
| 60. Kolik chilského salnytru a H_2SO_4 třeba ku výrobě 50 kgr. kyseliny dusičné, když se počítá, že chová salnytr 8% přimíšenin? | 145 |
| 61. Kolik fosforu a kyseliny fosforečné nabudeme z 1 kgr. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ a kolik H_2SO_4 a uhlíka k tomu třeba? | 147 |
| 62. Kolik % fosforu chovají kosti, obnáší-li $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 57%? | 147 |
| 63. Váží-li kostra člověka 5—7 kgr. a chová-li 57% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, kolik drží kostra fosforu? | 147 |
| 64. Kolik H_2S jest třeba, aby se 10 litrů 20% louhu draselnatého a žiravého čpavku přetvořilo v sulfhydrát dle 134. pokusu? | 149 |
| 65. Aby se srazilo 20 gr. PbS a Ag_2S , kolik k tomu třeba příslušných dusičnanů a sirovodíksa? | 150 |
| 66. Kolik sádrové vody třeba užít, aby se nabylo rozkladem 1 kgr. MgSO_4 (1 č. sádry ve 400 č. vody) dle pokusu 136? | 152 |
| 67. Kolik síranu, uhličitanu a chloridu draselnatého třeba vzít, aby se nabylo 20 m. ct. salnytru dle 137. pokusu? | 152 |

68. Kolik čpavku dle váhy i objemu musí se hnitím utvořiti, aby vzniklo nitrováním 50 kgr. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? 58, 152
69. Kolik barytové běloby nabudeme z 1 kgr. BaCl_2 a BaCO_3 a kolik H_2SO_4 k tomu třeba dle 139. pokusu? 153
70. Má se připraviti 1 m. ct. rakouské rumělky, kolik každé suroviny k tomu potřebí dle 140. pokusu? 153
71. Kolik $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ a AgNO_3 nabudeme ze 2 kgr. Cu a Ag? Kolik se při tom utvoří NO dle objemu a kolik kyseliny dusičné k tomu třeba dle 141. pokusu? 163
72. Kolik nabudeme každého kysličníka dusíku rozkladem 63 gr. HNO_3 ? 164
73. Abychom připravili 20 gr. AuCl_3 a PtCl_4 , kolik k tomu třeba královské lučavky a kolik každého kovu? 165
74. Kolik jednotlivých surovin třeba ku výrobě 20 m. ct. střelného prachu ručničného? 165
75. Jaký objem zajímají plyny, ježto se tvoří spálením 20 gr. střelného prachu? 165
76. Kolik třeba každé suroviny, aby se dle pokusu 145. připravilo 1200 kgr. H_2SO_4 v olověných komorách? 167
77. Vyjádřete číslly rovnici o působení H_2SO_4 v měď 168
78. Vypočítejte, kolik nabudeme každého z vedlejších výrobků při výrobě 2000 kgr. sody dle Leblanca? 170
79. Kolik chloru a hydrátu třeba ku výrobě 50 kgr. chlornatanu K, Na a Ca dle rovnice o tvoření chlornatanů? 172
80. Kolik burelu a salnytru třeba ku výrobě 120 gr. chameleonu? 176

3. Dodavek.

Výpočty objemu plynů o rozličné teplotě a tlaku založené na zákonech Gay-Lussaca a Mariotta.

1. Jak lze převésti objem plynu o menší teplotě na objem o teplotě vyšší a naopak?

Dle zákona Gay-Lussacova jest koëfficient rozprostranění u většiny plynů veličinou stálou, proto že se plyny za rovného tlaku vyšší teplotou stejnoučrně roztahuji.

Koëfficient obnáší za 100° C. 0.3665 a tedy za každý stupeň

$$\frac{0.3665}{100} = 0.003665 = \frac{1}{272} = \alpha$$

Objem plynu při 0° budiž = V_0 , zahřátím na t° rozprostraní se plyn na V_1 a pak je:

$$V_1 = V_0 + V_0 \cdot \alpha t_1 = V_0 (1 + \alpha t_1)$$

$$\text{z toho je } V_0 = V_1 \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_1} \quad (1.)$$

Zahřátím plynu V_0 na t_2^o zvětší se objem na V^i a pak je po-
dobně $V^i = V_0 (1 + \alpha t_2)$

$$\text{a z toho } V_0 = V^i \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_2} \quad (2.)$$

Kombinací rovnic 1. a 2. nabudeme rovnice pro převod objemu plynů na jakoukoliv teplotu za téhož tlaku

$$V^i = V_1 \cdot \frac{1 + \alpha t_2}{1 + \alpha t_1} \quad (3.)$$

2. Jak lze převésti objem plynu o daném tlaku na objem za jiného tlaku při téže teplotě?

Dle zákona Mariottova jsou objemy plynů v obráceném poměru tlaku.

Působí-li na objem plynu V^i tlak b_1 , a zůstavíme-li pak objem plynu V^i jinému tlaku b_2 , tedy zajímá plyn objem jiný V_2 , pak se má:

$$V^i : V_2 = b_2 : b_1, \text{ z toho je}$$

$$V_2 = V^i \cdot \frac{b_1}{b_2} \quad (4.)$$

Pomocí této rovnice lze redukovat objem plynu na jiný objem při téže teplotě.

3. Jak lze převésti každý objem (V_1) za teploty (t_1) a tlaku (b_1) na jiný objem (V_2), měřený při jiné teplotě (t_2) a jiném tlaku (b_2)?

Rovnici pro tento převod dostaneme substitucí rovnic 3. a 4.:

$$V_2 = V_1 \cdot \frac{(1 + \alpha t_2) b_1}{(1 + \alpha t_1) b_2} \quad (5.)$$

4. Jak se převede objem plynu (V), měřený za teploty (t) a tlaku (b) na objem (V_0), měřený za teploty a tlaku normalného (0^o a 760 mm.)?

Zde jest $b_2 = 760$, $t_2 = 0$, objem = V_0 ,
zasadíce hodnoty tyto do rovnice 5. dostaneme:

$$V_0 = V \cdot \frac{(1 + \alpha 0) b}{(1 + \alpha t) 760} = \frac{V \cdot b}{(1 + \alpha t) \cdot 760} \quad (6.)$$

Jedná-li se o to, převésti objem plynu měřený při 0^o a 760 mm.

na jiný objem V tedy jest $V = V_0 \cdot \frac{(1 + \alpha t) \cdot 760}{b}$

Příklady početné.

Ku §. 70.

1. Vypočítejte hustotu těchto sloučenin ze vzorce:

- a) Cl_2O , b) N_2O , c) NO , d) CO , e) CO_2 , f) H_2O , g) H_2S , h) HC ,
i) NH_3 , k) C_2H_4 , l) CH_4 .

Ku §. 71.

2. Kolik váží: a) 13·5 lit. CO_2 , b) 72·7 krychl. m. SO_2 , c) 28·2
krychl. cm. Cl, d) 35·5 lit. NO , e) 18·5 krychl. m. H_2S , f) 85·5
krychl. cm. HCl , g) 100 lit. O, h) 50 lit. N.

Ku §. 72.

3. Jaký objem zajímá: a) 58·5 gr. O, b) 90·3 gr. Cl, c) 100·5
kgr. N, d) 21·5 gr. H_2S , e) 170·2 kgr. HCl , f) 80 gr. NH_3 , g) 6·23
kgr. CO_2 , h) 4·5 mgr. CO, i) 20·5 kgr. C_2H_4 .

Ku §. 71. a rovnici 6.

4. Kolik váží: a) 10 lit. H při 10° a 750 mm., b) 68 lit. CO_2
při — 20° a 700 mm., c) 42 krychl m. CO_2 při 5° a 300 mm., d) 120
krychl. m. při — 15° a 650 mm., e) 100 lit. Cl při 92° a 1200 mm., f) 300
lit. O při 20° a 370 mm., g) 209 krychl. m. CO při 360° a 724 mm.,
h) 20 lit. NO při 20° a 600 mm., i) 200 krychl. m. CH_4 při 350° a
200 mm.

Ku §. 72. a rovnici 7.

5. Jaký objem zajímá: a) 18 gr. CO při 50° a 277 mm., b) 11
gr. Cl, při — 3° a 620 mm., c) 42 mgr. H při 8° a 410 mm., d) 200 gr.
 HCl při 24° a 904 mm., e) 5 kgr. vzduchu při 32° a 340 mm., f) 250
litrů při 0° a 760 mm. a 20° a 820 mm.

Ku rovnici 5.

6. Redukujte: a) 26 lit. O měřeného a za 0° a 210 mm. na
objem za 17° a 760 mm., b) 38 lit. H měřeného při 9° a 600 mm. na
 $17\cdot5^\circ$ a 760 mm., c) 213 krychl m. Cl měřeného při — 9° a 33 mm.
na objem za 80° a 300 mm., d) 500. lit. CO_2 měřené za norm. tlaku
a teploty na objem za $17\cdot5^\circ$ a 752 mm., e) 73 lit. HCl měřeného při
 48° a 913 mm. na objem za 100° a 800 mm.

Ku rovnici 6.

7. Redukujte na normalní tlak a teplotu: a) 509 krychl. m.
vzduchu měřeného za 175° a 718 mm., b) 28 lit. vzduchu měřeného
za 17° a 412 mm., c) v graduované rource naplněno 32·75 krychl. cm.
vodíka za 19° a 752 mm. rtuti, jaký objem zajímá vodík za norm.
teploty a tlaku? d) jaký objem zajímá vodík za těchže podmínek, když
nachytán alespoň nad vodou, jež ukazuje 206 mm.?

Omyly tiskové.

Stránka 5. rádek 14. shora místo olovo čti antimon.

- " 15. " 1. " " teplo čti teplo.
- " 20. " 12. " " zjednoduší čti zjednoduši.
- " 23. " 5. a 6. zdola m. B_2 čti B_2 .
- " 46. " 12. shora místo 60-80 □cm. čti 60-80 □m.
- " 53. " 19. " " vodík čti kyslík.
- " 55. " 10. " " halovec čti halogenů.
- " 61. " 11. " " sirčitý čti sířičitý.
- " 64. u síry a arsenu polož čárku za slovo ryzí.
- 66. rádek 14. zdola místo baryštví čti barvářství.
- " 77. " 6. shora místo toto čti toho.
- " 98. " 16. " " 31·5 čti 31·8.
- " 101. " 11. zdola mezi 2HCl a ZnCl_2 polož m. + znaménko =
- " 117. " 2. " místo K_2ONO_5 čti $\text{K}_2\text{ON}_2\text{O}_5$.
- " 120. v rovnici shora m. $\text{H}_4 = \text{C}16$ čti $\text{H}_4\text{C} = 16$.
- " 127. vřad obecný kameneč mezi bezbarvé sfrany.