

1 118

PUBLIKACE MINISTERSTVA ZEMĚDĚLSTVÍ.
Ročník 1921. REDIGUJE Dr. Ing. ED. REICH. Číslo 6.

STRUČNÝ NÁSTIN ANORGANICKÉ CHEMIE

NAPSAL

DR. JAROSLAV FORMÁNEK,
Ř. PROFESSOR NA ČESKÉM VYSOKÉM UČENÍ TECHNICKÉM V PRAZE.

DRUHÉ ÚPLNĚ PŘEPRACOVANÉ VYDÁNÍ.

S 29 OBRAZCI.

KNIHOVNA
VYSOKÉ ŠKOLY OBCHODNÍ
V PRAZE.

V PRAZE 1921.

Nákladem ministerstva zemědělství republiky Československé.
Československé podniky tiskařské a vydavatelské dříve Ant. Purkrábek v Praze.



Předmluva k prvnímu vydání.

Kniha tato vyplynula z mých výkladů chemie zemědělským inženýrům. Hleděl jsem v ní probrati pokud možno stručně nejdůležitější látku až do dnešní doby, přihlížeje také k technické stránce předmětu; rovněž část teoretickou probral jsem spíše povšechně, ale tak, aby čtenář nabyt i také v teoretické nauce náležitěho názoru o zákonech, jimiž se látky minerální řídí.

Značné náklady tisku dnešní dobou znesnadňují vydání obšírného spisu. Kdo by se však chtěl v chemii důkladněji poučiti, tomu doporučuji obšírnou anorganickou chemii profesora E m i l a V o t o č k a.

Při zpracování látky přidržel jsem se zvláště z praktických důvodů celkem staršího rozdělení v nekovy a kovy, nehledě přesně k rozdělení elementů dle přirozené soustavy.

V anorganické chemii bývají uváděny základy spektrální analýsy, elektrolysy a fotografické chemie; v tomto směru poukazují na své spisy: *Rukověť analytické chemie látek minerálních díl I., kvalitativný rozbor spektrální, kvantitativný rozbor elektrolytický a Rukověť praktické fotografie.*

Při spisování tohoto díla podporoval mne velmi horlivě a obětavě můj spolupracovník pan docent Dr. Josef K n o p; také nákresy obrázků jsou jeho prací, začez mu tímto vzdávám nejsrdečnější díky.

Při největší bedlivosti zůstaly v sazbě omyly a nynějšími poměry zaviněné tiskové chyby, jejichž opravy nalezne čtenář na konci spisu; drobné chyby v tisku opraví si čtenář laskavě sám.

V P r a z e, v červnu 1919.

S p i s o v a t e l.

Předmluva k druhému vydání.

Druhé vydání této učebnice jsem značněji rozšířil a úplně přepracoval, aby vyhověla všem, kdo hledají základní poučení v anorganické chemii.

Při rozvrhu této učebnice přidržel jsem se jistou měrou přirozené soustavy prvků; z praktických důvodů ponechal jsem však rozdělení prvků v nekovy a kovy a tyto rozdělil jsem opět v kovy lehké a těžké, ale tak, že o prvcích, tvořících v přirozené soustavě skupiny podobných vlastností, bylo pojednáno souborně.

Část teoretickou probral jsem, pokud jí bylo třeba, k náležitému porozumění chemických úkazů; hledě k omezenému rozsahu knihy, mohl jsem jen stručně vysvětliti nynější názory o složení a podstatě hmoty. K důkladnějšímu poučení nutno studovati odbornou literaturu.

V učebnicích anorganické chemie probírají se obvykle základy spektrálního rozboru, ale tak, že z toho čtenář nenabude jasného názoru o tomto tak důležitém odboru fyzikální chemie; takový neúplný výklad nemá valné ceny. Poněvadž v této učebnici nelze obšírněji spektrální rozbor vykládati, poukazuji na svou »Rukověť analytické chemie látek minerálních« a obšírnější spis »Kvalitativný rozbor spektrální látek minerálních i organických«.

Pan professor *Fr. Wald* napsal k mé žádosti do této učebnice stručný článek o své lučební teorii, začež mu vzdávám tímto vřelé díky.

V P r a z e, v dubnu 1921.

S p i s o v a t e l.

Obsah.

	Str.
Dějinný vývoj chemie	1
Pojem a rozdělení chemie	4
Podstata hmotné změny látek	4
Základní zákony chemických proměn	5
Atomisticko-molekulární teorie	8
O skupenství a změně skupenství těles	11
Tepelná energie, měření teploty, pohyb molekulární	14
Stanovení molekulární váhy	16
Metody stanovení atomových čísel	18
Zákonitosti při chemické reakci plyných prvků	19
Typy sloučenin, příbuzenství a mocenství prvků, nauka o koordinaci	21
Nové názvosloví chemických sloučenin	23
Rozdělení prvků	24

NEKOVY.

I. Základní plyny	26
Kyslík	26
Katalysa	28
Hoření	28
Ozon	30
Vodík	31
Voda	37
Zákon zachování hmoty. Reakce jednosměrné, zvrátané a sdružené	42
Peroxyd vodíku	44
Dusík	46
Sloučeniny dusíku s kyslíkem a vodíkem	47
Kysličník dusný	48
Kyselina dusná	48
Kysličník dusnatý	49
Kysličník dusitý	50
Kyselina dusitá	50
Kysličník dusičitý	51
Kysličník dusičný	52
Kyselina dusičná	52
Peroxyd dusíku	56
Kyselina dusíkovodíková, azoimid	56
Hydrazin či diamid	57
Ammoniak	57
Hydroxylamin	60
Kyseliny, zásady, soli	61
Elektrolytická dissociace, elektrolysa	64
Hydrolysa	67
Neutralisace kyselin a zásad	69
Síla kyselin a zásad	70
II. Skupina vzácných plynů.	
Helium, argon, neon, krypton, xenon	72
Vzduch	73
Metody eudiometrické	75

III. Skupina síry.

Síra	76
Sloučeniny síry s kyslíkem a vodíkem	78
Kysličník siřičitý, kyselina siřičitá	79
Kyselina hydrosiřičitá a sulfoxylová	80
Kysličník sírový	80
Kyselina sírová	81
Kyselina persírová	86
Sulfomonoperkyselina	87
Kyselina sirnatá	87
Sesquioxyd síry	88
Kyseliny polythionové	89
Sírovodík	89
Síra a halové prvky	91
Síra a dusík	91
Selen	92
Tellur	93

IV. Skupina prvků halových.

Chlor	93
Chlorovodík	95
Kysličníky a oxykyseliny chloru	97
Kysličník chlorný	97
Kyselina chlorná	97
Kysličník chloričitý	98
Kyselina chloritá	98
Kyselina chlorečná	99
Kysličník chloristý	100
Kyselina chloristá	100
Chlorodusík	101
Azid chloru	101
Brom	101
Bromovodík	102
Kyslíkaté kyseliny bromu	103
Jod	103
Jodovodík	104
Kyslíkaté kyseliny jodu	105
Jododusík	106
Azid jodu	106
Fluor	106
Fluorovodík	107

V. Skupina fosforu.

Fosfor	108
Kysličníky a oxykyseliny fosforu	110
Kyselina fosforná	110
Kyselina fosforitá	110
Kyselina fosforičitá	111
Kysličník fosforečný	111
Kyselina orthofosforečná	111
Kyselina pyrofosforečná	112
Kyselina metafosforečná	112
Sloučeniny fosforu s vodíkem	113
Sloučeniny fosforu s halogeny, sírou a dusíkem	113
Arsen	114
Kysličníky a kyseliny arsenu	114
Kysličník arsenitý	115
Kysličník arseničný	115
Kyselina orthoarseničná	115

	Str.
Arsenovodík	116
Sloučeniny síry s arsenem	118
Sírník arsenatý	118
Sírník arsenitý	118
Sírník arseničný	119
Arsen a halogeny	119
Antimon	120
Sloučeniny antimonu s kyslíkem	120
Kyslíčník antimonitý	121
Kyslíčník antimoničitý	121
Kyslíčník antimoničný	121
Antimonovodík	122
Sloučeniny antimonu se sírou	122
Sírník antimonitý	122
Sírník antimoničitý	123
Sírník antimoničný	123
Sloučeniny antimonu s halogeny	123

VI. Skupina uhlíku.

Bor	124
Kyslíčník boritý	125
Kyselina boritá	125
Borodusík	126
Bor a halogeny	126
Bor a síra	126
Karbidy boru	127
Uhlík	127
Sloučeniny uhlíku s kyslíkem	129
Kyslíčník uhelnatý	129
Kyslíčník uhličitý	131
Chladicí stroje	133
Sírouhlik	134
Oxysulfid uhlíku	134
Chlorid uhličitý	135
Karbonylchlorid	135
Uhlík a dusík	135
Kyanovodík	136
Kyselina kyanatá	136
Kyselina sulfokyanatá	137
Plynná paliva a svítiva	137
Křemík	139
Kyslíčník křemičitý a kyseliny křemičité	140
Křemíkovodík	142
Karbid křemíku	142
Křemík a dusík	143
Křemík a síra	143
Křemík a halogeny	143
Kyselina fluorokřemičitá	144
Germanium	144
Dialýsa, krystaloidy, koloidy	145
Polymorfie, isomorfie	147
Dissociace, polymerisace	148
Rychlost reakce. Zákon Guldberg-Waageův o účinnosti hmoty	149
Chemická rovnováha	150
Gibsovo pravidlo fází. Soustava, fáze a složky	152
Oxydace a redukce	153
Oxydace	154
Redukce	156

KOVY.

Str.

I. *Skupina alkalických kovů.*

Sodík	161
Draslík	167
Rubidium, caesium	171
Lithium	171
Ammonium	172

Těžké kovy skupiny alkalických kovů.

Měď	174
Sloučeniny mědné	176
Sloučeniny měďnaté	177
Stříbro	179
Zlato	182
Sloučeniny zlatné	183
Sloučeniny zlatité	183

II. *Skupina kovů žiravých zemin.*

Hořčík	184
Vápník	187
Skla	192
Cementy	193
Fosforečná hnojiva	194
Stroncium	196
Baryum	197
Radium	199
Radioaktivné látky. Zářící emanace	200
Beryllium	202

Těžké kovy skupiny žiravých zemin.

Zinek	203
Kadmium	205
Rtuť	206
Sloučeniny rtuťné	207
Sloučeniny rtuťnaté	207

III. *Kovy zemin.*

Hliník	209
Elektrolyty amfoterní	215
Prvky vzácné a vzácných zemin	216
Cer	216
Thor	217
Gallium	217
Indium	218
Thallium	218

IV. *Kovy skupiny uhlíku.*

Cín	219
Sloučeniny cínaté	220
Sloučeniny ciničité	220
Olovo	222
Sloučeniny olovnaté	223
Sloučeniny olovičité	225
Titan	226
Zirkon	227

V. *Těžké kovy skupiny fosforu.*

Vanad	228
Niob	229
Tantal	229
Vismut	230

VI. *Kovy skupiny síry.*

Chrom	231
Sloučeniny chromnaté	232
Sloučeniny chromité	232
Sloučeniny chromové	233
Molybden	235
Wolfram	237
Uran	238

VII. *Skupina.*

Mangan	239
Sloučeniny manganaté	239
Sloučeniny manganité	240
Sloučeniny manganičité	240
Sloučeniny manganové a manganisté	241

VIII. *Skupina.*

Železo	242
Sloučeniny železnaté	249
Sloučeniny železité, železičité a železové	250
Komplexní sloučeniny železa	252
Soli podvojně a komplexní	253
Nikl	256
Kobalt	257
Kobaltaminové sloučeniny	260

Kovy platinové.

Platina	260
Iridium	263
Rhodium	263
Ruthenium	263
Osmium	264
Palladium	265

O přirozené soustavě prvků

267

Waldova teorie lučebního rozkladu látek

272

Nynější názory o složení a podstatě hmoty

277

Rutherfordova domněnka a Bohrov model

277

Řadová čísla a řadová soustava prvků

280

Vztah mezi řadovými čísly a zářením radiovým

282

Spektra jako pomůcka seznání stavby atomů a stavby krystalů

284

Stálost prvků

286

Tabulka atomových vah

288

Ukazatel věcný

289

Ukazatel jmen

301

Opravy tisku a dodatky

303



DĚJINNÝ VÝVOJ CHEMIE.

V dějinách chemie rozeznáváme tato období:

1. *chemii starověkou*;
2. *období alchemie*;
3. *období chemie lékařské* či *iatrochemie*;
4. *období chemie flogistonové*;
5. *moderní chemii*, počínaje dobou *Lavoisierovou*.

Již v chemii starověké byla dělena teoretická nauka od praktického využitkování chemie. Kdežto chemická teorie splývala ve svých počátcích s naukami filosofů, zvláště řeckých, praktická chemie uplatňovala se při zdokonalování činnosti průmyslové.

V teorii chemické ovládn byl starověk naukou o elementech jakožto základních látkách, z nichž všechny věci se skládají; přeměna různých látek v jiné způsobena jest změnou poměru elementů v látkách těch. Řecký filosof *Empedokles* (440 př. Kr.) rozeznává 4 elementy: vzduch, vodu, zemi, oheň. Učení jeho rozvinul *Aristoteles Stagirský* (384—322 př. Kr.) a jeho žáci. Nauka *Aristotelova* byla pak po staletí základem bádání přírodopysných.

Z dalších filosofů řeckých, obírajících se hojněji přírodopyskem, dlužno uvést *Anaxagora*, *Demokrita*, *Platona*, *Dioskorida* a žáka *Platonova Theofrasta*, jenž ve svém spisu o kamenech zmiňuje se po prvé o kamenném uhlí.

Z pozdějších přírodopysců je nejznámější římský *Plinius* svými knihami přírodopisu (*libri naturalis historiae*), v nichž obsažen jest soubor tehdejších vědomostí o přírodě.

Pokud se týče praktického využitkování chemie, stáli ze starověkých národů zvláště Egyptané a Foiničané na dosti vysokém stupni, znali výrobu skla, jeho barvení i keramiku vůbec, výrobu kovů a barvení látek.

V starověku bylo známo sedm kovů: zlato, přivážené Foiničany z *Ophiru* (patrně Indie či Arabie), stříbro, dobývané ve Španělsku, měď z ostrova Cypru (*cuprum*), železo, jehož zpracováním v ocel (tvrzením) zabývali se již v nejstarších dobách Egyptané,

cín, přivážený z ostrovů britských, olovo, o němž zmiňují se knihy starého zákona. Též rtuť byla v starověku známa: Plinius se o ní zmiňuje, jakož i o almagamech rtuťi.

Z ostatních chemických látek znali staří: z kyselin pouze kyselinu octovou v octu; z alkalických látek sodu a potaš; ze solí sůl kuchyňskou, skalici modrou, kamenec. Jako barevných pigmentů užíváno běloby olověné, minia, cinobru, realgaru, auripigmentu, sirniku olovnatého, z ústrojných látek zvláště indiga a purpuru.

Známa byla též příprava mýdla a lisování olejů (olivový, mandlový, ricinový).

Období alchemické vyznačuje se snahou, zušlechťováním kovů dojítí od kovů obyčejných k nejvzácnějšímu: zlatu. Této přeměny či transmutace bylo lze dle alchmistů dosáhnouti nalezením kamene mudrců (lapis philosophorum), jenž přimíšen k roztopenému kovu zušlechťí jej v zlato.

Vznik alchemie¹⁾ pochodí z Egypta, kde zvláště škola alexandrijská (4.—6. stol. po Kr.) vynikala nad jiné; po vpádu Arabů v 7. stol. do Egypta, pokračovali tito v naukách alchemických (*Al Geber* v 9. stol.), jež ze Španělska z maurských škol rozšířily se znenáhla po veškeré Evropě.

Nejznámější středověcí alchemisté jsou: *Albertus Magnus*, *Roger Baco*, *Amaldus Villanovanus*, *Raymundus Lullus*, *Basilius Valentinus*.

Třeba alchemie nevedla úplně k praktickým výsledkům, nezůstala přece bez vlivu na vývoj vědomostí chemických; nalezeny nové prvky (arsen, antimon, vizmut, zinek), kyseliny (solná, dusičná, sírová), celá řada různých solí, líh, eter; dále vypracovány laboratorní pochody jako filtrace, sublimace, destilace; tím chemii tehdejší doby dán více experimentální ráz vůči filosofickým spekulacím starší doby.

Objevením Ameriky a renaissancí vyvolaný přechod středověku do novověku vtiskl svůj ráz i snažení chemickému; toto nabývá rázu více vědeckého a staví se do služby lékařství jako věda pomocná. Dle názorů tehdejších fyziologických pochod životní byl pokládán za pochod chemický, i bylo úkolem chemie pomahati lékařství v boji proti nemocem, vznikajícím porušením tohoto chemického pochodu.

Nejslavnější lékaři chemikové tohoto období jsou: *Paracelsus* (1493—1541), *van Helmont* (1577—1644), *de la Boë Sylvius* (1614—1672).

Vedle těchto vynikají snažením průmyslovým *Jirí Agricola* (16. stol.) v hutnictví, *Bernard Palissy* (16. stol.) v keramice, *Jan R. Glauber* (17. stol.) v různých hospodářských oborech.

Počátkem století 18. počala se chemie vybavovati z područí vědy lékařské a nabývala čím dále tím více povahy samostatné vědy;

¹⁾ Název alchemie t. j. egyptské umění, vznikl od slova *chemi*, což značí černý (tak totiž jmenovali Koptové Egypt), *al* předponu.

ta okolnost přispěla znamenitou měrou k jejímu rozmachu, neboť pokud byla chemie pouze podporou věd jiných, byl vývoj její jednostranně určován těmito vědami.

V tomto novém období chemie, od počátku 18. stol. do r. 1775, kdy francouzský chemik *Lavoisier* provedl klassické práce o kyslíku, byla vůdčí myšlenkou chemického bádání snaha, vysvětliti podstatu hoření; obecně tehdy uznaným názorem byla chemikem *Stahlem* vyslovena domněnka, že hoření látek způsobeno jest všem těmto látkám společnou součástí, t. zv. *flogistonem*; čím hořlavější nějaká hmota, tím bohatší jest flogistonem. I není hoření nic jiného, než vylučování se flogistonu z látek hořících. Že teorie flogistonová, která vyslovuje pravý opak názorů dnes platných, téměř plné století ovládala směr bádání chemických, bylo umožněno tím, že až do té doby vyšetřování chemická byla prováděna pouze po stránce kvalitativně; zavedením kvantitativního postupu do chemického bádání Lavoisierem padla i teorie flogistonová.

Ačkoliv období flogistonové teorie trvalo sotva jedno století, bylo bohato vynikajícími chemiky, mezi nimi přední místo zaujímají mužové jako *Boyle*, známý pracemi v oboru plynů, *Cavendish*, objevitel vodíku, *Priestley*, objevitel kyslíku, *Stahl*, vlastní zakladatel teorie flogistonové, *Scheele*, lékárník v Köpingu ve Švédsku, objevitel chloru, manganu, barytu a řady nejrůznějších sloučenin anorganických, *Marggraf* atd.

Do konce období flogistonového spadají počátky velkého chemického průmyslu; tím počíná se oddělovati od čisté chemie chemie použitá či technická. Výroba kyseliny dusičné a sírové, sody na veliko, pokroky v metalurgii, v keramice. (objevení výroby porcelánu), v barvířství, příprava organických preparátů atd., činí nutným odlišování různých odvětví chemického průmyslu, což mělo velmi příznivé účinky na zdokonalení a rychlý vývoj technické praxe; spolu uvedlo v život nové obory (počátek praktické analytické chemie či analysy).

Znamenitým francouzským chemikem *Lavoisierem* (nar. r. 1743, guillotinován 1794) počíná se období kvantitativního sledování pochodů chemických, čímž teprve unožněn neobyčejný rozmach chemie XIX. a XX. století. Svými teoriemi o hoření, doloženými přesnými vázkovými pokusy o pochodech při hoření probíhajících, kde správně vystiženo bylo hoření jako slučování se látek s kyslíkem, zvrátil nadobro *Lavoisier* teorii flogistonovou i možno říci, že dnešní naše názory chemické kotví v základech vybudovaných *Lavoisierem*.

Století XIX. jest obdobím neobyčejného rozvoje vědy chemické. R. 1828 syntesou močoviny počíná se období úsilovného přestění organické chemie, vedoucí k vytvoření nových průmyslů. Vyrůstající vědecký materiál činil nutným specialisaci a vznikly nové chemické obory, jako na př. chemie fysikální.

Z nejvýznačnějších chemiků XIX. století budtež jmenování: český: *Šafařík*; švédský: *Berzelius*; francouzští: *Berthelot*, *Proust*;

Gay Lussac, Dumas, Laurent; angličtí: *Davy, Rose* atd.; ruský: *Mendělejev*; němečtí: *Liebig, Kekule, Wöhler, V. Meyer, Bunsen* atd.

V době XX. století nálezem *Roentgenových paprsků*, *radia*, studiem látek, t. zv. radioaktivních a naukou o elektronech a zářící emanaci, ocitáme se na prahu zcela nových názorů chemických.

Jsou to zvláště práce slavných fysiků a chemiků *Thomsona, Nicholsona, Fajanse, Rutherforda, Soddyho, Havkinse* a mnoha jiných badatelů, které zvracují naše dosavadní názory a učení o hmotě, molekulách, atomech a původu prvků.

Taktéž prokázána byla dříve tušená možnost transmutace elementů, neboť *Ramsay* a *Soddy* zjistili r. 1903, že radioaktivní α -paprsky mění se v helium a dále bylo zjištěno, že radioaktivní elementy, zvláště *uran*, mění se v olovo.

Nejdůležitější jest nález *Rutherfordův*, totiž rozpoltění atomu dusíku; tímto nálezem a nejnovějším probádáním spekter několika prvků byla potvrzena *theorie Bohr-Rutherfordova*, o čemž promluvíme ve statí »Nynější názory o podstatě hmoty«.

Nynější století rozřeší zajisté mnohé sporné otázky a osvětlí dosud utajené základy novými vynálezy.

POJEM A ROZDĚLENÍ CHEMIE.

Chemie je součástí přírodních věd; popisuje látky, nacházející se v přírodě, změny, kterým látky podléhají a pátrá po zákonech, jimiž se tyto změny řídí.

Rozeznáváme *chemii všeobecnou* či *teoretickou* a *chemii použitou* či *technickou*.

Chemie teoretická pátrá po zákonech, jimiž se chemické změny řídí a dělíme ji v *chemii analytickou*, *fysikální*, *fysiologickou* atd.

Chemie technická využívá poznatky chemie teoretické pro všeobecnou potřebu a rozdělujeme ji dle odvětví průmyslového v *chemii lučebnin*, v *chemii hutnickou*, *chemii barvířskou*, v *elektrochemii*, v *chemii potravin*, *chemii lékařskou*, *chemii zemědělských výrobků* atd.

Rozdělení v *anorganickou* či *minerálnou* a *ústrojnou* či *organickou chemii* vzniklo dějinným vývojem chemie.

Chemie anorganická zabývá se zvláště látkami minerálními, *chemie organická* obírá se látkami, vzniklými životním processem v rostlinách a zvířatech, nebo dále uměle zpracovanými.

PODSTATA HMOTNÉ ZMĚNY LÁTEK.

Změny, jež na látkách pozorujeme, mohou býti buď povahy *fysikální* nebo *chemické*. Fysikální zjevy jsou na př. rozpouštění soli ve vodě, mrznutí vody, tání ledu. změna vody v páry, roztahování kovové tyče teplem, vznik elektřiny třením síry atd. Hmota se při těchto zjevech nemění, rýbrž pouze její stav, tedy na př. železo zmagetované zůstává železem.

Zjevy chemické jsou však jiného rázu. Vhodíme-li kovový sodík na vodu, vyvíjí se plyn, t. zv. vodík, který má zcela jiné vlastnosti než vzduch, na př. zapálením hoří; sodík znenáhla mizí ve vodě, která pak chutná louhovitě a způsobuje změnu barvy některých barevných látek, na př. barví červený roztok lakmusu modře.

Železo na vlhkém vzduchu ztrácí lesk a pokrývá se hnědým povlakem, t. zv. rzi; pálené vápno na vlhkém vzduchu se rozpadá. Vážením shledáme, že látkám těm na váze přibylo.

Smísíme-li železné piliny se sirou, lze z této směsi magnetem opět vytáhnouti železo, síru lze vyloučiti sírouhlikiem.

Zahřejeme-li železo a síru, smísené v určitém poměru, rozžhaví se, železo se sloučí se sirou a vznikne nová látka, sírník železnatý, který má zcela jiné vlastnosti nežli síra nebo železo a v tomto sírníku již obyčejným způsobem ani síry ani železa nepoznáme; hmota se podstatně změnila ve svých vlastnostech.

Hoření dřeva a uhlí, změny v zemské kůře, životní proces lidí, zvířat a rostlin, to vše jsou zjevy chemické.

Chemie zabývá se tudíž zjevy, které vznikají ze vzájemného působení dvou i více látek na sebe; při tom vlastnosti látek na sebe působících mizí a vzniknou nové látky jiné povahy. Takové změny nazýváme změnami chemickými či reakcemi chemickými.

Přesného měřítka rozlišování pochodů fyzikálních a chemických není. Rozpouštění látek považujeme za zjev fyzikální, ač na př. bílý bezvodý síran měďnatý rozpouští se ve vodě v roztok modrý a odpařením roztoku neobdržíme již bílý bezvodý, nýbrž modrý síran měďnatý, obsahující krystallovou vodu.

Rozdělení zjevů na fyzikální a chemické má tudíž pouze význam praktický.

ZÁKLADNÍ ZÁKONY CHEMICKÝCH PROMĚN.

Při fyzikálních zjevech zůstává váha pozorované látky vždy táž. Jinak jest tomu při chemických reakcích.

Zahřejeme-li hořčík, bílý, lehký kov, v plameni do žáru, shoří s kyslíkem vzduchu a změní se v kyprou bílou hmotu, kterou nazýváme pálenou magnesií.

Zahřejeme-li kysličník rtuťnatý, červený, těžký prášek, silně ve zkoumavce, mizí znenáhla a na chladnějších místech usazují se kapky rtuti. Ze zkoumavky uchází plyn, kyslík, který poznáme dle toho, že žhavá tříska ponořena do zkoumavky se vzejme a hoří.

V prvním případě přibral hořčík ze vzduchu kyslík a nově vzniklé látce na váze přibylo, v druhém případě látka pozbyla kyslíku a původní látka váží více.

Rozeznáváme tudíž při nejjednodušších reakcích dva druhy zjevů:

1. ze dvou látek tvoří se jedna nová látka, to jest pochod skladný (synthetický proces);

2. z jedné látky tvoří se dvě nové látky, to jest *pochod rozkladný* (analytický proces).

Vznik magnésie z hořčíku a kyslíku jest tudíž proces skladný či synthetický, vznik rtuti a kyslíku z kysličníku rtuťnatého jest proces rozkladný či analytický.

Kdežto synthetickým pochodem dospějeme k látkám složitějším, analytickým pochodem získáme látky jednodušší.

Síran měďnatý lze rozložit v kysličník měďnatý a kysličník sírový, kysličník měďnatý v měď a kyslík, kysličník sírový v síru a kyslík.

Dále však tento rozklad nejde, obdržíme látky, které se již rozložit nedají, t. j., které jsme dosud rozložit nedovedli a které se jedna v druhou přeměnit nedají. Tyto látky, jichž počet jest omezený, nazýváme *látkami základními, prvky či elementy*. — Celkem známe 84 takových prvků; pravděpodobně jest jich více, neboť jednak bude lze některé prvky rozložit, jednak nebylo lze dosud veškeré látky na zemi dokonale prozkoumati.

Ostatní chemické látky, které se ze základních látek vytvořily synthesou, nazýváme *sloučeninami*.

Mají-li látky, tedy prvky i sloučeniny, připravené různými způsoby, tytéž vlastnosti a dávají-li měřením tytéž hodnoty, nazýváme je *chemickými jedinci či individuy*. Tedy na př. ryzí stříbro, čistý chlorid sodný jsou chemická individua.

Prvky liší se podstatně od chemických sloučenin tím, že je nelze dosud známými analytickými methodami dále rozložit.

Různí badatelé navrhuji však různé definice prvků, tak na př. *Fajans* navrhuje: »*prvkem jest látka, jež nebyla v jednodušší součástky rozložena nižším fyzickým nebo chemickým prostředkem a v níž nebyla poznána směs jiných látek.*«

Spor o správnou definici prvků není dosud rozhodnut; teprve další studium hmoty přinese nám zajisté konečné rozřešení.

Slučování se prvků jakož i rozklad látek neděje se libovolně, nýbrž v určitých váhových poměrech; poměr vah jednotlivých součástí v chemické sloučenině jest tudíž nezměnitelný.

V jakém poměru se látky slučují, učí nás *stechiometrie*,¹⁾ která vybudována byla na základě četných zkušeností a pokusů.

Prvá základní věta stechiometrie zní:

Slučují-li se tělesa v nová složitější tělesa, děje se to vždy v určitých poměrech jednotlivých součástí dle váhy.

Zákon ten sluje *zákonem stálých poměrů* a platí pro pochody synthetické i analytické. Lze říci:

Vznikne-li z nějaké látky chemickou reakcí nová látka, jest váha původní látky k váze vzniklé látky ve stálém nezměnitelném poměru.

¹⁾ *Stechiometrii* (z řeckých slov »základy« a »měřiti«) rozumíme onu část chemie, která sleduje poměry, v jakých se prvky slučují dle váhy. Zákony, jimiž se slučování prvků řídí, nazýváme *stechiometrickými zákony*.

Tím se liší chemické sloučeniny od směsí, v nichž jednotlivé součástky jsou obsaženy v libovolném poměru.

Prvky chlor a vodík sloučí se za určitých okolností v látku, kterou nazýváme chlorovodíkem. Určíme-li poměr vah, ve kterém se oba prvky v této sloučenině nalézají, shledáme, že ve 100 dílech chlorovodíku nalézá se 2,76 dílů vodíku a 97,24 dílů chloru dle váhy, t. j. že na 1 díl vodíku připadá 35,46 dílů chloru dle váhy.

Necháme-li tudíž působiti na 1 díl vodíku 35,46 dílů chloru, nastává úplné sloučení a vznikne 36,46 dílů chlorovodíku. Číslo 35,46 nazýváme slučovacím číslem chloru.

Působí-li oba prvky na sebe v jiném poměru než v poměru svých slučovacích vah, zbývá část jednoho nebo druhého nesloučena. Působí-li na př. 2 díly vodíku na 35,46 dílů chloru, zbývá jeden díl vodíku nesloučen.

Podobně jest tomu u ostatních prvků; na př. v rumělce, sloučenině rtuti a síry, nacházíme vždy poměr 6,25 dílů rtuti na 1 díl síry dle váhy.

Vodík a jod slučují se v poměru na 1 díl vodíku 126,9 dílů jodu v jodovodík; necháme-li na jodovodík působiti chlor, shledáme, že chlor vypudil jod a na místo 126,9 částí jodu vstoupí 35,46 částí chloru, které se s jednou částí vodíku sloučilo v chlorovodík.

Čísla 126,9 a 35,46 vyjadřují poměr vah, ^{v kterém} ve kterém se jod a chlor spojují s vodíkem; může tudíž 35,46 částí chloru vypuditi z jodovodíku 126,9 částí jodu.

35,46 částí chloru a 126,9 částí jodu jsou však také váhová čísla, dle nichž se za jistých okolností jod může sloučiti s chlorem.

Totéž platí o všech ostatních sloučeninách vůbec a v důsledku toho lze vyvoditi další pravidlo:

Váhové poměry, dle nichž se základní látky ve sloučeninách vzájemně zastupují, jsou tytéž jako váhové poměry, dle nichž se základní látky slučují.

Známe-li tudíž poměr vah, ve kterém se jeden prvek spojuje s jiným, známe tím také váhové poměry, ve kterých se s ním ostatní prvky mohou spojití nebo zastupovati.

Každý váhový poměr byl získán pokusy a lze jej psáti v tvaru rovnice, na př. 1 g vodíku + 8 g kyslíku = 9 g vodní páry.

Nejjednodušší výraz pro tyto váhové poměry obdržíme, vezmeme-li váhové množství jednoho prvku za jedničku a srovnáme-li s ním nejmenší váhové poměry ostatních prvků, které s tímto jedním váhovým dílem za základ vzaté jednotky se spojí.

Čísla, která takto obdržíme, nazýváme slučovacími čísly či ekvivalenty, a to proto, že tato čísla udávají váhový poměr, ve kterém se prvky vzájemně slučují nebo se zastupují.

Z analyzy vody víme, že množství kyslíku ve vodě obsažené jest 7,94krát větší než v ní obsažené množství vodíku. Bude tudíž číslo 7,94 slučovacím číslem kyslíku.

Dva prvky mohou se spojití za nestejných okolností ve více než v jednom váhovém poměru v různé sloučeniny. Přihlédneme-li však k těmto různým váhovým poměrům blíže, shledáme, že jsou to násobky nejmenších váhových poměrů. Tento zákon, který byl vysloven nejprve *Daltonem* r. 1803 a později *Berzelíem*, nazýváme *zákonem poměrů množných*. Lze jej objasnití na př. na sloučeninách dusíka s kyslíkem.

Dusík dává s kyslíkem pět různých chemických sloučenin v následujících poměrech:

14 g dusíku (N) s	8 g kyslíku (O)	dává	kysličník dusný N_2O
14 " "	16 " "	"	kysličník dusnatý NO
14 " "	24 " "	"	anhydrid kyseliny dusité N_2O_3
14 " "	32 " "	"	kysličník dusičitý N_2O_4
14 " "	40 " "	"	anhydrid kyseliny dusičné N_2O_5

Každá z těchto sloučenin má jiné vlastnosti, poněvadž obsahuje různé množství kyslíku a oba prvky stojí k sobě v jednoduchém poměru 1:2:3:4:5. Tak jako u dusíku a kyslíku jest tomu i u ostatních prvků.

ATOMISTICKO-MOLEKULÁRNÁ TEORIE.

Učení o atomistické podstatě hmoty pochází již ode dávna. V podstatě byly původně vysloveny dvě teorie. Dle *Anaxigora* jest materie nekonečně dělitelná a dílce homogenní látky jsou tytéž jako celku, ať myslíme dělitelnost jak dalece chceme.

Naproti tomu učil *Demokrit*, že veškerá tělesa skládají se z velice malých částic konečné velikosti, které jsou od sebe odděleny nepatrnými prázdnými prostory. Tyto malé dále nedělitelné částice nazval atomy a představoval si, že atomy jsou různé, mají určitou podobu a různé váhy.

Tato teorie byla dále vybudována zvláště *Avogadrem*, *vant' Hoffem* a *Maxwellem*. Od doby Avogadrovy rozeznáváme v látkách *molekuly* a *atomy*.

Molekuly jsou nejmenší stejnorodé částice, které se ve smyslu fysikálním dále dělití nedají a dělíme-li je dále chemicky, rozpadají se v částice nestejnorodé.¹⁾

Atomy dosud platily za nejmenší částice, kterých nelze ani ve fysikálním, ani v chemickém smyslu dělití, t. j., které neskytají již ani stejnorodých ani nestejnorodých částic; jak později poznáme, doznal názor tento v poslední době značné změny.

¹⁾ Má-li látka ve všech i nejmenších částech stejné vlastnosti, jest *stejnorodá* či *homogenní* na př. rtuť, voda, sklo, jeví-li se však látka v různých místech nestejnou, zoveme ji *různorodou* či *heterogenní* na př. rula, směs železa a síry atd. Směs dvou neb více homogenních látek nazývá se *soustavou* látek: je-li smíchání dokonalé, že se jeví jako jednotná látka, nazýváme ji *stejnorodou* či *homogenní soustavou* látek na př. roztok chloridu sodného ve vodě, jinak *různorodou* či *heterogenní soustavou* látek, na př. led ve vodě.

Poměrnou váhu jednoho atomu u porovnání s atomovou váhou vodíku nazýváme *vahou atomovou* nebo *číslem atomovým*.

Rozdíl mezi molekulami a atomy zakládá se na předpokladu dvojitého dělení: dělení fyzikálního, při němž jednotlivé částice jsou mezi sebou stejné a stejnorodé a dělení chemického, při kterém jednotlivé dělitelné částice jsou mezi sebou nestejně.

Rumělka jest sloučenina rtuti a síry. *Molekula* rumělky jest nezměrně malá částice, která se však vždy skládá z rtuti a síry.

Jelikož však víme, že rumělka může se rozložit v prvky rtuť a síru, plyne z toho, že molekula rumělky jest schopna dalšího dělení *ve smyslu chemickém*, může se tedy rozložit v nejmenší částici rtuti a síry, které však dále ve smyslu fyzikálním ani chemickém dělitelny nelze, neboť atomy síry a rtuti jsou pro nás dále nedělitelná tělesa. Molekula rumělky rozpadne se tudíž v atom rtuti a v atom síry.

Atomy dostáváme tudíž mechanickým dělením jen látek chemicky nerozložitelných.

Chemické sloučeniny vznikají chemickým se spojením prvků. Molekuly chemických sloučenin musí tudíž obsahovati nejméně *dva atomy*.

Jelikož atomy nejsou dále dělitelné, představují jejich váhy nedělitelné veličiny a mohou se tudíž sloučiti dva neb více celistvých atomů, nikoliv však jejich podíly.¹⁾

Absolutní váhy atomů byly odhadnuty na základě měření a úvah fyzikálních a jsou velmi nepatrné; tak na př. 1 g vodíku obsahuje dle jistých pozorování 625.000 trilionů atomů vodíku; 1 g uranu, který má největší atomovou váhu ze všech prvků, obsahuje 2600 trilionů atomů uranu.

Jelikož váhy atomů jsou velice nepatrné, nevyznačujeme je v gramech, nýbrž v úměrných (relativních) číslech.

Dříve byla vzata za základ atomových čísel atomová váha vodíku = 1, poněvadž jest vodík nejlehčí ze všech prvků a mělo se za to, že poměr vodíku ke kyslíku jest 1 : 16.

Když se však později shledalo, že poměr ten jest 1 : 15,88, byl vzat za základ atomových čísel kyslík = 16 místo vodíku = 1, neboť větší část atomových vah byla stanovena ze sloučenin kyslíkatých a bylo by bývalo nutno též atomové váhy ostatních prvků na hodnotu 15,88 přepočítati.

Vezmeme-li tudíž za základ O = 16, obnáší atomová váha vodíku H = 1,008, dusíku N = 14,01, síry S = 32,06, sodíku Na = 23,00, chloru Cl = 35,46 atd. (viz tabulku atomových vah).

Abychom nemusili jednotlivé prvky vypisovati celými jmény, označujeme je od doby švédského chemika *Jakuba Berzelia* symboly

¹⁾ Atomy jsou neštěpitelné jen pochody chemickými; radioaktivním rozkladem a nárazem α -částic radia roztrhají se atom v části ještě menší. Viz pojednání o atomových modelech.

či znameními ve způsobě počátečních písmen latinských názvů na př. železo ferrum Fe, měď cuprum Cu, kyslík oxygenium O, vodík hydrogenium H atd.

Tento symbol značí pro chemika nejen určitý prvek, ale také jeho určitou váhu. Tak značí symbol O kyslík, ale také současně 16 dílů kyslíku (dle váhy), symbol N značí nejen dusík (nitrogenium), ale také současně 14,01 dílů dusíku (dle váhy). Podobným způsobem píšeme sloučeniny. *HCl*

Jelikož chlorovodík obsahuje na jeden díl vodíku 35,46 dílů chloru, tedy na 1 atom vodíku jeden atom chloru, vyjadřujeme chlorovodík symbolem HCl, dvojnásobné množství 2HCl atd.

Spojí-li se dva nebo více atomů jednoho prvku s jedním nebo více atomy jiného prvku v molekulu chemické sloučeniny, vyjadřujeme počet atomů malými číslicemi, které připojujeme na pravo k symbolu dolů. Tak značí H_2O vodu, sloučeninu dvou atomů vodíku s jedním atomem kyslíku, t. j. sloučeninu 2 dílů vodíku se 16 díly kyslíku; podobně značí SO_3 kysličník sírový, sloučeninu jednoho atomu síry se 3 atomy kyslíku, t. j. 32,06 dílů síry s 48 díly kyslíku.

Tyto výrazy pro chemické sloučeniny nazýváme *chemickými vzorci* či *chemickými formulami*. Vzorce, jež vyjadřují pouze váhové složení molekuly, zovou se vzorci *empirickými*.

Chemické vzorce umožňují nám vyjádřiti chemické reakce jednoduchým způsobem v rovnicích, ale i vypočítavati procentové množství prvků, obsažených ve sloučenině.

Tak na př. chemický vzorec kyseliny dusičné jest HNO_3 a podle toho můžeme z tabulek atomových čísel snadno vyčísti, že kyselina dusičná obsahuje na 1 díl vodíku 14,01 dílů dusíku a třikrát 16 dílů, t. j. 48 dílů kyslíku; jest tudíž molekulární váha kyseliny dusičné 63,01.

Při chemických výpočtech běříme za základ molekulární váhu v gramech, kterou zkráceně nazýváme *molem*, jest tudíž mol kyseliny dusičné 63,01 g, mol kyslíku 32 g atd.

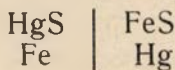
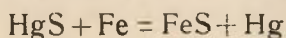
Z molekulární váhy můžeme pak vypočítati procentové složení kyseliny dusičné dle úměry:

$$\begin{array}{rcl} 63,01 : 14,01 & = & 100 : x \quad x = 22,23\% \text{ dusíku} \\ 63,01 : 48 & = & 100 : x \quad x = 76,17\% \text{ kyslíku} \\ 63,01 : 1,008 & = & 100 : x \quad x = 1,60\% \text{ vodíku} \end{array}$$

třikrát x
mathematickou
hloupostí

100·00

Chemické reakce píšeme buď ve způsobě rovnic nebo oddělujeme kolmou čarou sloučeniny, či prvky, které v reakci vstupují a produkty, které reakcí vznikly; na př. píšeme:



způsob Lukasiv

Tato rovnice nám udává poměry vah, v jakých změna nastává. Známe-li tudíž vzorce látek a atomové váhy prvků, obsažených v látkách, můžeme vypočísti poměr váhových množství, která při chemických změnách v reakci vstupují. Tak na př. přihlížejíce k hořejší rovnici, vyčteme z tabulek atomových čísel, že atomová váha železa jest 55,84 a rtuti 200,6, síry 32,06. Z těchto čísel vypočteme, že z $(200,6 + 32,6) = 232,66$ dílů siřníku rtuťnatého (rumělky) obdržíme působením 55,84 dílu železa $(55,84 + 32,06) = 87,9$ dílu siřníku železnatého a 200,6 dílu rtuti.

Z těchto čísel pak můžeme vypočítati úměrami, kolik jest třeba vzíti železa na 100 dílů rumělky, abychom získali z ní veškeru rtuť nebo kolik rtuti získáme ze 100 dílů rumělky:

na 232,66 dílů HgS třeba 55,84 Fe	232,66 dílů HgS dá 200,6 dílů Hg
na 100 dílů HgS třeba x dílů Fe	100 dílů HgS dá x dílů Hg
$x = \frac{55,84 \times 100}{232,66} = 24 \text{ dílů Fe}$	$x = \frac{200,6 \times 100}{232,66} = 86,22 \text{ dílů Hg}$

Takový stechiometrický způsob výpočtu umožňuje provésti přípravu chemických sloučenin v nejvhodnějším váhovém poměru a vypočítati předem teoretický výtěžek, kterého lze chemickou reakcí docílit.

O SKUPENSTVÍ A ZMĚNĚ SKUPENSTVÍ TĚLES.

Veškeré hmoty jsou povahy *tuhé*, *kapalné*, nebo *plynné*. Tyto tři stavy těles nazýváme *skupenstvím* či *agregátem*.

Tuhá tělesa podržují následkem soudržnosti či kohaese svoji podobu, pokud na ně nepůsobí zevnější síla, na př. velký tlak.

Zahřejeme-li tuhé těleso na určitou teplotu, přechází ve stav kapalný a teplotu, při které tato změna nastala, nazýváme *bodem tání*; ochladíme-li roztavené těleso, přechází opět ve stav tuhý. Bod tání a bod tuhnutí splývají téměř v jedno.

Každé těleso má určitý bod tání, dle něhož lze čistotu toho kterého tělesa poznati.

Vyšší teplotou mohou se tuhá tělesa změnit v páry.

Kapaliny nemají určité podoby; již přitažlivost země stačí, že se jejich nejmenší částčky oddělují od sebe. Následkem této pohyblivosti částček přijímají kapaliny podobu nádoby, ve které se nalézají.

Zvýšenou teplotou mění se kapalná tělesa v páry nebo plyny za zjevu, který nazýváme *varem*. Teplotu, při které změna celé hmoty v páry nastává, nazýváme *bodem varu*.

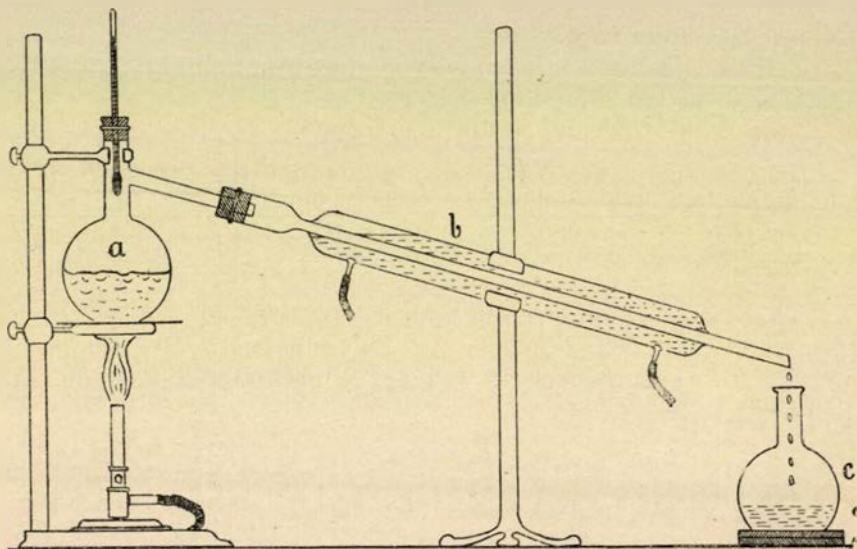
Ochlazením mění se páry nebo plyny v kapalinu a zjev ten nazýváme *shuštěním* či *zkapalňováním*. Oba zjevy, změna kapaliny v páru a změna páry v kapalinu spadají v jedno.

Výkon, kterým kapalně těleso měníme v páry a tyto páry ochlazením opět v kapalinu, nazýváme *překapováním* či *destilací*.

Přístroje, kterými tento výkon provádíme, nazýváme *přístroji destilačními* (viz obr. 1.).

Skládají se z nádoby *a*, ve které kapalinu ohříváme, t. j. měníme v páry, z chladiče *b*, ve kterém páry studenou vodou ochladíme, z předlohy *c*, do níž páry změřené v kapalinu jímáme.

Obr. 1.



Destilace používáme, chceme-li oddělit hmotu těkavou od netěkavé.

Sublimací nazýváme převádění prchavého tuhého tělesa přímo v páry a zhuštění těchto par v původní tuhé těleso. Tento výkon provádíme také, chceme-li oddělit tuhé, těkavé těleso od netěkavého tělesa.

Odpařováním rozumíme výkon, kterým kapalně těleso odstraňujeme, měníce je v páry. K tomu jest zapotřebí stejného množství tepla, ať již těleso vře nebo se zvolna odpařuje.

Teplu potřebné k roztopení a teplo potřebné k odpaření nějaké látky nazýváme *teplem utajeným* či *latentním*.

Toto zdánlivě mizící teplo přichází opět k platnosti, přechází-li plynné těleso ve stav kapalný nebo kapalně těleso ve stav tuhý.

Plynná tělesa nemají určitého tvaru, nýbrž zaujímají objem, který jest jim volnou prostorem dán a vyplňují jej stejnoměrně, vykazují velikou pružnost a teplem se úměrně roztahují.

Objem nějakého plynu jest při téže teplotě obráceně úměrný tlaku; znamená-li v objem plynu při tlaku p , v_1 objem při tlaku p_1 bude $v : v_1 = p_1 : p$, t. j. *součin tlaku a objemu jest při téže teplotě veličinou stálou*, tudíž $p \cdot v = k$ (zákon Boyle-ův).

Koefficient roztažlivosti teplem jest pro všechny plyny týž, t. j. *všecky plyny se oteplením stejně roztahují a ochlazením stejně stahují* (zákon Gay-Lussacův).

V plynné směsi jest *částečný tlak každého plynu takový, jaký by byl, kdyby onen plyn byl přítomen v daném objemu sám. Tento tlak je za stálé teploty úměrný molekulární koncentraci plynu* (zákon Daltonův).

Molekulární koncentrace jest počet molů v jedničce objemové.

Rozeznáváme *plyny*, které při obyčejné teplotě nelze žádným tlakem zkapalniti jako na př. kyslík, vodík a plyny, které při obyčejné teplotě vyšším tlakem lze zkapalniti, jako na př. chlor, kysličník uhlíčitý atd.

Prvé plyny nazýváme *plyny dokonalými* či *permanentními*, druhé *plyny nedokonalými*.

Od plynů rozlišujeme *páry*, které vznikají, přeměníme-li látky tuhé nebo kapalné při vyšší teplotě ve skupenství plynné a které ochlazením na obyčejnou teplotu při obyčejném tlaku mění se opět v kapaliny nebo v tuhá tělesa.

Mělo se za to, že plyny dokonalé nelze za žádných okolností zkapalniti,¹⁾ avšak shledalo se, že je přece lze zkapalniti při jisté teplotě, kterou nazýváme *teplotou kritickou*. Nad touto teplotou, která jest pro každý plyn jiná, zůstává plyn nezměněn, ať na něj působíme jakýmkoliv tlakem.

Tlak, kterého jest zapotřebí, aby se plyn při kritické teplotě zkapalnil, nazýváme *tlakem kritickým*.

Ochladíme-li plyn pod kritickou teplotu, jest třeba menšího tlaku ku zkapalnění, než jest tlak kritický.

Hustota, kterou má plyn při kritické teplotě a při kritickém tlaku, nazýváme *kritickou hustotou*.

Tak na př. kyslík má kritickou teplotu -119° , kritický tlak 51 atm.; dusík má kritickou teplotu -146° , kritický tlak 35 atm.; vodík má kritickou teplotu -241° , kritický tlak 15 atm.; kysličník uhlíčitý má kritickou teplotu $+31^{\circ}$, kritický tlak 72 atm.; chlor má kritickou teplotu $+146^{\circ}$, kritický tlak 93 atm., atd.

Kysličník uhlíčitý a chlor tvoří tudíž přechod k parám a nutno je počítati k plynům nedokonalým.

Plyny skutečné jsou tudíž tělesa povahy vzdušné, jejichž kritická teplota leží pod 0° .

Ještě nižší teplotou než kritickou lze mnohé plyny převéstí v tělesa tuhá. Avšak všechna tělesa nepodařilo se převéstí ve všechna tři skupenství.

Tuhá tělesa, která lze převéstí ve stav kapalný, jmenujeme *tělesy tavitelnými*.

¹⁾ Poprvé podařilo se zkapalniti kyslík částečně r. 1877 Cailletetovi a Pictetovi v Ženevě a úplně Wróblewskému a Olszewskému v Krakově r. 1883.

Tuhá nebo *kapalná* tělesa, která lze bez rozkladu přeměnit ve stav plynný, nazýváme *těkavými*; tělesa, která této vlastnosti nemají, nazýváme *netěkavými*.

TEPELNÁ ENERGIE, MĚŘENÍ TEPLoty, POHYB MOLEKULÁRNÝ.

Čím lze vykonati práci a co se může prací měřiti, zoveme *energií*. Mluvíme tudíž o energii tepelné, elektrické atd.

Nejmenší částice (molekuly) veškerých těles, tuhých, kapalných i plyných, nacházejí se v pohybu. Tento velice nepatrný, způsob pohybu pociťujeme jako teplo.

Přivedeme-li dvě různá tělesa o různé teplotě do styku, vyrovná se mezi nimi teplota znenáhla; pravíme pak, že obě tělesa mají stejnou teplotu.

Teplotu tělesa stanovíme *teploměrem*, množství tepla v tělese *kalorimetrem*.

Oteplením se molekuly tělesa od sebe oddalují a tím se objem tělesa zvětšuje, kdežto ochlazením se molekuly tělesa sbližují a objem tělesa se zmenšuje.

Tuhá tělesa se roztahují méně než kapalná a to různě, plyny roztahují se více než tělesa kapalná. Veškeré plyny roztahují se skoro stejně silně.

Měření teploty zakládá se na roztažlivosti těles teplem a stahování jich ochlazením. Ke zhotovení teploměrů používá se ponejvíce rtuti, která se roztahuje stejnoměrněji a více než kterákoliv tuhá tělesa.

Rtuti lze však za obyčejných poměrů použití při nízkých teplotách jen do -39° (poněvadž pod touto teplotou rtuť mrzne) a při vyšších teplotách jen do 320° , poněvadž při 357° rtuť vře. Jsou však teploměry rtuťové, kterými lze měřiti teplotu až do 750° . Takové teploměry jsou nade rtuť vyplněny dusíkem nebo kyslíčnickem uhličitým při tlaku asi 10—20 atmosfér, při kterémž tlaku rtuť do oněch teplot nevře. K zhotovení takových teploměrů používá se skla borosilikatového nebo křemene.

K měření nízkých teplot používáme teploměrů líhových nebo toluolových, kterými lze měřiti teplotu až do -100° a pentanových, jimiž lze měřiti teplotu až -200° .

K měření vysokých teplot používáme *pyrometrů*. Skládají se z platinového a rhodiového drátu na jedné straně spájeného. Zahřejeme-li takový drát na jednom konci, vznikne galvanický proud; spojíme-li chladné konce drátů galvanometrem, uchýlí se jehla galvanometru působením proudu a dle úchylny jehly vypočteme stupeň teploty.

Obyčejné teploměry mají vadu, že kapaliny upotřebené v teploměrech zvláště poblíže svého bodu tání a varu se nestejně roztahují.

Proto používá se ke zkoušení a kalibrování teploměrů rtuťových teploměrů plynových.

Takový teploměr skládá se z válcovité nádoby skleněné, porculánové nebo platinové určitého objemu, naplněné vodíkem nebo heliem při počátečním tlaku sloupce 1 *m* rtuti či 1,316 atmosféry, která jest spojena se rtuťovým manometrem.

Při porovnávání ponoří se rtuťový i vodíkový teploměr do lázně zahříváné na různé teploty a z tlaku, který se jeví na vodíkovém teploměru při určité teplotě, vypočítá se skutečná teplota.

Zahřejeme-li vodíkový teploměr počínaje od teploty tajícího ledu tak, aby objem uzavřeného plynu byl dvojnásobný, ukazuje teplota na obyčejném teploměru Celsiově $+273^{\circ}$; bude tudíž nulový bod absolutní stupnice tepelné obnášeti -273° , poněvadž při této teplotě by objem plynu teoreticky klesl na nulu; teplotu tuto nazýváme *absolutním bodem mrazu*.

Teplotu na absolutní stupnici odečtenou označujeme *T* na rozdíl od teploty *t*, odečtené na obyčejné stupnici od bodu tání ledu a platí pak vztah

$$T = t + 273 \text{ a tudíž } t = T - 273.$$

Relativní množství tepla, kterého jest zapotřebí, abychom jednotku váhy různých těles ohřáli o 1° C nebo z 0° C na 100° C, nazýváme *měrným* čili *specifickým teplem* nebo *tepelnou kapacitou*. Obyčejně klademe za jednotku měrné teplo 1 kg vody, t. j. ono teplo, kterým se 1 kg vody ohřeje o 1° C a to ze $14,5^{\circ}$ na $15,5^{\circ}$; tuto jednotku nazýváme *kalorií* (velkou).

Malou kalorií nazýváme ono teplo, kterým se ohřeje 1 g vody ze $14,5^{\circ}$ na $15,5^{\circ}$ C. Tyto jednotky nemají zvláštního podkladu, nýbrž byly voleny libovolně.

Přírodní zjevy jsou vždy spojeny se změnou energetického stavu súčasťných těles.

Slučuje-li se na př. síra se železem, uvolňuje se značné množství energie ve způsobě tepla; o toto množství energie jest vzniklý sirník železnatý chudší proti energii, kterou měla původně směs železa a síry. Energie jest *veličinou stálou*; součet energií utajených a zjevných před reakcí a po ní se nemění. Tento *zákon o zachování energie* platí i tehdy, kdy energie zdánlivě mizí.

Onu část chemie, která se zabývá určováním energie chemické, vyjádřené teplem, nazýváme *thermochemií*. Každý chemický pochod provázen jest tepelnou změnou. Reakce, při nichž se teplo vybavuje, slují *exothermické*. Reakce toho druhu vznikají někdy samovolně, na př. vedeme-li chlor přes antimon, slučují se oba elementy a vybavuje se tolik tepla, že se antimon rozžhaví.

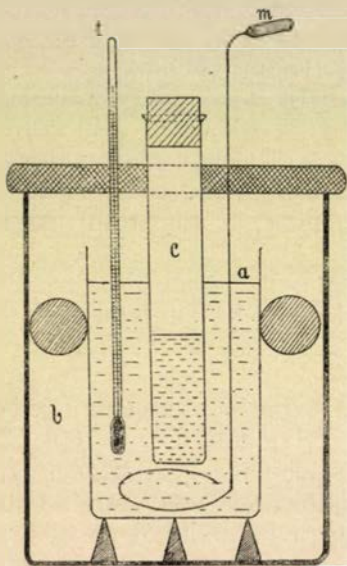
Někdy jest třeba reakci podporovati, tak na př. směs vodíku a kyslíku slučuje se na vodu teprve zapálením a pak se vyvine mnoho tepla.

Při jiných reakcích se teplo opět utajuje a reakce takové nazýváme *endothermické*.

Tak na př. uhlí slučuje se se sírou jen tenkrát, udržujeme-li je stálým přiváděním tepla ve žhavosti.

Množství tepla, které se uvolňuje nebo utahuje některou chemickou reakcí, nazýváme jejím *tepelným zabarvením* nebo *teplem reakčním*; toto teplo jest kladné při reakcích exothermických a záporné při reakcích endothermických.

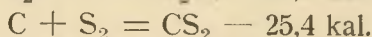
Obr. 2.



Tepelné zabarvení vyjadřujeme buď *kaloriemi* nebo dle návrhu *Ostwaldova ergy* a jejich násobky.

Tepelné zabarvení vztahujeme vždy na onen počet gramů, který odpovídá atomové, resp. molekulární váze látek při reakci súčasťných.

Nejjednodušší způsob označování reakce chemické a ukazu thermického záleží v tom, že k chemické rovnici připojíme číslo, udávající vybavené nebo utajené (spotřebované) teplo v kaloriích.



To znamená, že při slučování se 2,02 g vodíku s 16 g kyslíku vybavuje se 68,3 kal., čili že tepelné zabarvení reakce

= 68,3 kal.; při slučování se 12 g uhlíka a 64 g síry zabavuje se 25,4 kal.

Teplo, které se vybavuje nebo zabavuje při slučování se elementů, zoveme *teplem slučovacím* a vztahujeme je vždy na 1 grammolekulu sloučeniny. Dle toho jest číslo + 68,3 kal. slučovacím teplem vody; - 68,3 kal. jest rozkladné teplo vody.

Přístroje, jež slouží k měření tepelného zabarvení, nazýváme *kalorimetry*.

V kalorimetru (viz obr. 2.) necháme působiti v sebe odvážené množství příslušných látek, měříme množství spotřebovaného nebo vybaveného tepla pomocí teploměru a z množství látek a změny teploty vypočteme podle určité rovnice kalorie.

STANOVENÍ MOLEKULÁRNÉ VÁHY.

Abychom mohli stanovit atomové váhy, jest nutno nejprve znáti *molekulární* váhy prvků nebo jejich sloučenin.

Nejstarší metoda stanovení molekulární váhy vyplynula ze zákona, že molekulární váha látky jest úměrná hustotě látky v plyném stavu (*Dumas, Gay-Lussac, W. Hoffmann*).

Metoda záleží v tom, že kulovitá skleněná nádoba určitého objemu naplní se parou té které látky, nádoba se zataví, vážením

stanoví se váha par látky a vypočte se její hutnota. Z nalezené hutnoty vypočítá se molekulární váha látky. Tím způsobem lze stanovit molekulární váhu ovšem jen oněch látek, jež lze snadno přeměnit v páry.

Vezmeme-li atomovou váhu kyslíku $O = 16$, jest jeho molekulární váha $O_2 = 2 \times 16 = 32$. Je-li hutnota páry libovolné látky vztažena na kyslík ($O = 16$) rovna a , obnáší její molekulární váha $2a$.

Platí tudíž pro určení molekulární váhy pravidlo: určí se hutnota látky vztažena na kyslík $O = 16$ a nalezené číslo se násobí dvěma; produkt jest molekulární váha.

Novější metoda stanovení molekulární váhy pochází od *Viktora Meyera* a zakládá se na tom, že se parami určitého množství látky vypudí určité množství vzduchu a z toho pak se vypočte z určité rovnice molekulární váha látky.

$$\text{Molekulární váha } M = \frac{61.900. \text{ s. T.}}{V. b.}$$

V = objem vypuzeného vzduchu v cm^3

b = barometrický tlak

s = váha látky

T = absolutní teplota při pokusu

= $t + 273$

t = teplota měřená na teploměru.

Molekulární váhu lze stanovit též na základě *snižení bodu tuhnutí (metoda kryoskopická)* a na základě *zvýšení bodu varu (metoda ebullioskopická)*.

Rozpustíme-li látku v rozpustidle, a snižujeme teplotu roztoku až k bodu tuhnutí, jest tento bod nižší než bod tuhnutí rozpustidla samého a dle toho pak vypočteme molekulární váhu.

Naopak zvyšuje se bod varu kapaliny dle toho, jaká látka jest v kapalině rozpuštěna a na základě tohoto zjevu lze také vypočítati molekulární váhu mnohých látek.

Podobně lze stanovit molekulární váhu na základě *osmotického tlaku roztoku*, v němž jest látka rozpuštěna. Některé blány mají vlastnost, že propouštějí rozpustidlo, ale nepropouštějí látku v něm obsaženou; takové blány nazýváme *blanami polopropustnými*.

Takovou blánu si připravíme, naplníme-li hliněnou průlinčitou nádobu, jakých se používá u galvanických článků, roztokem ferrokyanidu draselného a vnoříme ji do roztoku síranu měďnatého. Na stěně nádoby vznikne slabá vrstva ferrokyanidu měďnatého, která má vlastnost polopropustnosti. Naplníme-li takovou nádobu zředěným roztokem soli, postavíme-li ji do nádoby s vodou, proniká porovitou nádobou (diafragma) jen voda (rozpustidlo).

Uzavřeme-li průlinčitou nádobu zátkou, již prochází skleněná trubka a ponoříme-li ji pod vodu, stoupá voda znenáhla do trubice až do jisté výše. Tlak, který tento sloupec vody vykonává, sluje *tlakem osmotickým*.

Chtěli-li bychom tomuto tlaku, t. j. stoupání rozpustidla zabrániti, musili bychom na nádobu vykonati též tlak, který by se rovnal tlaku vystoupivšího vodního sloupce. *Vant Hoff* dokázal, že osmotický tlak řídí se zákonem *Boyle-Avogadrovým*, že totiž číselná hodnota osmotického tlaku jest stejná s tlakem látky ve stavu plynném při témže objemu, který zaujímá roztok. Jinak řečeno:

Nachází-li se v daném objemu určité množství plynné látky, jest tlak, který plyn vykonává, právě tak velký jako osmotický tlak, který by vzniknul, kdyby totéž množství látky bylo rozpuštěno v kapalině na stejný objem.

Chceme-li stanoviti molekulární váhu nějaké látky tímto způsobem, rozpustíme ji v neutrálním prostředí a stanovíme osmotický tlak tohoto roztoku. Rozpuštěná látka chová se v nádobě jakoby byla plynem.

Molekulární množství různých látek v témže objemu rozpustidla a při stejné teplotě způsobuje stejný osmotický tlak; roztoky takové nazýváme *isotonickými*.

K stanovení molekulární váhy nějaké látky stačí určití, jsou-li dva různé roztoky *isotonické*; poznáme to dle toho, že *isotonické* roztoky v stejném rozpustidle mají též bod varu i tuhnutí.

Metody této užívá se s prospěchem tam, kde nelze látku přeměnití bez rozkladu v páry, jako jest toho třeba u metody *Meyerovy*.

METODY STANOVENÍ ATOMOVÝCH ČÍSEL.

Stanovena-li byla molekulární váha, jde ještě o to, určití, z kolika atomů skládá se molekula té které látky.

Při stanovení atomové váhy platí pravidlo: určí se složení molekulárního váhového množství několika sloučenin téhož prvku na př. kysličníku, chloridu a síranu stříbrného; nejmenší váhové množství prvku, které ve sloučenině přichází, jest jeho atomová váha.

Nejjednodušší poměry jsou u kovů, které podléhají pravidlu *Dulong-Petitovu* (1819), totiž že *součin atomové váhy a měrného či specifického tepla tuhého prvku t. zv. teplo atomové u všech prvků jest stejný a obnáší průměrně 6,4.*

Tak na př. železo má při obyčejné teplotě měrnou teplotu 0,114 t. j. k ohřátí 1 g železa o 1° C jest třeba 0,114 kalorií; dělíme-li 6,4 : 0,114 obdržíme atomovou váhu 56,14; skutečná atomová váha železa jest 55,84.

Olovo má měrnou teplotu 0,031. Dělíme-li číslo 6,4 : 0,031, obdržíme atomovou váhu 206,4; skutečná atomová váha olova jest 207,2. Nikl má měrnou teplotu 0,11, tudíž vypočtenou atomovou váhu 58; skutečná atomová váha niklu jest 58,7.

Podle tohoto pravidla bude atomová váha nějakého prvku onen násobek slučovacího čísla, který bude atomové váze vypočtené dle pravidla *Dulong-Petitova* nejbližší. Tak na př. z analýsy chloridu zlatitého vyplývá slučovací číslo zlata 65,73. Abychom obdrželi ato-

movou váhu nejbližší atomové váze dle *Dulong-Petita* t. j. $6,4 : 0,0324$ rovná se 197, musíme násobiti třemi; jest tudíž $65,73 \times 3 = 197,2$ atomová váha zlata.

Kde nelze specifické teplo prvků přímo určití, lze použiti pravidla, že *molekulární teplo tuhé sloučeniny* (součin ze specifického tepla a molekulární váhy) *jest rovno součtu atomových tepel prvků, které sloučeninu tvoří.*

Metoda ta slouží pouze ke kontrole známých atomových vah; poněvadž číslo 6,4 není nezměnitelné (stálé), t. j. pro všechny prvky není úplně stejné, a proto obdržíme tímto způsobem také jen přibližná čísla atomových vah.

Nejlepší metoda k rozeznání jednoatomových základních látek od víceatomových a k stanovení počtu atomů v molekule pro všechny prvky, které jsou ve stavu plynném reakce schopny, zakládá se na pozorování poměrů objemových při chemické reakci.¹⁾

ZÁKONITOSTI PŘI CHEMICKÉ REAKCI PLYNNÝCH PRVKŮ.

Sloučí-li se *plynné prvky*, děje se to nejen podle jejich nezměnitelných úměrných váhových množství, nýbrž i dle určitých prostorových či objemových poměrů, které lze dle *Avogadrova* zákona předem vypočítati.

Tlak, který způsobuje plyn narážením jeho molekul na stěny nádoby, záleží na váze molekul plynu a rychlosti jejich pohybu.

*Veškeré plyny ve stejných objemech a za stejných podmínek, totiž za stejného tlaku a za stejné teploty, obsahují stejné množství molekul, to jest stejný počet molekul vyplní ve stavu plynném vždy stejný objem.*²⁾

Tento zákon vyslovil *Avogadro* (1811) a z toho plyne, že *váha molekul nějakého plynu jest přímo úměrná specifické váze plynu.*

Největší důležitost má poměr vah molekul, který lze chemickou cestou přesně stanovití. Jelikož se shledalo, že molekula vodíku skládá se ze dvou stejných částic, vztahujeme váhy molekul veškerých těles jakož i specifické váhy plynů na vodík = 2,016.

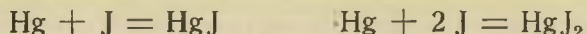
Tak jest na př. specifická váha a tím také molekulární váha kyslíku 32, molekulární váha kyseliny uhličité 44, atd.

Jelikož jednoatomové molekuly plynu nejsou dále rozložitelný, nemůže mu při sloučení se s jiným elementem přibýti na počtu přítomných molekul a tím také nezvětší se objem, který tyto molekuly zaujímají.

¹⁾ U plynů a par lze také stanovením rychlosti zvuku, který tyto vedou, určití, zda jejich molekuly skládají se z jednoho nebo více atomů.

²⁾ Jeden mol veškerých plynů zaujímá při 0 °C a 760 mm tlaku 22,412 litrů

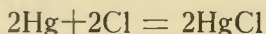
Vpravíme-li do zahřáté nádoby, naplněné parami rtuti, jod, odpařuje se, avšak objemu plynu nepřibude. Příčina toho záleží v tom, že se jod slučuje se rtutí v páry jodidu rtuťného nebo rtuťnatého.



Jelikož z každé molekuly rtuti vznikne molekula jodidu rtuťného nebo jodidu rtuťnatého, zůstává počet molekul a tím také objem par nezměněn.

Podobně jest tomu, uvádíme-li do par rtuti chlor. Do litrové nádoby naplněné parami rtuti můžeme uvést $\frac{1}{2}$ l chloru i dokonce 1 l chloru, aniž by se objem zvětšil.

Reakce probíhá ve dvou fázích; po přidání $\frac{1}{2}$ l chloru vznikne chlorid rtuťný



Po přidání dalšího množství chloru vznikne chlorid rtuťnatý



I při této reakci zůstává počet molekul nezměněn, jelikož z jedné molekuly rtuti může vzniknouti jen jedna molekula chloridu rtuťného nebo jedna molekula chloridu rtuťnatého, a tudíž z 1 litru páry rtuťové jen 1 litr páry chloridu rtuťného nebo chloridu rtuťnatého; teprve přistoupí-li na každou molekulu rtuti 1 molekula chloru, tedy na 1 cm^3 rtuťové páry 1 cm^3 chloru, nemizí dále přivedený plyn a objem se zvětšuje.

Taktéž chová se vůči rtuti na př. brom a síra.

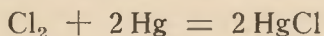
U jiných prvků, které se pouhým smísením se rtutí za tepla neslučují, připravíme si prve jejich rtuťnaté sloučeniny, které se chovají jako jodid a chlorid rtuťnatý. Neznáme žádné sloučeniny rtuti, která by ve stavu plynném zaujala větší prostor než v ní obsažená rtuť.

Na základě těchto pozorování lze vysloviti větu: *Ve stavu plynném nezaujme žádná sloučenina kovová prostor větší než v ní obsažený kov.*

Z toho plyne, že molekuly kovů skládají se jen z jednoho atomu a tudíž molekulární váhy kovů jsou současně jejich atomové váhy.

U některých elementárních plynů, kyslíku, vodíku, dusíku, chloru, lze však chemickou reakcí docíliti štěpení se molekuly ve dva atomy.

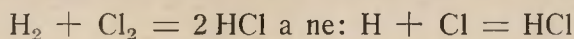
Při reakci chloru se rtutí shledali jsme, že z $\frac{1}{2}$ litru chloru působením páry rtuťové vzniká 1 l páry chloridu rtuťného. Tím jest dokázáno, že molekula chloru jest štěpitelná. Z jednoho objemu chloru vzniknou dva objemy chloridu rtuťného, tudíž z každé molekuly chloru dvě molekuly chloridu rtuťného dle rovnice:



Podobně chová se chlor vůči nekovovým prvkům. Působíme-li na př. za tepla na chlor vodíkem, vzniknou z každého litru chloru

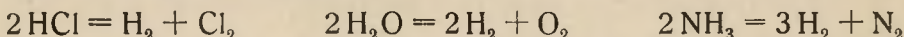
dva litry chlorovodíku, tudíž z každé molekuly chloru dvě molekuly chlorovodíku.

Měříme-li však množství vodíku, kterého jest zapotřebí, abychom obdrželi jeden litr chlorovodíku, shledáme, že se spotřebovalo jen půl litru vodíku. Z toho vyplývá nejen složitá povaha chloru ale i vodíku; jest tudíž správnější psáti reakci chloru s vodíkem:



Vodík slučuje se také s kyslíkem na vodu (H_2O) a s dusíkem na amoniak (NH_3).

Tyto sloučeniny jakož i chlorovodík lze elektrickou energií rozložit v prvky dle rovnic:



Ze dvou litrů chlorovodíku vznikne jen 1 litr vodíku a 1 litr chloru, ze dvou litrů vodní páry vzniknou však dva litry vodíku a 1 litr kyslíku; ze dvou litrů amoniaku vzniknou 3 litry vodíku a 1 litr dusíku.

Z těchto zjevů vyplývá, že molekuly všech čtyř plynů nejsou zcela jednoduché povahy, nýbrž že je lze rozštěpiti ve dva atomy.

TYPY SLOUČENIN, PŘÍBUZENSTVÍ A MOCENSTVÍ PRVKŮ, NAUKA O KOORDINACI.

Rozeznáváme čtyři typy sloučenin vodíku:

HCl	OH_2	NH_3	CH_4
typ chlorovodíku,	typ vody,	typ amoniaku,	typ methanu.

Tyto látky, které obsahují ve stejném objemu vodík v poměru 1 : 2 : 3 : 4, označujeme jako *typické sloučeniny*.

Bylo-li by lze z těchto čtyř sloučenin vyloučiti vodík, složený z jednoatomových molekul, dával by jeden litr chlorovodíku jeden litr vodíku, jeden litr vodní páry dva litry vodíku, jeden litr amoniaku tři litry vodíku, jeden litr methanu čtyři litry vodíku. Pokusem nalezeno bylo však jen poloviční množství objemu; zjev ten vysvětlujeme si zvláštní vlastností vodíku, že se týž při svém uvolnění skládá či *polymerisuje* ve dvouatomové molekuly. Co jest příčinou, že se atomy spojují ve složené molekuly, posud určitě nevíme.

Přiřadíme-li k prvkům, sloučeným s vodíkem na tyto typické sloučeniny jiné obdobně se slučující, obdržíme *skupiny* či *grupy prvků*.

Jelikož brom tvoří s vodíkem bromovodík HBr , který jest složen dle typu HCl , přiřadíme brom k chloru, podobně síru ke kyslíku, poněvadž tvoří sloučeninu SH_2 , fosfor k dusíku, poněvadž dává sloučeninu PH_3 , a křemík a cín k uhlíku, poněvadž dávají sloučeniny SiCl_4 a SnCl_4 .

Zvláštní sílu, která jest v prvcích činná a vyvolává veškeré zjevy chemické, jmenujeme *chemickým příbuzenstvím* či *affinitou* nebo *slučivostí*.

Představujeme si ji tak, že každý prvek jest obdařen určitým počtem bodů přitažlivosti; tak myslíme si, že vodík má jeden bod přitažlivosti, kyslík dva, dusík tři, uhlík čtyři.

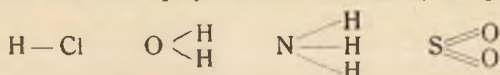
Tuto vlastnost prvků, že vážou jen určitý počet atomů vodíku nebo jim spřízněných jiných atomů, na př. chloru, nazýváme *mocenstvím* či *valencí*. Dle počtu bodů přitažlivosti rozeznáváme prvky *jednomocné*, *dvojmocné*, *trojmocné* atd. a za jednotku valenční bereme jeden atom vodíku. Pak pravíme, vodík jest jednomocný, kyslík dvojmocný, dusík trojmocný, uhlík čtyřmocný.

Prvky skupiny argonové jsou *nulmocné*, poněvadž nejeví žádné slučivosti s jinými atomy.

Jak ze zákona množných poměrů vyplývá, mají prvky většinou (dle zevnějších okolností) různé mocenství, tak na př. dusík jest v různých sloučeninách troj- a pětimocný, železo dvoj- a trojmocné, chrom dvoj-, troj-, pěti- a sedmimocný. Dle dosavadních zkušeností známe atomy nejvýše osmimocné.

Mocenství prvků označujeme římskou číslicí I., II. atd., nebo čárkami, na př. O^{II} nebo O'' , C^{IV} nebo C''' , Fe^{III} nebo Fe'''

Vzájemnou vazbu mezi dvěma jednotkami slučivosti označujeme ve vzorcích obecně spojovacími čárkami, na př.



Vzorce tyto nazýváme na rozdíl od vzorců empirických, jen druh a počet atomů vyznačujících, vzorci *strukturními* či *konstitučními*.

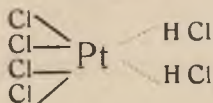
Tyto vzorce vyplývají z nauky o konstituci sloučenin, dle které atomy molekul nemohou býti seskupeny libovolně, nýbrž dle určitého způsobu (viz Chemii organickou).

K bližšímu vysvětlení a odůvodnění strukturních vzorců mnohých sloučenin, zvláště komplexních, na základě nauky valenční vybudoval *Werner nauku o koordinaci*, kterou bylo možno rozříditi četné sloučeniny podvojné i komplexní, jakož i sloučeniny ammonia-kové kobaltu a platiny, jakož i vyložiti isomerií mnohých sloučenin anorganických.

Dle *Wernera* jest affinita daného prvku přitažlivá síla, jež ze středu atomů působí stejnoměrně na povrch koule, která nám představuje meze intramolekulárního pohybu atomu ve sloučenině. Neskládá se tudíž affinita z jednotlivých jednic valenčních, působících v přímce. *Werner* rozeznává na každém atomu valence *hlavní* a valence *vedlejší*; hlavními valenčními jednotkami jsou affinitní účinky, jejichž nasycováním atomy vodíkovými nebo jim rovnocennými radikály lze měřiti sytnost.

Tak na př. jsou atomy chloru a vodíku v příslušných sloučeninách k sobě vázány hlavními valenčními jednotkami; v dlejší valenci nazývá Werner částky affinity, které zbyly po sloučení se daného atomu s jinými atomy na sloučeniny jednoduché. Tak na př. chlorid platičitý PtCl_4 může ještě pojmuti 2 molekuly chlorovodíku a dáti sloučeninu H_2PtCl_6 .

Hlavní valence označuje Werner čárkami plnými, vedlejší tečkovanými, na př.:



Číslo, které udává, kolik atomů nebo molekul jest přiřaděno kolem středového atomu, nazval Werner *číslem koordinačním* a vzorce dle tohoto způsobu vyjádřené *vzorci koordinačními*.

NOVÉ NÁZVOSLOVÍ CHEMICKÝCH SLOUČENIN¹⁾.

Základy nového názvosloví jsou tyto:

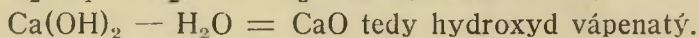
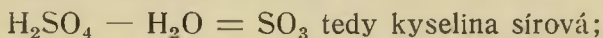
1. Základem chemického názvosloví jsou kysličníky. Sloučeniny mají název, v jehož přídatném jméně jest vyjádřen koncovkou atomový poměr prvků, kysličník ten skládajících.

Je-li číselný poměr atomů daného prvku ke kyslíkovým atomům

2 : 1	čili	R_2O	platí	koncovka-	ný	na př.	K_2O	kysličník	draseiný
1 : 1	"	R_2O	"	"	-natý	"	CaO	"	vápenatý
2 : 3	"	R_2O_3	"	"	-itý	"	Fe_2O_3	"	železitý
1 : 2	"	R_2O_2	"	"	ičitý	"	C_2O_2	"	uhličitý
2 : 5	"	R_2O_5	"	"	ečný	"	P_2O_5	"	fosforečný
1 : 3	"	R_2O_3	"	"	ový	"	S_2O_3	"	sírový
2 : 7	"	R_2O_7	"	"	istý	"	Mn_2O_7	"	manganistý
1 : 4	"	RO_4	"	"	ičelý	"	OsO_4	"	osmičelý

Názvy ostatních sloučenin odvozují se z názvů kysličníků:

1. Jak kyseliny, tak i zásady mají tutěž přídatnou koncovku jako jejich základní kysličníky, na př.



2. Soli mají jak ve svém podstatném jméně, tak i ve svém přídatném jméně koncovky, odpovídající kysličníkům, jež jsou jejich základem, na př.

FeCO_3 jest odvozen od FeO a CO_2 , tedy uhličitán železnatý.

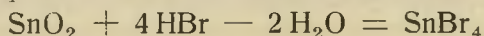
U solí prostých kyslíku (chloridů, bromidů, jodidů, sirníků, kyanidů atd.) jest proměnná jen koncovka jedna (přídatná) a ta se řídí kysličníkem, od něhož lze sůl tu odvoditi kombinací s kyselinou

¹⁾ Nové názvosloví chemické přijato bylo na pátém sjezdu přírodopytců a lékařů v Praze r. 1914 a od r. 1918 zavedeno všeobecně.

za výstupu vody. Na př. CaCl_2 slove chlorid vápenatý, ježto lze sloučeninu tu odvoditi z



SnBr_4 slove chromid ciničitý, ježto lze jej odvoditi z



As_2O_3 slove sirník arsenitý, jelikož



Nebyl-li znám kysličník elementu, o nějž jde, vyšlo by se od myšleného vzorce kysličníku toho vzorce, totiž, jaký by mu náležel v období s ostatními prvky téže skupiny v soustavě periodické, do níž prvek ten náleží.

Základem názvosloví jsou pouze kysličníky normální, t. j. takové, jejichž složení nepřestupuje nejvyšší formu, danou postavením prvku v periodické soustavě.

Z toho důvodu nemůže býti na př. BaO_2 základem pro adjektivné názvosloví sloučenin barya, neboť nejvyšší forma kysličníku barya v druhé skupině periodické soustavy jest BaO (obecně RO).

Kysličníky bohatší kyslíkem než nahoře uvedené kysličníky normální, *peroxydy*, deriváty to peroxydu vodíku, nedostávají názvu s přídatným jménem, nýbrž skládá se název jejich ze dvou podstatných jmen, jednoho v prvé, druhého v druhém pádě. Tím stává se nepravděpodobnost jejich patrnou již z názvu:

BaO_2 slove peroxyd barya a nikoliv kysličník baryčitý,

H_2O_2 slove peroxyd vodíku a nikoliv kysličník vodičitý.

Poměr atomový zjišťuje se na nejjednodušší empirické a nikoliv na formulí polymerné; na př. na NO_2 nebo As_2O_3 a nikoliv na N_2O_4 nebo As_4O_6 .

V chemii organické týká se změna názvosloví jen solí s kationem anorganickým, esterů kyselin minerálních a alkoholátů kovových; tedy na př. octan draselný, boritan ethylnatý, ethylalkoholát sodný. Dále se tato změna vztahovati nemůže, neboť v národních názvech sloučenin organických nemají koncovky významu číselného. Lze stejně říci alkohol amylový neb amylnatý.

ROZDĚLENÍ PRVKŮ.

Většina prvků jsou látky tuhé, různě tavitelné; mají lesk, nepropouštějí světlo, vedou teplo a elektřinu, s vodíkem povětšinou se neslučují; nazýváme je *kovy*.

Ostatní základní látky jsou buď tuhé nebo kapalné nebo plynné, vedou elektřinu a teplo nesnadno a nemají ponejvíce lesku, s vodíkem dávají sloučeniny plynné, snadno těkavé; nazýváme je *nekovy* či *metaloidy*.

Přesného roztržení prvků v kovy a nekovy nelze provést; známe prvky, které některými vlastnostmi řadí se ke kovům, jinými

k nekovům na př. arsen, antimon, křemík, jsou vzhledu kovového, avšak mají některé vlastnosti nekovů.

Nekovy jsou tyto: *antimon, argon, arsen, bor, brom, dusík, fluor, fosfor, germanium, helium, chlor, jod, krypton, křemík, kyslík, neon, selen, síra, tellur, uhlík, vodík, xenon.*

Nekovy, které vážou 1 atom vodíku jsou jednomocné, ostatní nekovy, jejichž vodíkové sloučeniny jsou složeny dle typu vody, amoniaku neb methanu jsou 2—3—4mocné. Posléze přichází skupina vzácných plynů, které jsou neaktivní a tak jsou:

0-mocné	1-mocné	2-mocné	3-mocné	4-mocné
helium	vodík	kyslík	bor	uhlík
neon	fluor	síra	dusík	křemík = <i>Li</i>
argon	chlor	selen	fosfor	germanium
krypton	brom	tellur	arsen	
xenon	jod		antimon	

Vezmeme-li však za základ pozorování jejich sloučeniny s kyslíkem, jest jejich mocenství často jiné a proto valence, ač jest důležitá, není vlastností nezměnitelnou.

Brom, jod mohou býti v jistých sloučeninách 3—5—7mocné; antimon, arsen, dusík, fosfor jsou v mnohých sloučeninách pětimocné, bor jest však výlučně trojmocný.

Příčiny, proč nekovy ve svých vlastnostech se odchylují od normálního kovového stavu, jsou různé.

Dle jistých společných znaků dělíme nekovy v těchto šest skupin:

1. základní plyny

kyslík
vodík
dusík

2. vzácné plyny

helium krypton
neon xenon
argon

3. skupina síry

síra
selen
tellur

4. halogeny

chlor
brom
jod
fluor

5. skupina fosforu

fosfor
arsen
antimon

6. skupina uhlíku

bor
uhlík
křemík
germanium

NEKOVY.

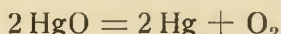
ZÁKLADNÍ PLYNY.

KYSLÍK, O = 16.

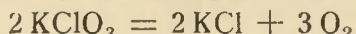
Kyslík jest látka na naší zemi nejvíce rozšířená. Voda, vzduch, země obsahují kyslíkaté látky; ve volném stavu nachází se kyslík jen ve vzduchu. Suchý vzduch obsahuje 23% kyslíku, voda 88,8 % dle váhy. V přírodě vzniká veliké množství kyslíku činností zelených součástí rostlin, kterými se za působení světla rozkládá kysličník uhličitý a vylučuje se kyslík.

Čistý kyslík objevil poprvé *Priestley* 1774, zahřívaje kysličník rtuťnatý. *Lavoisier* prostudoval jeho vlastnosti a nazval jej *oxy-genium* (oxys = kyselý, genao = vyvozuji).

K přípravě kyslíku používáme sloučenin, které snadno pouštějí kyslík; tak na př. kysličník rtuťnatý zahříváním rozkládá se ve rtuť a kyslík;

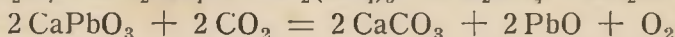
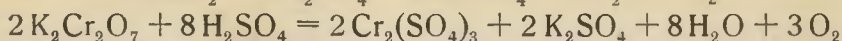
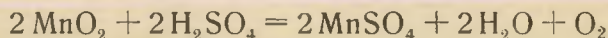


Chlorečnan draselný žháním pouští kyslík:



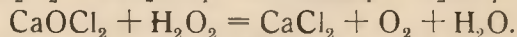
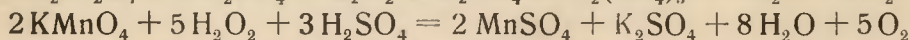
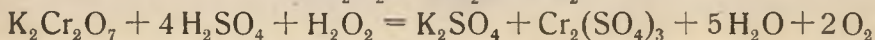
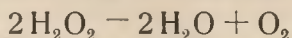
Reakce probíhá však zvolna a urychlujeme ji přísadou čistého práškovitého burele (MnO_2). Použitý burel nesmí býti znečištěn ústrojnými látkami, jinak zahříváním jeho směsí s chlorečnanem vzniká prudký výbuch; proto burel prve vypálíme.

Také z burele nebo z dvojchromanu draselného lze zahříváním se sehnanou kyselinou sírovou získati kyslík, podobně pálením olovičitanu vápenatého v proudě kysličníku uhličitého.



Některé kyslíkaté látky pouštějí kyslík, přijdou-li do styku s jemně rozptýlenými kovy, s některými kyslíkatými sloučeninami nebo s určitými kovovými solemi.

Tak na př. peroxid vodíku H_2O_2 , který sám o sobě jest dosti stálý, smísen s burelem, s dvojchromanem draselným $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nebo s manganistanem draselným KMnO_4 za přísady kyseliny sírové nebo s chlornanem vápenatým CaCl_2O_2 rozkládá se v kyslík a vodu.



Z chlorového vápna, které přechází do obchodu také lisované v kostkách a z peroxydu vodíku můžeme si pohodlným způsobem připravovati kyslík v *Kippově* přístroji (viz str. 33.).

Kyslík vyrábí se průmyslově přerušovanou či frakcionovanou destilací kapalného vzduchu; dusík se totiž z kapalného vzduchu odpařuje rychleji než kyslík a získáme tak kyslík, který obsahuje pouze 2—3% dusíku a argonu.

Z četných chemických metod, z nichž mnohé však technického upotřebení nedoznaly, sluší uvést metodu *Jaubertovu*. Metoda ta záleží v tom, že se lisovaná směs chlorového vápna a natrium peroxydu (*oxylith*) rozkládá vodou dle reakce:



Kde jest levná elektrická energie, vyrábí se kyslík elektrolytickým rozkladem zředěné kyseliny sírové nebo sodného louhu.

Plynný kyslík, vyrobený k účelům továrním, tlačí se do ocelových lahví, obvykle do tlaku 130 atm.

Kyslík jest plyn úplně průhledný, bezbarvý, bez zápachu a chuti, těžší než vzduch, hutnoty 1,105; 1 litr kyslíku váží při 0° a 760 mm tlaku 1,429 g.

Kyslík sám nehoří, avšak hoření značně podporuje; látky, které na vzduchu mírně hoří nebo jen doutnají, shoří v čistém kyslíku skvělým plamenem.

Tak na př. tříska dřevěná nebo uhlík, síra, fosfor, rozžhavený železný drát, hoří v kyslíku oslňujícím plamenem; síra hoří na kysličník siřičitý, fosfor na kysličník fosforečný, železo na kysličník železitý.

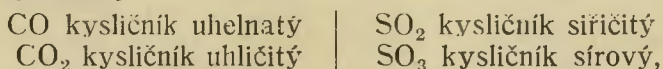
Při hoření látek v kyslíku vyvinuje se mnohdy tak značné teplo, že jím jinak těžko tavitelné látky tají, jako platina, křemen atd.

Vlastnosti, že kyslík podporuje hoření, používáme k zjištění kyslíku; do nádoby, v níž chceme zjistiti kyslík, vnoříme doutnající třísku dřevěnou; vzejme-li se, jest obsažen kyslík.

Ve vodě se kyslík rozpouští málo; jeden litr vody rozpouští 34 cm³ kyslíku při 15°, lze jej tudíž jímati a uschovávat nad vodou. Kyslík lze i čistý dýchat po jistou dobu bez nebezpečí; lidé i zvířata dýchají v kyslíku jako na vzduchu. Při dýchání slučuje se kyslík s haemoglobinem krevních tělísek a udílí krvi červené zbarvení.

Kyslík jest dokonalý plyn a lze jej zkapalnit teprve při — 119° a 50,8 atm. tlaku. Zkapalnělý kyslík jest lehce pohyblivá světle modrá kapalina, lehčí vody; má vlastnosti magnetické, elektřiny však nevede; vše při — 181° a lze jej též silným ochlazením převést ve stav pevný.

Kyslík slučuje se se všemi prvky, vyjma helia, neonu, argonu, kryptonu, xenonu a fluoru v kysličníky a zjev ten nazýváme *okysličením* či *oxydaci*. Dle toho, kolik atomů kyslíka prvek váže, jsou různé stupně oxydace. Tak na př. uhlík a síra tvoří 2 různé kysličníky



dusík tvoří, jak jsme seznali, 5 kysličníků atd.

Kyslíku používá se k autogennímu svařování kovů, k zavádění umělého dýchání (potápěči, v dolech), k ožívování utonulých nebo zadušených, k výrobě ozonu atd.

KATALYSA.

Rozklad peroxydu vodíka a i jiných sloučenin přivoděný působením určitých látek nazýváme *katalysou*.

Známe totiž látky, které průběh jistých chemických reakcí usnadňují, avšak s *konečnými zplodinami reakce se neslučují, ani se nemění*.

Takové látky nazýváme dle *Mitscherliche kontaktními* či dle *Berzelia katalysátory* a působení látek těch nazýváme *katalysou*. Tak na př. platina jemně rozptýlená způsobuje okamžitý rozklad peroxydu vodíku, burel urychluje rozklad chlorečnanu draselného, kysličník kobaltnatý způsobuje uvolnění kyslíku z chlorového vápna, ammoniak se okysličuje jemně rozptýlenou platinou za přítomnosti kyslíku v kyselinu dusičnou; taktéž působí katalyticky palladium, nikl, kobalt, kysličníky ceru a thoria.

Takové *katalysatory*, které reakci urychlují, slují *kladnými* či *positivními*. Jsou však katalysatory, které reakci zabraňují a nazýváme je *zápornými* či *negativními*. Tak na př. okysličení roztoku kysličníku siřičitého v kysličník sírový se zamezí přidáním líhu. Lih jest tudíž katalysátor záporný.

HOŘENÍ.

Chemické slučování se látek s kyslíkem děje se často za vývoje světla a tepla a zjev ten slove *hořením*. To, co v obecném životě nazýváme hořením, jest plamenem doprovázené chemické slučování kyslíku, obsaženého ve vzduchu s látkami, které jsou schopny hoření.

Avšak hořením vůbec nazýváme také slučování se jedné látky s druhou za vývoje světla a tepla. Tak na př. hoří fosfor a antimon v chloru, měď v sirné páře.

Hořením se látky neztrácejí, nýbrž jim přibývá na váze a to o tolik, kolik kyslíku pojmu. Spálíme-li odvážený kousek fosforu v nějaké nádobě obsahující kyslík, vznikne kysličník fosforečný, který váží o tolik více, než fosfor, kolik kyslíka z nádoby ubylo.

Zdá-li se nám, že hořením dřevo, uhlí, síra atd. mizí, jest to tím, že spalováním vznikají plynné zplodiny, které se zevnějškem od vzduchu téměř neliší. Kdybychom však tyto zplodiny spalování zachytili a vážili, shledali bychom, že jejich váha skládá se z váhy spálené látky a váhy kyslíku zmizelého ze vzduchu.

Aby nějaké těleso hořelo, musí býti zahřáto na určitou teplotu t. zv. *teplotu zápalnou*, která jest u každého tělesa různá; fosfor zapaluje se při 60°, síra při 250°, vodík při 600°.

Látky, jež se zapalují na vzduchu bez předchozího ohřátí, na př. jemně rozptýlený fosfor, kapalný fosforovodík, nazýváme *pyrofony*.

Také i teplo, které se při spalování vyvinuje, t. zv. *spalovací teplo*, jest u každé látky jiné; tak na př. u fosforu jest mnohem nižší než u vodíka.

Spalují-li se látky na vzduchu volněji než v kyslíku, vysvětlujeme si zjev ten tím, že dusík, obsažený ve vzduchu, chová se vůči hoření netečně a jako zředující prostředek účinek kyslíku mírní.

Plamen je buď *svítivý* jako plamen svíčky nebo svítiplynu nebo plamen *nesvítivý* jako plamen Bunsenova kahanu nebo hořícího čistého líhu.

Svítivost plamene způsobují v něm rozžhavená tuhá tělesa na př. v obyčejném plameni pevný, jemně rozptýlený uhlík, vylučující se rozkladem látek teplem a rozpálený do řevnosti; vnoříme-li do plamene studený předmět na př. porculánovou destičku, usazuje se na ní uhlík jako saze.

Plameny různých hořících látek jsou různé horké a také jeden a týž plamen není všude stejně horký, vevnitř, kam nemá vzduch přístupu, jest plamen chladný, o čemž se můžeme přesvědčiti, že na př. sirka vnořena dovnitř nesvítivého plamene nechytne.

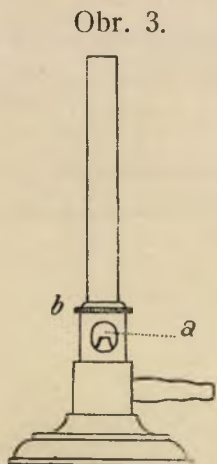
Bunsenův kahan (obr. 3.) skládá se z podstavce, na němž jest zapuštěna trubička k přívodu plynu. Na podstavci jest upevněna kovová trubka, opatřena v dolejší části dvěma otvory (*a*); otvory lze částečně nebo zcela uzavřítí otáčivou objímkou (*b*).

Přivádíme-li do kahanu svítiplyn, mísí se v dolní části kahanu v určitém poměru se vzduchem, který vniká do kahanu postranními otvory *a*; směs svítiplynu a vzduchu zapálena dává plamen nesvítivý, uzavřeme-li přístup vzduchu objímkou *b*, obdržíme plamen svítivý.¹⁾

Prudšího hoření a vyšší teploty docílíme vháněním vzduchu do plynu, jako jest tomu u kahanu *Bunsenova*, užívaného v laboratořích nebo vháněním stlačeného vzduchu po případě kyslíku do plamene.

Hoření můžeme přerušiti, zamezíme-li přístup vzduchu (kyslíku) k hořící látce, na př. poléváme-li oheň vodou anebo snížíme-li teplotu hořící látky pod teplotu zápalnou, na př. vnoříme-li do plynového plamene *Bunsenova* kahanu sítku kovovou. Svítiplyn pod sítkou sice dále hoří, nikoliv však nad sítkou, ač jí část nespáleného plynu prochází, o čemž se můžeme přesvědčiti zapálením plynu nad sítkou.

¹⁾ Podrobnější funkci *Bunsenova* kahanu viz *Formánek*, Rukověť analytické chemie, díl I.



Na tomto základě sestrojil *Davy* bezpečný hornický kahan.

Slučování se kyslíku s látkami neděje se vždy za úkazu hoření; tak na př. železo slučuje se na vzduchu s kyslíkem v kysličník bez nápadného zvýšení teploty; podobně i fosfor slučuje se s kyslíkem vzduchu na kysličník fosforečný bez hoření. Jiné látky, které vůbec nejsou hořlavé, jako na př. kysličník dusnatý, slučují se s kyslíkem vzduchu již za chladu.

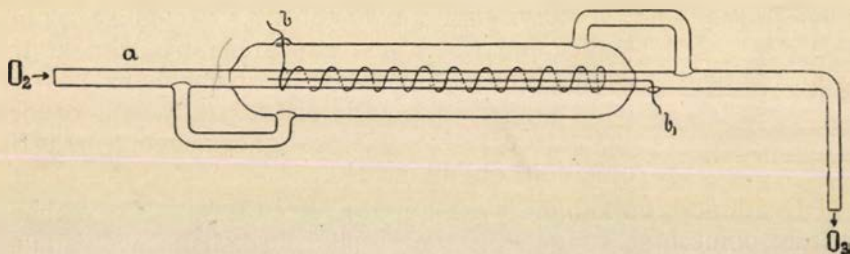
Okysličení, při němž látka již za obyčejné teploty slučuje se samovolně s kyslíkem vzdušným, nazýváme *autooxydaci*, tak na př. jest to okysličování bílého fosforu ve vlhkém vzduchu, rozklad sírovodíkové vody, okysličování solí železnatých v železitě atd.

OZON, $O_3 = 48$.

Poblízku přístrojů, které vyvozuji elektřinu, poblízku svítících rtuťových lamp, po bouřce, t. j. všude tam, kde vzduchem procházejí elektrické výboje nebo ultrafialové paprsky, cítíme zvláštní ostrý zápach, upomínající na hořící síru.

Tento zápach vzniká od modifikace kyslíku, kterou nazýváme *ozonem* (ozo = cítím). Ozon objevil *Schönbein* a prohlásil jej z počátku mylně za nový prvek.

Obr. 4.



Ozon vzniká také, vedeme-li kyslík přes vlhký fosfor, rovněž při elektrolyse zředěné kyseliny sírové.

Že ozon vzniká z kyslíku, můžeme se přesvědčiti, necháme-li procházeti kyslíkem elektrickou jiskru; množství vzniklého ozonu jest však skrovné.

Větší množství ozonu, ale také jen asi 5—8% získáme, vystavíme-li kyslík účinku temného elektrického výboje.

Děje se to přístroji t. zv. *ozonisátory*, které jsou různě sestrojeny. Nejjednodušší ozonisátor jest naznačen v obrazci 4.

Tvoření ozonu způsobují katodové a ultrafialové paprsky při výboji vznikající.

Za obyčejné teploty jest ozon stálý, zahřetím mění se v obyčejný kyslík, ve vodě jest skrovně rozpustný.

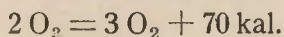
Při normálním tlaku a obyčejné teplotě rozpouští se 0,98 g ozonu v 1 litru vody. Ve vodním roztoku, zvláště za přítomnosti

alkalií se ozon snadno rozkládá v obyčejný kyslík. Snadněji rozpouští se ozon v ledové kyselině octové a v chloridu uhličitým modrou barvou.

Chladíme-li kyslík při ozonizování kapalným vzduchem, promění se úplně v ozon a zkapalní. Zkapalněný ozon jest barvy temně modré, vře asi při -119° .

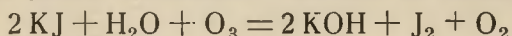
Plynný ozon má zvláštní zápach, který cítíme ještě, nachází-li se 1 díl ozonu v 500.000 dílech vzduchu.

Páry čistého ozonu jsou velmi výbušné, mění se totiž ozon beze vší příčiny snadno v obyčejný kyslík za vývoje tepla a výbuchu.



Čistý ozon dráždí silně ku kašli a okysličuje již při obyčejné teplotě četné látky, zvláště ve vlhkém vzduchu. Fosfor mění v kyselinu fosforečnou, sír v kyselinu sírovou, arsen v kyselinu arsenitou, ammoniak v kyselinu dusičnou, na stříbře tvoří černý peroxid stříbra.

Z roztoku jodidu draselného vylučuje se ozonem jod



Delším účinkem ozonu okysličuje se jod v kyselinu jodičnou.

Ústrojné látky ozon okysličuje, proto u přístrojů, které obsahují ozon, nelze používatí kaučukových trubic.

Také organismy ozon ničí a používá se ho tudíž k čistění vzduchu, vod, sterilisování mléka atd.

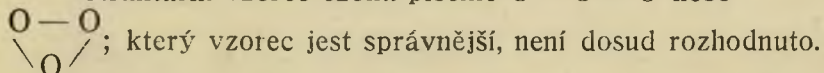
Mnohá barviva jako na př. roztok indiga, lakmusu se ozonem odbarvují. Odbarvování barviv nebo vylučování jodu není ovšem pro ozon reakce význačná, poněvadž tento zjev způsobuje na př. také kyselina dusitá.

Ozon zjišťujeme tudíž tetramethyldiparaaminodiphenylmethanem. Ovlhčíme-li roztokem této sloučeniny v kyselině octové filtrační papír a vystavíme-li jej účinku ozonu, nabude barvy fialové.

Při oxydaci ozonem se objem plynu, obsahujícího ozon, nemění, neboť pouze třetí atom kyslíku v ozonu oxyduje.

V ozonu naučili jsme se znáti kyslík, který se od obyčejného kyslíku liší chemickými i fysikálními vlastnostmi. Vlastnost, podle které elementy se mohou objevovati ve dvou nebo několika útvarech povahy rozdílné, nazýváme *allotropií*.

Strukturní vzorec ozonu píšeme $O = O = O$ nebo



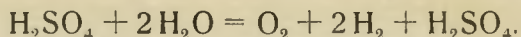
VODÍK, $H = 1,008$.

Vodík jest jeden z nejrozšířenějších prvků na světě; jest součástí atmosféry sluneční a stálic. Ve volném stavu přichází na zemi jen nepatrně, na př. v plynech sopek, ve štěrbinách ložisek karnalitových u Stassfurtu; vzniká také hnitím některých ústrojných látek, rozkladem cellulosity jistými mikroorganismy a při máselném

kvašení. Obecně přichází vázán ve sloučeninách, zvláště ve vodě, která obsahuje $\frac{1}{9}$ vodíku dle váhy.

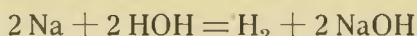
Vodík lze připravit:

1. Elektrolysou kyseliny sírové, zředěné vodou; na záporném polu vystupuje vodík, na kladném kyslík. Rozklad děje se dle rovnice

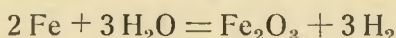


K tomu účelu můžeme použítí voltametru (viz stať »Voda«).

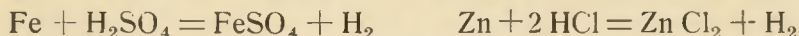
2. Nepřímým rozkladem sloučenin vodíkatých, tak na př. účinkem alkalických kovů sodíku nebo draslíku na vodu. Rozklad nastává již za obyčejné teploty.



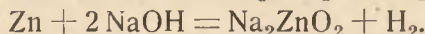
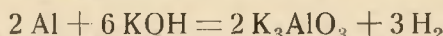
Také kovy alkalických zemin na př. vápník rozkládají vodu, ale volněji, za jistých okolností i hliník za obyčejné teploty. Zinek, železo, nikl rozkládají vodu teprve v žáru.



Působením zředěných kyselin v kovy vyvíjí se vodík již za obyčejné teploty.



Vodík vzniká též, působíme-li na hliník, zinek nebo křemík roztokem hydroxydu draselného zahřívající

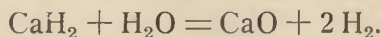


Tohoto způsobu používá se k výrobě vodíku na veliko.

Průmyslově vyrábí se vodík rozkladem vodní páry uhlím v žáru $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$. Vzniklá směs kysličníku uhelnatého a vodíku, t. zv. *vodní plyn*, žene se za tlaku přes hydroxyd sodný, zahřátý na vyšší teplotu. Účinkem kysličníku uhelnatého CO vzniká mravenčan sodný, zbývá čistý vodík.

Rovněž se vyrábí vodík z acetyleny C_2H_2 zahřejeme-li jej na 400° ; acetylen rozloží se v jemně rozptýlený uhlík a vodík.

Působením vody v kalciumhydrid CaH_2 vzniká taktéž vodík.



K výrobě vodíku používá se dále ferrosilicia, které působením louhu alkalického dá vodík. Značné množství vodíku získává se jako vedlejší výrobek při elektrolytické přípravě hydroxydu draselného, sodného a chloru.

Na veliko vyrobený vodík přichází do obchodu stlačený v ocelových válcích jako kyslík. V laboratořích vyrábíme si vodík obvykle působením zředěné kyseliny sírové nebo solné na zinek a používáme k tomu buď *přístrojů plynopudných*, různého uspořádání nebo lépe *přístrojů Kippových*.

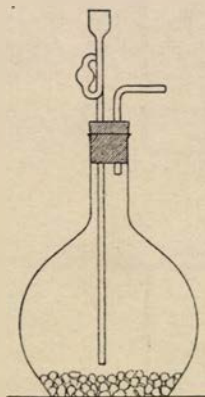
Obyčejný plynopudný přístroj (obr. 5.) sestaví se takto:

Do skleněné baňky se nasype zrněný zinek nebo na drobno nastříhaný zinkový plech; baňka uzavře se dvakrátě vrtanou zátkou, jíž prochází nálevkovitá trubice, prodloužená téměř ke dnu a plynopudná trubice.

Trubicí nálevkovitou přilévá se zvolna zředěné kyseliny sírové nebo solné, aby se nevyvíjel plyn příliš bouřlivě a trubicí do úhlu zahnutou odvádí se plyn na libovolné místo.

Obr. 6.

Obr. 5.

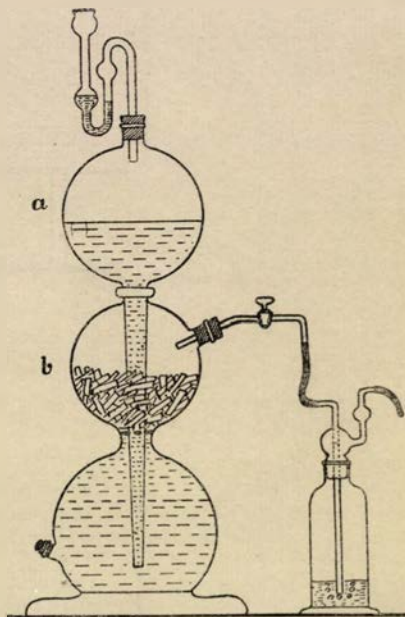


Kippův přístroj (obr. 6.) skládá se z vrchní kulovité nádoby *a* protažené v trubku, sahající téměř na spodní dno části *b*. Do střední kulovité nádoby nasype se postranním hrdlem zinek a hrdlo

se uzavře zátkou, opatřenou plynopudnou trubicí s kohoutkem. Trubka tato spojí se s promývačkou, naplněnou obvykle vodou, aby se plyn čistil od stržené kyseliny. Kulovitou částí *a* naleje se zředěná kyselina při otevřeném kohoutku, až naplní úplně spodní nádobu a střední nádobu asi do poloviny. Zavřeme-li kohoutek, nemůže plyn unikati a vytlačuje kyselinu do hořejší nádoby *a*; vývoj plynu znenáhla přestane. Jakmile otevřeme kohoutek, vnikne kyselina opět do střední nádoby a vývoj plynu opět počíná.

Použijeme-li k přípravě vodíku prodejného zinku nebo odpadků zinkového plechu a technické kyseliny sírové nebo solné, není vyrobený vodík čistý, obsahuje něco sirovodíku, fosforovodíku anebo arsenovodíku a nepříjemně páchne; proto provádíme vodík promývačkou (obr. 6.), naplněnou roztokem dusičnanu stříbrného nebo manganistanu draselného.

K některým účelům vodík jakož i jiné plyny sušíme; provádíme je nádobami naplněnými hmotami, jež jim odebírají vodu, na př. bezvodým chloridem vápenatým, kysličníkem fosforečným atd.,

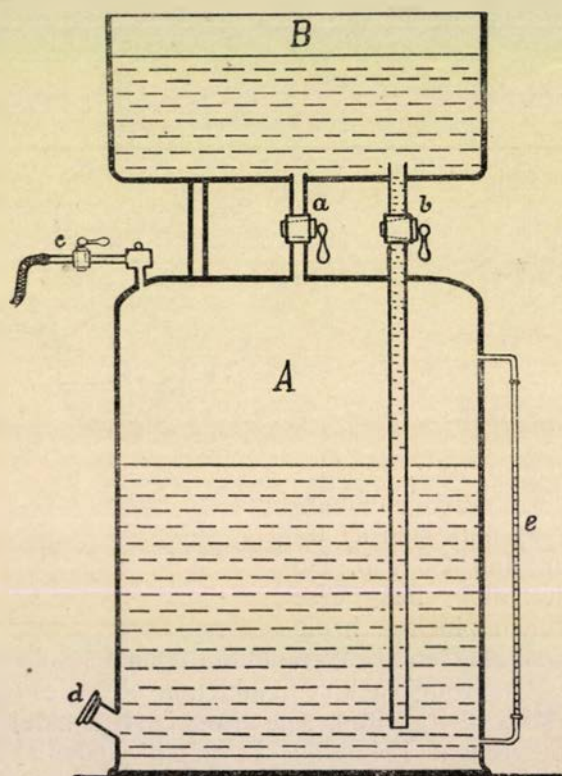


nebo promývačkami, naplněnými částečně sehnanou kyselinou sírovou. Sušící látka musí býti vhodně volena, tak na př. ammoniak nelze sušiti chloridem vápenatým.

Vodík sušíme obvykle sehnanou kyselinou sírovou.

Plyny přechováváme ve zvláštních plynojemech (obr. 7.) Plynojem skládá se z uzavřené skleněné nebo měděné nádoby *A* a z otevřené nádoby *B*. Obě nádoby spojeny jsou trubkami *a* a *b*, opatře-

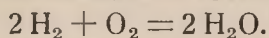
Obr. 7.



nými kohoutky. Spodní nádoba opatřena jest plynopudnou trubkou *c* s kohoutkem uzavíratelným, hrdlem *d* k jímání plynu a u měděného plynojemu vodoměrnou trubicí *e*.

Chceme-li jímati plyn, naplníme nejprve spodní nádobu *A* při otevřených kohoutcích *a*, *b*, *c* vodou, až tato vytéká trubkou *c*, načež kohoutek uzavřeme a dolejeme vodou částečně nádobu *B*, po té uzavřeme kohouty *a* a *b*, vyšroubujeme závěr hrdla *d*, vpravíme jím trubicí přivádějící plyn, který vodu hrdlem vytlačuje. Jakmile naplnil plyn dolější nádobu téměř k hrdlu, což vidíme na vodoměrné trubicí, vytáhneme trubicí plynopudnou a hrdlo uzavřeme. Je-li třeba plyn z plynojemu vypouštět, otevřeme kohoutek *b* a pak *c*; tlakem vody z nádoby *B* uniká po otevření kohoutku *c* plyn.

Vodík jest plyn bezbarvý, bez chuti a bez zápachu, rozpouští se ve vodě jen skrovně, v 1 litru vody 15° teplé rozpouští se 19 cm³ vodíku; jest nedýchateľný, zapálen na vzduchu hoří plamenem téměř neviditelným, velmi horkým a spaluje se na vodu



Spálením 1 g vodíka (11,2 litru) vyvine se 34,2 kalorií.

Hoření nepodporuje; hořící svíčka v něm shasne, avšak lze způsobiti, že v něm na př. kyslík hoří (obrácený plamen).

Vodík jest nejlehčí ze všech plyných prvků, jeho specifická váha obnáší 0,0695, jest tudíž 14,4krát lehčí než vzduch. Jeden litr vodíku váží při 0° C a 760 mm tlaku 0,0899 g.

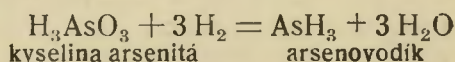
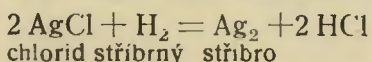
Pórovitými stěnami prolíná mnohem rychleji nežli vzduch; v uzavřené pórovité nádobě, naplněné vzduchem, do níž z venku vniká, způsobuje tudíž tlak.

Pokus provedeme takto: Průlinčitou nádobku galvanického článku utěsníme neprodyšně zátkou, jíž prochází skleněná trubice. Spodní konec trubice ponoříme do skleněné nádoby, naplněné vodou. Průlinčitou nádobku pokryjeme zvoncem s hrdlem. Do hrdla nasadíme zátku s trubicí, kterou uvádíme vodík. Vodík vniká rychle do průlinčité nádoby a způsobuje tam tlak, což se jeví unikáním bublinek z trubky ponořené do vody.

Vodík lze zkapatiti teprve, chladíme-li jej kapalným vzduchem; kapalný vře při — 252°; též lze jej proměnití ve stav tuhý při — 259°. Kapalný vodík jest bezbarvý, snadno pohyblivý, tuhý tvoří bílé krystalky.

Jako kyslík, má vodík zvláštní vlastnost, že se při svém vývinu slučuje ihned v molekulu H₂; ve *zrodu*, t. j. v okamžiku, kdy se odštěpuje z některé sloučeniny, má velikou náklonnost sloučiti se s kyslíkem ve vodu, s chlorem v chlorovodík; kysličníky nebo chloridy kovů mění v kovy, vyšší kysličníky mění v nižší kysličníky, sloučeniny vodíkaté ve sloučeniny vodíkem bohatší.

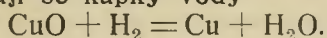
Tuto vlastnost vodíku nazýváme *redukci* a rozumíme jí také odeírání jiného elektronegativního prvku dané sloučenině. Vodík jest tudíž *redukovadlem*.



Redukci, při níž se kyslík ze sloučeniny odstraňuje, nazýváme *odkysličěním* či *desoxydaci*, redukci, záležející v prostém připojení (adici) vodíku, nazýváme *hydrogenisací* (viz níže tvrzení olejů).

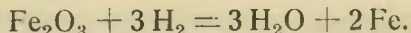
Plynný vodík t. j. již vybavený, redukuje za obyčejné teploty jen výjimečně, za to však energicky za tepla nebo pomoci katalysatorů.

Tak na př. zahřejeme-li černý kysličník měďnatý v trubicí, kterou proudí vodík, mění se kysličník v červenou měď a na chladnějších místech usazují se kapky vody

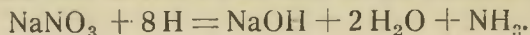


Redukce kysličníku měďnatého nastává již při 140°.

Kysličník železitý zahřát v proudu vodíku, mění se při 600° v železo a vzniká voda



Uvádíme-li vodík do roztoku dusičnanu alkalického, v němž jest jemně rozptýlena platina, redukuje se dusičnan v ammoniak



Některé kovy pohlcují či jak říkáme okkludují značně vodík, na př., tuhá i roztopená měď, železo, nikl, houbovitě (práškovité) palladium nebo platina (platinovaný asbest) a žiháním jej opět pouštějí.

Ponoříme-li do proudícího vodíku na platinovém drátku upevněný platinovaný asbest, nastává tak rychlé pohlcování vodíku, že se asbest rozpálí a vodík se vzejme.

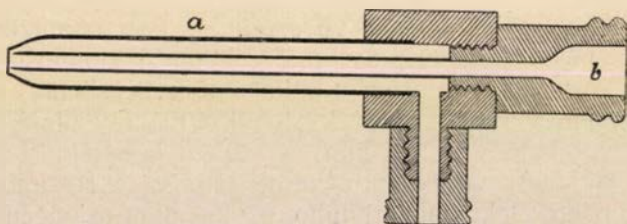
Rozžhavená platina a železo propouštějí značně vodík.

S alkalickými kovy sodíkem a draslíkem tvoří vodík při 350° krystalované hydridy NaH, KH, s lithiem slučuje se za značného vývoje tepla v LiH. Vápník shoří ve vodíku při 400° a tvoří hydrid CaH₂.

Vodík smísen s kyslíkem v poměru na 2 objemy vodíku 1 objem kyslíku dává t. zv. *třaskavý plyn*, který zapálen, velmi prudce vybuchuje; zápalná teplota obnáší 600—700°.

Také směs 2 objemů vodíku a 5 objemů vzduchu dává třaskavý plyn.

Obr. 8.



Chceme-li tudíž zapáliti vodík, unikající z trubice plynopudného přístroje, musíme jej zachytiti prve na zkoumavce a zkusiti, zda hoří bez výbuchu, jinak by se vodíkový přístroj zapálením směsi vodíku a vzduchu roztříštil.

Za určitého uspořádání hoří vodík v kyslíku bez výbuchu, mísíme-li jej s kyslíkem teprve tam, kde vzniklá směs má hořeti; při tom vyvinuje se tak vysoká teplota (asi 2000°), že v tomto plameni taje i platina a křemen. Neroztoplivá tělesa rozpalují se do prudkého žáru a vydávají oslňující světlo, na př. kysličník vápenatý, kysličník hořečnatý, kysličník zirkoničitý.

K spalování vodíku kyslíkem používáme t. zv. *Daniellova koutu*. (Obr. 8.) Zevnější trubicí *a* přivádí se nejprve vodík, který se zapálí, a po té vnitřní trubicí *b* kyslík.

Vodíku používá se k autogennímu svařování kovů, k plnění balonů, k osvětlování, k výrobě amoniaku, k tvrzení olejů a tuků, při výrobě lihu a kyseliny octové z acetyleny atd.

Tvrzení levných olejů a tuků spočívá v tom, že v tucích obsažené nenasyčené sloučeniny, jež způsobují jejich tekutost, a snadné okysličování (oleje se barví na vzduchu hnědě a nabývají nepříjemného zápachu), nasycují se použitím katalysátorů na př. práškovitého niklu vodíkem a přeměňují se v sloučeniny nasycené (hydrogenisace), čímž jakost olejů a tuků se zlepší. To jest důležité zvláště u olejů, jichž používá se jako poživatin nebo z nichž se dělá po tvrzení stearin.

Také platina, palladium, kobalt, měď, železo, působí jako katalysátory.

Tvrzené tekuté oleje, bavlíkový, lněný, rybí tuk užívají se v mydlářství k výrobě tuhých toaletních mýdel nebo lze tvrzením olejů také získati výrobky, nahrazující jedlé tuky zvířecí.

VODA, H_2O .

Obr. 9.

Voda jest rozšířena značnou měrou na celé zeměkouli ve všech třech skupenstvích.

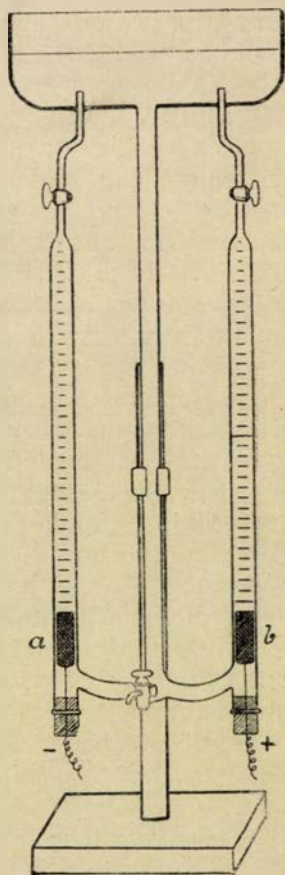
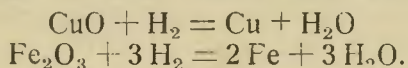
Chemicky vázána přichází jako *krystalová a hydrátová* voda ve sloučeninách a v minerálech.

Dříve se mělo za to, že voda jest prvkem, teprve r. 1781 shledal *Cavendish*, že hořením vodíku na vzduchu vzniká voda; r. 1783 *Lavoisier* studoval tento zjev blíže a vyslovil, že spojením se vodíku s kyslíkem vzniká voda.

Voda jest sloučenina jednoho objemu kyslíku a dvou objemů vodíku; o tom lze se přesvědčiti elektrolysou zředěné kyseliny sírové v přístroji t. zv. *voltamtru* (obr. 9.). Elektrický proud prochází oběma platinovými poly *a* a *b*, v levém rameně hromadí se vodík, a v pravém kyslík. Objemy vyloučených plynů lze na příslušné stupnici ramen odečísti.

Voda vzniká sloučením se vodíku samotného i z veškerých vodíkatých sloučenin s kyslíkem, a jest tudíž zplodinou spalování veškerých ústrojných látek, tvoří se i dýcháním lidí a zvířat.

K utvoření vody není třeba volného kyslíku; vedeme-li vodík přes některé kovové kysličníky za tepla, vzniká také voda na př.



Obyčejná, v přírodě přicházející voda není nikdy čistá; obsahuje rozpuštěné zemité látky, kterými protéká. Chceme-li si tudíž připravit čistou vodu, čistíme ji *destilací* (viz str. 12.).

Jednoduchou destilací získaná voda obsahuje však vždy ústrojné látky, proto ji destilujeme znovu za přísady manganistanu draselného a vápna, kterými se ústrojné látky okyslíčí a zničí; vodní páry chladíme v chladiči pocínovaném, a vodu jímáme v kameninových nádobách. Úplně čistá destilovaná voda nevede téměř elektrického proudu.

Čistá voda jest za obyčejné teploty kapalina průhledná, bez chuti a zápachu; v tenkých vrstvách bezbarvá, v silných vrstvách modrá; obsahuje-li sledy hydroxydu železitého nebo ústrojné látky, přechází barva do zelena.

Voda tuhne (mrzne) za normálního tlaku vzduchu již při 0°C a krystaluje při tom hexagonálně. Bod tuhnutí jest však odvislý od tlaku, silným tlakem se snižuje, na př. tlakem 2000 atm. taje led již při -20° .

Zahříváme-li vodu v otevřené nádobě, počnou se při jisté teplotě uvnitř kapaliny vyvíjeti bublinky vodní páry a jakmile tlak páry (tense) dosáhne tlaku atmosférického, počne voda vřítí. — Teplota, při které zjev ten nastává, zove se *bodem varu* vody.

Za normálních poměrů, t. j. při 760 mm tlaku, vře voda při 100° a mění se v páry.

Za většího tlaku na př. v uzavřených nádobách (kotlích), vře při teplotě nad 100° , za sníženého tlaku na př. ve vzduchoprázdne prostore vře při mnohem nižší teplotě, rovněž i ve vyšších polohách na zemi, na př. na Mont Blancu, kde jest tlak vzduchu mnohem nižší, vře již při $84,4^{\circ}$.

V *plynné skupenství* t. j. v páru, přechází voda i led při každé teplotě; při nízkých teplotách odpařuje se ovšem skrovně.

Voda má zvláštní vlastnost, že dosáhne největší hustoty při určité teplotě; kdežto objemu téměř veškerých těles zahříváním přibývá, objemu vody při zahřívání z 0° až do $3,98^{\circ}$ ubývá a teprve nad 4° se voda počíná opět roztahovati.

Specifické teplo vody, tepelná kapacita, je značné; *latentní teplo tání*, t. j. teplo potřebné k přeměně 1 kg ledu ve vodu kapalnou 0° teplou (pochod endothermický), obnáší 79 kalorií, *latentní teplo výparné*, t. j. teplo potřebné ku změně 1 kg vody 100° teplé v páry 100° teplé obnáší 540 kalorií.

Kdežto 1 kubický decimetr vody váží při 4° 1 kg, stejný objem vodní páry váží při 100° a normálním tlaku jen 0,59 g; vodní pára zaujímá tudíž 1700krát větší objem než kapalná voda.

Při přechodu vody v tuhý stav (pochod exothermický) nastává značné zvětšení objemu; z asi 100 cm^3 vody obdržíme 108 cm^3 ledu.

Bod tání ledu a *tuhnutí* (mrznutí) vody nebývají totožné. Vodu lze za jistých okolností ochladiti i několik stupňů pod nulu a přece

nenmrzne. Nejmenším otřesem však taková silně přechlazená voda přechází ihned v led; pravíme, že přechlazená voda nalézá se ve stavu *metastabilním*.

Vodu lze nejen přechladiti ale i za jistých okolností *přehřáti* aniž by vřela. Zahříváme-li čistou na př. destilovanou vodu ve skleněné otevřené nádobě, může se bod varu překročiti a voda přece nevře. Vhodíme-li do takové vody kousek pemzy, vyvě voda okamžitě.

Zjev ten nazýváme *utajeným varem* a jest příčinou bouchání kapalin zahříváných k varu. Zamezíme je přidávkem kousku pemzy nebo vnořením skleněné kapilární trubičky, na jednom konci zatavené, do kapaliny.

Voda jest nejobecnějším rozpustidlem látek tuhých, kapalných i plyných.

Rozpustnost tuhých látek jest velmi různá: jsou látky téměř nerozpustné na př. síran barnatý, snadno rozpustné na př. uhličitán sodný a rozplývavé na př. chlorid vápenatý; také jest rozpustnost závislá na teplotě, obvykle teplotou rozpustnosti přibývá.

Rozpustnost látek udáváme čísly, kolik grammů látky při určité teplotě rozpouští se ve 100 dílech vody, nebo kolik jest zapotřebí vody k rozpuštění jednoho váhového dílu látky při určité teplotě.

Teplo, jež provází rozpouštění 1 gr látky, nazýváme *teplem rozpouštěcím*; přepočteme-li toto teplo na 1 grammolekulu, obdržíme *molekulární rozpouštěcí teplo*; toto jest na př. u chloridu sodného — 1,3 kalorií, u chlorečnanu draselného — 10 kalorií.

Kladný efekt tepelný při rozpouštění ve vodě jeví takové látky, jež při tom s vodou se chemicky slučují; množství tepla při slučování může býti pak větší než ono, které se při rozpouštění pohlcuje, jako jest tomu při rozpouštění hydroxydu sodného, hydroxydu draselného atd.

Odečteme-li od rozpouštěcího tepla bezvodé látky rozpouštěcí teplo látky vodnaté, obdržíme *teplo hydratační*, t. j. teplo, jež se uvolní při vzniku určitého hydrátu z 1 grammolekuly látky bezvodé.

Teplo, jež se spotřebovalo k rozpouštění látky ve vodě, uvolní se opět při krystalisaci.

Roztok, jenž obsahuje takové množství látky, že jí více pojmouti nemůže, slove *nasyceným*, jinak jest *nenasycený*.

Rozpuštěné látky mohou se opět z roztoku vylučovati; obvykle vylučují se v krystalech a nazýváme zjev ten *hráněním* či *krystalisací*.

Tělesa vylučují se při změně v pevný stav v krystalech více méně vyvinutých.

Tvar krystalů jest důležitá vlastnost k poznání a rozeznání látek, poněvadž souvisí úzce s chemickou povahou látek.

Krystalisace může býti provedena na př. tak, že si připravíme roztok látky za horka (vzniká roztok přesycený) a necháme jej pak

zvolna v klidu vychladnouti; chladnutím vylučují se větší krystaly. Chceme-li získati krystaly drobnější, mícháme při chladnutí roztokem; to jest *krystalisace rušená*. Také docílujeme krystalisaci, volným odpařováním roztoku. Kapalina, zbývající po krystalisaci, sluje *matečním louhem*.

Někdy roztok látky, jejíž rozpustnost jest za chladu poměrně skrovná, připravený za horka ochlazením nevylučuje ničeho, obsahuje tudíž po vychladnutí více tuhé látky, než by obvykle mohl pojímati; takový roztok sluje *přesyceným*.

U takového roztoku způsobíme krystalisaci, vhodíme-li do něho malou částčku látky, která je v něm rozpuštěna; tento zjev pozorujeme na př. u síranu sodného, tak zv. Glauberovy soli.

Tuhé látky vylučují se při krystalisaci buď bezvodé nebo sloučené s vodou; tuto vodu nazýváme *vodou krystalovou*, tak na př. dusičnan draselný krystaluje bez vody, chlorid barnatý se dvěma molekulami vody, síran měďnatý s pěti molekulami vody, síran hořečnatý se sedmi molekulami vody.

Krystalová voda nebývá v látkách stejně pevně vázána; někdy uniká z látky již za obyčejné teploty a nazýváme to *větráním* (soda krystalovaná, síran hořečnatý).

Jiné látky pouštějí vodu teprve zahřátím na př. síran měďnatý, chlorid barnatý; některé látky na vzduchu vodu naopak přijímají, t. j. se rozplývají (chlorid vápenatý, chlorid zinečnatý).

Každá látka rozpuštěna ve vodě, zvyšuje bod varu roztoku a tento bod varu stoupá s koncentrací roztoku, na př. 44%ni roztok chloridu vápenatého vře teprve při 110°.

Rozpuštěním málo těkavé látky ve vodě sníží se napětí par (tense) vody; následkem toho jest bod varu tohoto roztoku vyšší než bod varu vody, a proto musíme roztok výše zahřátí, aby jeho tense stoupla na stupeň nutný k přemožení tlaku atmosférického.

Rozpuštěním tuhých látek ve vodě způsobuje se někdy zvýšení jindy opět snížení teploty; tak na př. rozpouštěním kysličníku sírového, kysličníku fosforečného, chloridu zinečnatého ve vodě se teplota značně zvýší; rozpustíme-li 36 g chloridu sodného ve 100 cm³ vody, klesne teplota o 2·5°, rozpustíme-li 60 g dusičnanu amonného ve 100 cm³ vody, klesne teplota o 27°, rozpustíme-li 110 g sirnatanu sodného ve 100 cm³ vody, klesne teplota o 18°, atd.

Použijeme-li místo vody ledu nebo sněhu, sníží se teplota ještě značněji, tak na př. smísením 1 dílu chloridu sodného a 2 dílů sněhu klesá teplota na — 20°, smísením 1 kg chloridu vápenatého krystalovaného (CaCl₂, 6 H₂O) s 0·7 kg sněhu, klesá teplota na — 55°. Směsi takové slují *směsí zimotvorné* (viz též kysličník uhličitý).

Některé kapaliny, jako líh nebo kyselina sírová, rozpouštějí se, t. j. mísí se s vodou v každém poměru. Jiné kapaliny jako na př. éter rozpouštějí se ve vodě jen nepatrně a jiné opět jako na př. sirouhlík, benzin se ve vodě vůbec nerozpouštějí.

Voda slučuje se s mnohými látkami přímo a vznikají sloučeniny zvané *hydráty*.

Tak na př. kysličník vápenatý dává s vodou hydrát vápenatý $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaOH}_2$, kysličník sírový monohydrát či kyselinu sírovou $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$, chlorid vápenatý dává krystalovaný chlorid vápenatý $\text{CaCl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2(\text{H}_2\text{O})_6$ atd.

U některých hydrátů máme za to, že voda sloučila se s látkou původní v novou molekulu jako jest tomu u hydrátu vápenatého, a píšeme $\text{Ca}(\text{OH})_2$, jinde představujeme si vodu prostě k látce připojenou jako vodu krystalovou a píšeme ji vedle vzorce látky na př. $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Rozpouštění plynů ve vodě nazýváme *pohlcováním* či *absorpací*. Pohlcování jednoho a téhož plynu jest tím větší, čím jest plyn v kapalině rozpustnější a čím jest teplota kapaliny nižší; při absorpci se voda otepluje. Tak na př. 1 objem vody pohlcuje dva objemy kysličníku uhličitého, 500 objemů chlorovodíku, 1000 objemů amoniaku atd.

Voda v přírodě přicházející obsahuje rozpuštěné cizí látky v měnivém množství. Nejčistší jest voda *dešťová a sněhová*, obsahuje však pohlcené ze vzduchu plyny, jako kyslík, dusík, kysličník uhličitý a sledy amonných solí atd.

Pramenná voda bývá více méně znečištěna dle povahy vrstev zemských, jimiž protéká; protéká-li vrstvami žuly nebo ruly, bývá poměrně velmi čistá. Protéká-li však vápencem, magnitem nebo dolomitem, rozpouštějí se tyto působením kysličníku uhličitého ve vodě obsaženého dosti značně, podobně, setká-li se voda se sádrou (síranem vápenatým).

Obsahují-li vody značnější množství cizích látek, zovou se *vodami minerálními*, na př. *voda hořká* obsahuje síran sodný a síran hořečnatý, *voda solná* obsahuje chlorid sodný, *voda železitá* obsahuje kyselý uhličitán železnatý, *kyselka* obsahuje značné množství kysličníku uhličitého, *sírná voda* obsahuje sirovodík.

Vody, které vyražejí ze značnějších hloubek a mají značnou teplotu, nazýváme *teplícemi, thermami*.

Voda mořská obsahuje značné množství chloridu sodného a solí hořečnatých, průměrně 3·5%.

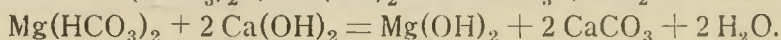
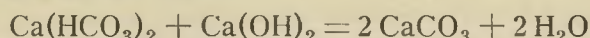
Vody dělíme na *tvrdé a měkké*. *Tvrdá* voda jest taková, která obsahuje značnější množství solí vápenatých a hořečnatých, kyselých uhličitánů a síranů.

Kyselé uhličitany vápenatý a hořečnatý způsobují *tvrdost pomíjející*, která může býti vařením zrušena; kyselé uhličitany rozkládají se totiž v normální uhličitany ve vodě nerozpustné; sírany vápenatý a hořečnatý způsobují *tvrdost stálou*, jež vařením nemizí.

Pomíjející i stálá tvrdost vody tvoří dohromady *celkovou tvrdost* vody.

Pro mnohé účely průmyslové, jako na př. k napájení parních kotlů, se tvrdá voda nehodí, poněvadž vařením vylučuje se z ní

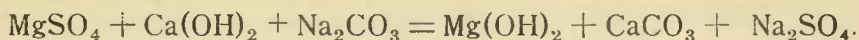
nerozpustný uhličitan a síran vápenatý a uhličitan hořečnatý jako t. zv. kotelní kámen, a musí se proto měkčiti; měkčení vody provádí se přísadou vápenného mléka (hašené vápno, zředěné vodou) určité hustoty, kterým se kyselý uhličitan vápenatý změní v normální uhličitan vápenatý, kyselý uhličitan hořečnatý v nerozpustný hydroxid hořečnatý dle rovnic



Síran vápenatý odstraní se z vody přísadou sody, kterou se mění v nerozpustný uhličitan vápenatý dle rovnice



Je-li obsažen ve vodě síran hořečnatý, reaguje s vápenným mlékem a sodou.



Dle uvedených rovnic vypočítá se množství vápna a sody, potřebné ku změkčení 1 hl vody, jejíž složení nutno předem znáti (viz Formánek, Rukověť analytické chemie, díl II.).

K vodě, která se má změkčiti, přidá se vápna, rozmíchaného s vodou a roztoku sody v určitém poměru, důkladně se promíchá, sraženina se nechá usaditi, načež se voda filtruje.

V novější době používá se k měkčení vody s prospěchem t. zv. *permutitu*, který má tu výhodu, že při jeho použití není zapotřebí stálého dozoru jako dříve popsaného pochodu změkčovacího.

Permutit jest křemičitan hlinito-sodný, uměle připravený tavením kaolinu s alkaliemi a křemenem; působení jeho záleží v tom, že sodík v něm obsažený nahrazuje se vápníkem nebo hořčíkem z vody, takže voda pak obsahuje neškodný uhličitan neb síran sodný.

Měkčení vody provádí se tak, že voda se nechá zvolna protékati vysokými železnými válci, naplněnými permutitem.

Upotřebený permutit regeneruje se smísením s roztokem chloridu sodného, kterým se vápník a hořčík vylouží a nahradí opět sodíkem.

ZÁKON ZACHOVÁNÍ HMOTY.

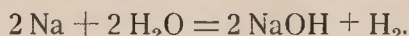
REAKCE JEDNOSMĚRNÉ, ZVRATNÉ A SDRUŽENÉ.

Při žádné chemické reakci nic se neztrácí. Tento zákon zove se *zákonem zachování hmoty* a pravíme: *součet vah látek v reakci vstupujících rovná se součtu vah látek reakci vznikajících.*

Zákon ten prokázal *Lavoisier* (1743—1793), pracemi o hoření kyslíku a r. 1908 potvrdil jej přesnými pracemi *Landolt*.

Působí-li dva prvky na sebe, vzniká jediná sloučenina, jako na př. z hořčíku a kyslíku kysličník hořečnatý.

Působí-li prvek na sloučeninu, může vzniknouti jedna látka, nejčastěji vznikají však dvě látky a v tomto případě mluvíme o *substituci* či *reakci vytěšňovací* či *náhradné* (záměna).



Působí-li na sebe dvě sloučeniny, může sice vzniknouti jedna složitá látka, obyčejně vzniknou však dvojitou záměnou dvě různé sloučeniny. Reakci tu nazýváme *rozkladem podvojným*

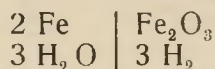


Probíhá-li reakce tak, že látky vzniklé na sebe nepůsobí, nazýváme *reakci* takovou *jednosměrnou* na př.

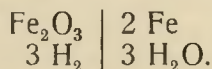


Veškeré reakce neprobíhají však vždy jednosměrně, nýbrž mohou nastati takové okolnosti, že nově vzniklé látky na sebe opět účinkují.

Při vodíku seznali jsme, že za vyšší teploty rozkládá železo vodu ve vodík a s kyslíkem vody se slučuje na kysličník železitý



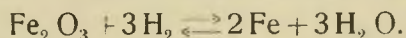
a rovněž jsme seznali, že působením vodíku v kysličník železitý vzniká železo a voda



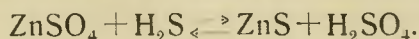
Obě tyto reakce mohou probíhati současně vedle sebe, avšak žádná z nich neprobíhá až do konce, což si vykládáme, že postup jedné reakce jest omezen reakcí zpětnou, proti ní působící.

Výsledkem obou protivných reakcí jest rovnovážný stav mezi železem, vodíkem, vodou a kysličníkem železitým, při kterémž v téže době právě tolik železa proměňuje se v kysličník železitý, kolik se ho vytvoří z kysličníku zpět.

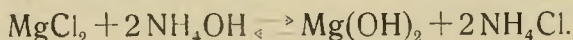
Takovou reakci nazýváme *reakcí zvratnou*. Abychom zvratnost reakce označili, píšeme místo rovnítka šipky, tedy



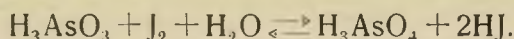
Takových reakcí zvratných máme celou řadu, tak na př. působíme-li v roztok síranu zinečnatého sirovodíkem, vzniká siřník zinečnatý a kyselina sírová; kyselina sírová však siřník zinečnatý částečně rozpouští a vzniká opět sirovodík a síran zinečnatý



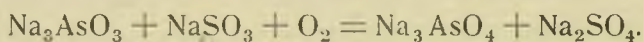
Přidáme-li k roztoku chloridu hořečnatého ammoniak, vylučuje se hydroxyd hořečnatý, a vzniká chlorid ammonný, který však vyloučený hydroxyd hořečnatý částečně rozpouští



Působíme-li jodem na kyselinu arsenitou, vzniká kyselina arseničná a jodovodík, kterým však se kyselina arseničná mění zase částečně v kyselinu arsenitou:



Arsenitan sodný se za obyčejných poměrů neokysličuje. Smísíme-li však roztok arsenitanu alkalického s roztokem siřičitanu alkalického a třepeme-li směs se vzduchem, okysličuje se siřičitan kyslíkem vzduchu v síran a arsenitan v arseničnan



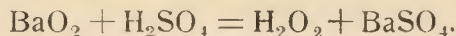
Reakci tuto nazýváme *reakcí sdruženou*. Představujeme si ji tak, že nejprve vzniká sloučenina Na_2SO_5 , která ale ihned předává část kyslíku arsenitanu. Takových sdružených reakcí máme větší počet.

PEROXYD VODÍKU, H_2O_2 .

Peroxyd vodíku tvoří se vedle ozonu v malém množství při volné oxydaci látek, při volném odpařování a oxydaci silic na vlhkém vzduchu; proto lesní vzduch obsahuje peroxyd vodíku. V nepatrném množství přichází v dešťové vodě a sněhu.

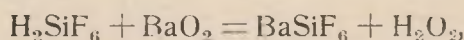
Byl objeven *Thénardem* působením kyselin na peroxyd barya.

Na veliko připravuje se působením kyseliny sirové v peroxyd barya



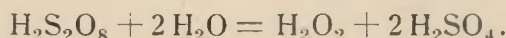
Vzniklý nerozpustný síran barnatý se odfiltruje a získaný peroxyd vodíku se při mírné teplotě koncentruje. Za jistých podmínek (destilací ve vakuu) lze obdržeti více jak 99% ní H_2O_2 .

Místo kyseliny sirové používá se k rozkladu BaO_2 také kyseliny fluorokřemičité



poněvadž vzniklý krystalický fluorokřemičitan barnatý se lépe filtruje než jemně práškovitý síran barnatý.

Také z kyseliny persírové připravuje se peroxyd vodíku



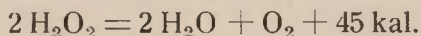
Do obchodu přichází peroxyd vodíku v různých koncentracích, nejobvykleji 3% ní.

30% ní peroxyd vodíku uvádí se do obchodu pod jménem *perhydrol* a slouží k účelům léčebným. V tuhé formě přichází do obchodu jako *hyperol*, sloučenina to peroxydu vodíka s močovinou¹⁾ $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2$, která se ve vodě rozkládá a skytá peroxyd vodíku.

¹⁾ močovina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ se míchá s 30% ním peroxydem vodíku, ochladí se, sraženina se odfiltruje a přidá se 0.3% kyselého síranu sodného. Tyto preparáty nazývají se také ortizon, perhydrit atd.

Čistý peroxyd vodíku jest kapalina syrukovitá hutnoty 1,49, ve slabých vrstvách bezbarvá, v silných vrstvách modrá; jest žíravý, na kůži způsobuje bílé skvrny, při -10° tuhne v sloupkovité krystaly, mísí se s vodou a zředěný roztok má chuť kovovou.

Rozkládá se poměrně snadno ve vodu a kyslík za vývoje tepla

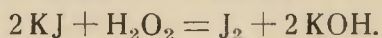


Peroxyd vodíku jest jen tenkrát stálý, neobsahuje-li alkalicky působících sloučenin, sledy kovových látek nebo rozptýlené tuhé látky vůbec; prášek uhelný, zlatý, stříbrný, burel i ve skrovném množství přidány způsobují okamžitý rozklad peroxydu vodíku.

Aby se peroxyd vodíku činil stálejším, přidává se k němu kyseliny solné (nebo fenacetinu) a uschováváme jej v lahvích uvnitř povlečených parafinem.

Slučuje se podobně jako voda s mnohými solemi, na př. s uhlíčanem draselným v $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_2$, s fosforečnanem sodným v $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}_2$, zvláště však s boraxem.

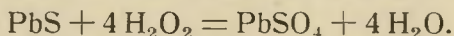
Peroxyd vodíku jest prudké okysličující činidlo, tak na př. z roztoku jodidu draselného uvolňuje jod



Zředěný roztok kyseliny chromové okysličuje v kyselinu perchromovou, vzniká modré zabarvení; protřepeme-li s éterem, přechází kyselina perchromová (HCrO_5) do něho.

Modré zabarvení však brzo zmizí a vodní vrstva zbarví se zeleně solí chromitou, vzniklou redukcí.

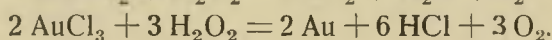
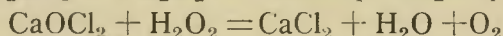
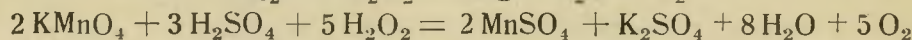
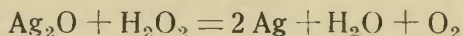
Sírníky okysličuje peroxyd vodíku v sírany na př. černý sírník olovnatý přechází v bílý síran olovnatý:



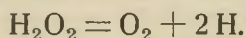
Tato reakce vyuzítkuje se k ožívování starých olejových obrazů, u kterých při malbě bylo použito běloby olovené, která se časem změnila v sírník olovnatý působením sirovodíku ze vzduchu.

Také mnohá organická barviva okysličují se roztokem peroxydu vodíku, užívá se ho tudíž k bělení pštrosích per, hedvábí, vlny, slonové kosti atd. Dále se ho používá v kosmetice k zesvětlování vlasů, v lékařství, k desinfekci, poněvadž zastavuje kvašení, hnilobu a ničí nízké organismy.

Peroxyd vodíku působí též jako redukovaadlo; kysličník stříbrný redukuje se jím ve stříbro, manganistan draselný, v roztoku okyseleném kyselinou sírovou, v síran manganatý, chlornan vápenatý v chlorid vápenatý; z chloridu zlatitého i ve zředěném roztoku vylučuje se peroxydem vodíku zlato atd.



Redukční schopnost peroxydu vodíku vysvětlujeme si jeho strukturním složením $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$; při reakci s látkami redukce schopnými vznikne rozštěpením H_2O_2 molekula kyslíku O_2 , který uniká a vodík, který redukuje



Nejcitlivější zkoumadlo na peroxyd vodíku jest směs chloridu železitého Fe_2Cl_6 a ferrikyanidu draselného $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$. Do zředěného roztoku chloridu železitého přidáme několik kapek roztoku ferrikyanidu draselného. Tato načervenalá kapalina peroxydem vodíku se zelená a pak zmodrá.

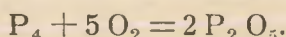
Další velmi citlivé zkoumadlo na peroxyd vodíku jest roztok kyseliny titanové v kyselině sírové.¹⁾ Přidáme-li několik kapek tohoto zkoumadla ke kapalině, která obsahuje i jen stopy peroxydu vodíku, vznikne zabarvení žluté.

DUSÍK, N = 14,01.

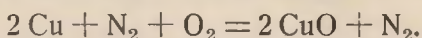
Volný dusík nachází se smíšen s kyslíkem ve vzduchu, v němž jest přibližně dle objemu $\frac{4}{5}$ dusíku, a jest rozpuštěn v některých minerálních vodách.

Vázaný dusík nachází se v ústrojných látkách, zvláště v bílkovinách, ve zvířecím organismu, v látkách minerálních jako dusičnany (čilský ledek) nebo jako ammonné soli atd. Také vzniká volný jako plyn při hnití působením jistých organismů.

Ze vzduchu lze jej připravit různě, tak na př. spalováním fosforu v uzavřené nádobě spotřebuje se kyslík vzduchu a zbude dusík



Vedeme-li vzduch přes žhouní měď, slučuje se kyslík vzduchu s mědí na kysličník měďnatý a zbude dusík



Třepeme-li alkalický roztok pyrogallolu v uzavřené lahvi se vzduchem, pohltí se kyslík, dusík zbude.

Těmito způsoby připravený dusík není čistý, obsahuje argon a stopy různých jiných plynů.

Čistý dusík připravíme si mírným zahříváním roztoku dusitanu ammonného



nebo zahříváním směsi dusitanu sodného a síranu ammonného za přísady amoniaku; unikající plyn propíráme roztokem dvojchromanu draselného a sehnane kyseliny sírové, aby se zbavil kysličníku

¹⁾ Zkoumadlo toto připravíme si takto: ke kysličníku titaničitému přidáme dvojnásobné množství sehnane kyseliny sírové, odpaříme, až počnou ucházeti páry kyseliny sírové, načež po vychladnutí zbytku zředíme ledovou vodou.

dusnatého a posléze vedeme dusík přes rozpálenou spirálu měděnou, aby se zbavil sledů kyslíku.

Na veliko vyrábí se dusík fraktionovanou destilací kapalného vzduchu (viz kyslík).

Dusík jest plyn bezbarvý, bez chuti a bez zápachu, ve vodě rozpouští se jen skrovně, v 1 litru vody rozpouští se 18 cm³ dusíku při 10°; hutnota jeho jest 0,9674, 1 litr dusíku váží při 0° a normálním tlaku 1,250 g.

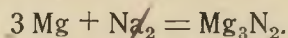
Dusík není hořlavý, ani nepodněcuje hoření, samotný jest nezpůsobitelný k dýchání, ale není škodný, světlo v něm hasne, zvířata v něm hynou, ale jen proto, že nemají potřebného kyslíku k okysličení krve.

Lze jej zkapalnit i ztuzit. Kritická teplota obnáší — 146°, kritický tlak 35 atm., bod varu — 194,4°, bod tání — 210,5° C, kapalný jest bezbarvý, hutnoty 0,885; tuhý jest bílý sněhu podobný. Dusík lze zkapalnit i za obyčejného tlaku pomocí kapalného vzduchu.

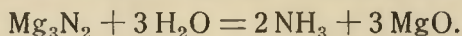
Dusík jest ve sloučeninách obyčejně 3- a 5mocný.

Jest poměrně netečný a nereaktivní; přímo slučuje se s některými prvky, avšak teprve v žáru; jsou to lithium, vápník, stroncium, baryum, hořčík, bor, křemík, chrom, hliník, měď, zinek, uran, thorium, titan a kovy vzácných zemin. Vzniklé sloučeniny ty nazýváme *nitridy*.

Zahřejeme-li v trubici práškovitý hořčík do mírného žáru a vedeme přes něj dusík, vzniká za značného vývoje tepla zelenavě žlutý nitrid hořčíku



Vodou se nitridy rozkládají za vývoje amoniaku, na př.



S vodíkem a kyslíkem slučuje se dusík teprve působením elektrické jiskry. Představujeme si, že tato netečnost jest způsobena pevnou vazbou dusíku v molekule N₂. Uvolní-li se však tato pevná vazba příhodně, jest dusík reaktivní jako jiné plyny; seznáváme to zvláště při životních pochodech v rostlinách a zvířatech, kde má dusík důležitou úlohu.

Dusíku používá se hojně v průmyslu, k výrobě amoniaku, k plnění žárovek, při bezpečném uchovávání benzínu a benzolu atd.

SLOUČENINY DUSÍKU S KYSLÍKEM A VODÍKEM.

Dusík s kyslíkem tvoří tyto sloučeniny:

kysličník dusný	N ₂ O	kyselina dusná	H ₂ N ₂ O ₂
„ dusnatý	NO		
„ dusitý	N ₂ O ₃	„ dusitá	HNO ₂
„ dusičitý	N ₂ O ₄		
„ dusičný	N ₂ O ₅	„ dusičná	HNO ₃
peroxyd dusíku	NO ₂		

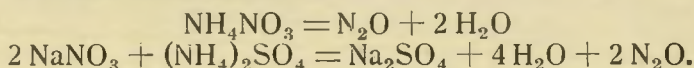
Z jednoduchých sloučenin dusíku s vodíkem jsou:

ammoniak	NH_3
kyselina dusiková (azoimid)	HN_3
hydrazin (diamid)	N_2H_4
hydroxylamin	NH_2OH

KYSLIČNÍK DUSNÝ N_2O .

Kysličník dusný tvoří se redukcí vyšších kysličníků dusíku na př. rozpouštěním zinku ve zředěné kyselině dusičné atd.

Připravíme si jej velmi opatrným zahříváním dusičnanu amonného nebo bezpečněji zahříváním stejných molekul dusičnanu sodného a síranu amonného:



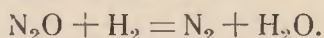
Kysličník dusný jest bezbarvý plyn, zvláštního zápachu, chuti nasládlé, těžší než vzduch; $h = 1,523$. Rozpouští se značně ve vodě, studená voda pohlcuje stejný objem, líh čtyřnásobný objem plynu. Žárem a elektrickou jiskrou štěpí se v dusík a kyslík.

Lze jej poměrně snadno zkapalnit již při obyčejné teplotě, není tudíž plynem v užším slova smyslu. Kritická teplota obnáší $35,4^\circ$, kritický tlak 75 atm.

Kapalný kysličník dusný jest bezbarvý, vře při $-87,9^\circ$, také lze jej snadno ztuziti; přichází do obchodu zkapalněný v ocelových válcích.

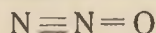
Kysličník dusný podporuje hoření podobně jako kyslík; hoří v něm tudíž tríska dřevěná, hořčík, fosfor, železo jako v kyslíku. Při spalovacím pochodu však plyn nemizí, nýbrž zůstává stejný objem dusíku a proto jest hoření v něm po chvíli mdlé.

Směs stejných objemů kysličníku dusného a vodíku zapálením prudce vybuchuje, vzniká dusík a voda



Čistý kysličník dusný může býti po nějakou dobu vdechován beze škody, způsobuje opojení a pak bezcitnost; používá se ho proto v lékařství.

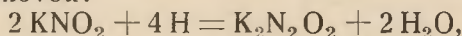
Konstituční vzorec kysličníku dusného píšeme



Kysličníku dusnému odpovídající kyselina jest kyselina dusná, nitrosylová¹⁾ $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$.

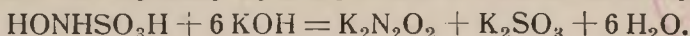
KYSELINA DUSNÁ $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$.

Kyselina dusná vzniká redukcí roztoku dusitanu alkalického amalgamou sodíkovou:



¹⁾ NO jest radikál, který nazýváme nitrosylem; viz kyselinu dusitou.

nebo reakcí sulfokyseliny hydroxylaminu s louhem draselným:



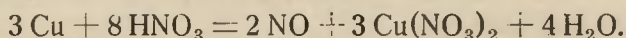
Z roztoku, neutralisovaného kyselinou octovou, vyloučíme dusnan stříbrný a ten rozložíme kyselinou solnou, zředěnou éterem. Kyselina dusná tvoří bílé listky ve vodě, v alkoholu i éteru rozpustné. Tuhá kyselina jest velmi nestálá, třením nebo nárazem vybuchuje.

Jest kyselina slabá, tvoří soli *dusnany normální* (hyponitrity) i *kyselé* na př. normální dusnan draselný $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$ a kyselý dusnan draselný KHN_2O_2 .

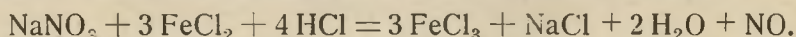
Strukturní vzorec kyseliny dusné píšeme $\text{HON} = \text{NOH}$.

KYSLIČNÍK DUSNATÝ NO.

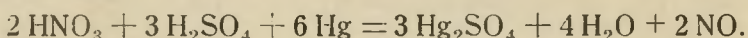
Tvoří se zahřetím vzduchu na vysokou teplotu, účinkem elektrických jisker, redukcí vyšších kysličníků dusíku jodovodíkem, fosforem, kysličníkem siřičitým atd. Připravíme si jej, rozpouštíme-li měděné hobloviný za chladu v kyselině dusičné $h = 1,2$ (asi 32%ní):



Taktéž připravíme kysličník dusnatý zahříváním dusičnanu draselného s chloridem železnatým a 20%ní kyselinou solnou:



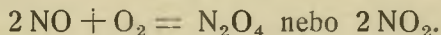
Unikající plyn propíráme vodou a louhem draselným. Čistý kysličník dusnatý vzniká třepáním kyseliny dusičné se sehnanou kyselinou sírovou a rtuť:



Této reakce se využít k stanovení kyseliny dusičné nitrometrem *Lungeovým*.

Kysličník dusnatý jest plyn bezbarvý, $h = 1,038$; 1 litr kysličníku dusnatého váží při 0° a 760 mm tlaku 1,340 g. Ve vodě se skrovně rozpouští; lze jej také zkapalnit a ztžít. Jako se žářem tvoří z dusíku a kyslíku, tak se i zase žářem rozkládá zvolna ve své prvky. Okamžitě štěpí se výbuchem třaskavé rtuť.

Podporuje hoření, avšak skrovnější měrou než kysličník dusný, s kyslíkem slučuje se již za obyčejné teploty v rudý kysličník dusičitý N_2O_4



Okyseleným roztokem permanganátu draselného, jakož i kyselinou chromovou okysličuje se kysličník dusnatý v kyselinu dusičnou. Kyselým roztokem chloridu cínatého redukuje se v ammoniak a hydroxylamin (NH_2OH).

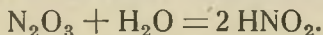
Roztok soli železnaté pohlcuje značné množství kysličníku dusnatého; kapalina barví se temně hnědě, vzniká nestálá sloučenina FeNOSO_4 , která se však zahříváním snadno štěpí; reakce té používáme k dokázání kysličníku dusnatého.

KYSLIČNÍK DUSITÝ N_2O_3

připravuje se redukcí kyseliny dusičné kysličníkem arsenitým nebo rozkladem dusitanů kyselinou sírovou. Ochlazením par vzniká tmavomodrá kapalina, která se již při -10° počne rozkládati v kysličník dusnatý a dusičitý

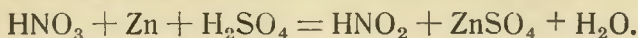


V ledové vodě se rozpouští, vzniká kyselina dusitá.



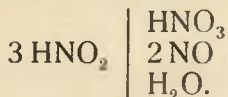
KYSELINA DUSITÁ HNO_2

jest jednosytná kyselina. Tvoří se redukcí kyseliny dusičné vodíkem ve zrodu na př. působením zinku na zředěný roztok dusičnanu, okyselený kyselinou sírovou:

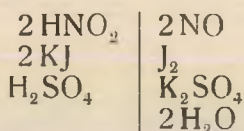


Lze ji uvolnit z jejích solí, dusitanů, přidáním zředěné kyseliny minerální neb octové.

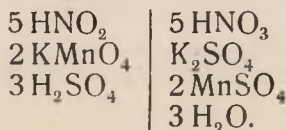
Kyselina dusitá jest nestálá a známa jen v roztoku; již za obvyčejné teploty se rozkládá v kyselinu dusičnou a kysličník dusnatý



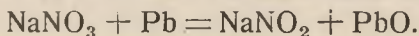
Vodní její roztok působí jednak jako okysličovadlo, při čemž se redukuje v kysličník dusnatý, na př.



jednak jako redukovadlo, při čemž se okysličuje v kyselinu dusičnou, na př.

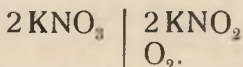


Soli kyseliny dusité slovou *dusitany* či *nitrity*, a vznikají redukcí dusičnanů, na př. tavením s houbovitým olovem



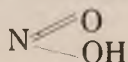
Jsou ve vodě snadno rozpustné, jedině dusitan stříbrný jest málo rozpustný; roztoky reagují alkalicky.

Dusičnany alkalické mění se žiháním v dusitany:



V chemii organické jsou dusitany alkalické činidlem velmi důležitým; používá se jich při výrobě barviv dehtových.

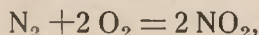
Konstituční vzorec kyseliny dusité píšeme



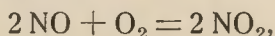
máme ji totiž za sloučeninu hydroxyly s radikálem *nitrosylem*.

KYSLIČNÍK DUSIČITÝ NO_2 (N_2O_4).

Kysličník dusičitý se tvoří působením elektrické jiskry ve směs 1 objemu dusíku a 2 objemů kyslíku



přímým slučováním kysličníku dusnatého s kyslíkem, při čemž původně bezbarvý plyn zrudne



též redukcí sehnané kyseliny dusičné škrobem nebo kysličníkem arsenitým.

Připravujeme jej pálením dusičnanu olovnatého

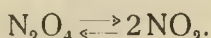


nebo zahříváním kyseliny dusičné s kysličníkem arsenitým.

Kysličník dusičitý jest plyn za obyčejné teploty barvy rudé, dusivý, velice jedovatý a žíravý, kůže barví žlutě.

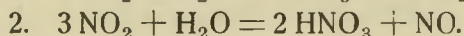
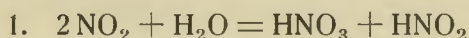
Chladíme-li jej směsí soli a ledu, mění se v kapalinu červeno-hnědou, která při -20° ztuhne v bezbarvou krystalickou látku. Tuhý kysličník dusičitý taje při -10° , při 0° žlutne, při 22° počne vřítí a mění se v rudé páry.

Zjev ten vysvětlujeme si tím, že při nízkých teplotách vzniká kysličník dusičitý o složení N_2O_4 vyšší teplotou pak dissociuje se v NO_2 dle rovnice



Nad 150° počíná se štěpiti v kysličník dusnatý a kyslík, při 620° jest rozštěpení úplné.

S vodou, ochlazenou na 0° se přeměňuje částečně v kyselinu dusičnou a kyselinu dusitou, za obyčejné teploty v kyselinu dusičnou a kysličník dusnatý:



Působením alkalií, na př. hydroxydu draselného, v kysličník dusičitý vzniká dusitan a dusičnan alkalický:

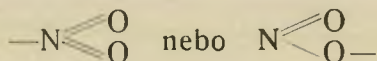


Kysličník dusičitý jest prudké okysličovadlo, draslík shoří v něm červeným plamenem, síra, fosfor se v něm snadno spalují.

Směs kysličníku dusičitého a par sirouhlíkových zapálena vybuchuje velmi prudce.

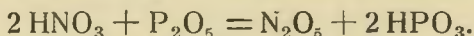
Zvýšený okysličující účinek červené kyseliny dusičné jest způsoben kysličníkem dusičitým, v této kyselině obsaženým.

Konstituční vzorec kysličníku dusičitého píšeme

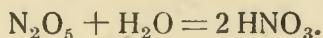


KYSLIČNÍK DUSIČNÝ N_2O_5 .

Vzniká působením vodu odnímajících činidel na kyselinu dusičnou na př. destilací kyseliny dusičné s anhydridem kyseliny fosforečné.



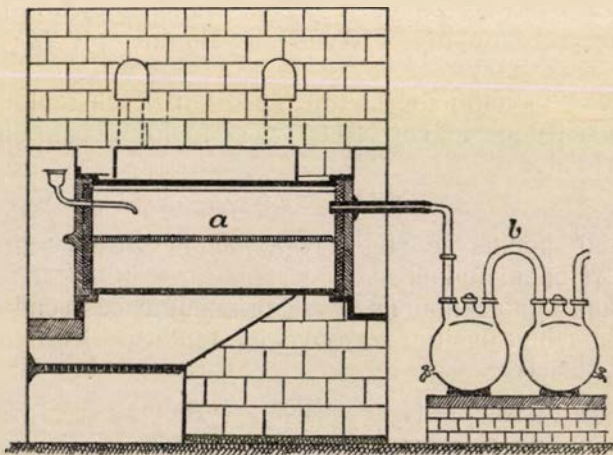
Tvoří bezbarvé krystalky, jest nestálý, v krátké době se rozkládá v kysličník dusičitý a kyslík. Ve vodě se rozpouští za silného vývoje tepla a mění se v kyselinu dusičnou



KYSELINA DUSIČNÁ HNO_3 .

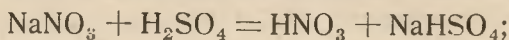
Kyselina dusičná nachází se ve vzduchu ve skrovném množství jako dusičnan ammonný, v dešťové vodě, v mnohých studničních

Obr. 10.



vodách; jako soli jest v přírodě velice rozšířena, zvláště jako dusičnan sodný v Chile a v Kalifornii.

Připravujeme ji zahříváním dusičnanu sodného (čilského ledku) s kyselinou sírovou v železných uzavřených kotlích *a* (obr. 10.):

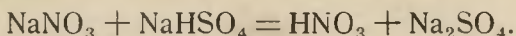


uvolněná kyselina dusičná přeměňuje se teplem v páry, které se vedou hliněnými chladiči *b*, kde se srážejí a kapalná kyselina dusičná jímá se v hliněném jímadle. Tvoří nažloutlou kapalinu, t. zv. *bílou kyselinu dusičnou*, která má hutnotu 1,35 (asi 60%ní).

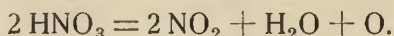
Použitím suchého dusičnanu a sehnané kyseliny sírové získá se kyselina skoro 100%ní, hutnoty 1,52; nutno však zahřívati za sníženého tlaku, aby se nerozkládala.

Úplně čistou vody prostou kyselinu dusičnou lze získati jen vymrzáváním sehnané kyseliny dusičné při velmi nízké teplotě. Obdržíme bílé krystaly, tající již při -41° , které se při 0° barví nažloutle vznikajícími kysličníky dusíka. V obchodě přicházející kyselina obsahuje vždy něco vody.

Zahříváme-li 2 mol. dusičnanu sodného a 1 mol. kyseliny sírové, vzniká nejprve kyselina dusičná a kyselý síran sodný. Vyšší teplotou účinkuje utvořený kyselý síran sodný na druhou molekulu dusičnanu sodného:

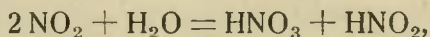


Při tom se však část kyseliny dusičné rozkládá na kysličník dusičitý, vodu a kyslík

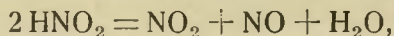


Utvořený kysličník dusičitý rozpouští se v kyselině dusičné a získá se takto kyselina barvy oranžové, hutnoty 1,52—1,54, t. zv. *červená kyselina dusičná*, která na vzduchu dýmá (pouští červené páry.)

Jiný způsob technické přípravy kyseliny dusičné dle *Birkelanda* a *Eydeho* záleží v tom, že se vede ohřátý vzduch železnou rourou, v níž se vyvozuje střídavým elektrickým proudem o napětí 5000 voltů světelný oblouk 5—7 m dlouhý. Působením elektrického proudu za vysoké teploty tvoří se asi 2% kysličníku dusnatého, který se musí rychle ochladiti na $600-700^{\circ}$, aby se opět nerozkládal. Horký plyn se dále ochladí postupně ve zvláštních chladičích na 50° . Ochlazením slučuje se kysličník dusnatý se zbylým kyslíkem vzduchu na kysličník dusičitý, který se vede vysokými věžemi, jimiž protéká voda. Tam se působením vody mění v kyselinu dusičnou a dusitou



které se ve vodě rozpouštějí. Jakmile kapalina nabude větší koncentrace, kyselina dusitá rozkládá se v kysličník dusičitý a dusnatý



při čemž kysličník dusičitý dává s vodou opět kyselinu dusičnou, kysličník dusnatý slučuje se s kyslíkem vzduchu opět na kysličník dusičitý, až konečně vše se změní na kyselinu dusičnou.

Dle téhož principu ale strojově poněkud jinak zařízena jest výroba kyseliny dusičné *Schönherrem*.

Touto metodou pracují továrny, které mají levnou vodní sílu. Další technické metody jsou:

Metoda Ostwald-Bauerova. Směs ammoniaků a vzduchu zahřává přes 300° vede se přes platinu nebo palladium, nebo vyšší kysličníky olova, mědi, stříbra, manganu, chromu, niklu, kobaltu atd., které působí jako katalysátory.

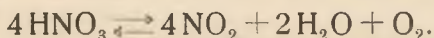
Metoda Frank-Carova. Směs 1 dílu ammoniaků a 50 dílů vzduchu, vede se při teplotě 150—200° přes slabou vrstvu kysličníku thoria nebo směs téhož s kysličníkem ceru. Využívá se 90% ammoniaků na kyselinu dusičnou nebo dusitou.

Metoda Dieffenbach-Moldenhauerova. Směs kyanovodíků a vzduchu vede se při teplotě 300 — 600° přes platinu, iridium nebo kysličník manganu. Získá se kysličník dusnatý a z něho pak dalším pochodem kyselina dusičná.

Tyto metody mají neobyčejnou důležitost, poněvadž ložiska čilského ledku, z něhož se kyselina dusičná vyrábí a na něž jsme byli odkázáni, budou jednou vyčerpána.)

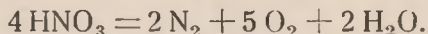
Čistá kyselina dusičná, v obchodě přicházející, jest kapalina bezbarvá, slabě páchnoucí, na vzduchu dýmá a přitahuje z něho vláhu; hutnota její jest 1,553 při 15°; vře při 86°, při čemž se částečně rozkládá; tuhne při — 42°.

Na světle zvolna žlutne, rozkládá se totiž v kysličníky, ponejvíce v kysličník dusičitý, vodu a kyslík; zabarvení způsobuje kysličník dusičitý, proto nutno ji uchovávatí uzavřenou ve tmě a na chladném místě.



Na světle probíhá reakce od levé strany k pravé, ve tmě za obyčejné teploty probíhá reakce nazpět.

Vedeme-li páry kyseliny dusičné rozpálenou trubkou, naplněnou drobnými kousky pemzy, štěpí se kyselina dusičná v dusík, kyslík a vodu



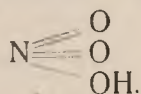
Chuť má silně kyselou, kůže leptá a barví na žluto a způsobuje nesnadno zhojitelné rány. S vodou mísí se ve všech poměrech, při čemž se vyvíjí značnější teplo. Jest jedna z nejsilnějších kyselin, sehnaná prudké oxydační činidlo, zvláště červená kyselina dusičná, v níž obsažený kysličník dusičitý okysličující mohutnost kyseliny zvyšuje (viz str. 51.).

Doutnající tříska nebo uhlík shoří v červené kyselině dusičné jasným plamenem.

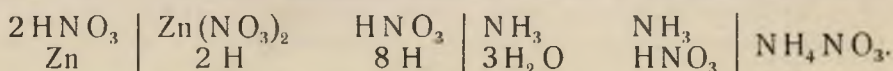
Destilujeme-li zředěnou kyselinu dusičnou, unikají zprvu vodní páry, kyselina nabývá větší hustoty, až posléze kolem 120° přechází 68%ní kyselina dusičná. Tatáž 68%ní kyselina vznikne opětovanou destilací sehnané kyseliny dusičné, poněvadž se při destilaci kyselina, jak již na str. 53. pověděno, částečně rozkládá a vzniklou vodou se zřeďuje.

Chceme-li ze zředěnější kyseliny dusičné získati sehnanou kyselinu, smísíme ji se stejným objemem kyseliny sírové a destilujeme. Mírně zahřátým destilátem proháníme proud vzduchu, aby se vypudil v kyselině dusičné ještě pohlcený kysličník dusičitý; takto získáme kyselinu 99,8%ní.

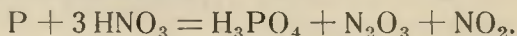
Kyselina dusičná jest jednosytná kyselina, tvoří *dusičnany*, ve vodě rozpustné. *Sehnaná* kyselina dusičná má konstituční vzorec



Působí-li kyselina dusičná v kovy, které mohou její vodík zastoupiti, vznikají dusičnany kovů či nitráty; při reakci část kyseliny dusičné se vznikajícím vodíkem ve zrodu přeměňuje v ammoniak, který se s přebytkem kyseliny dusičné slučuje v dusičnan ammonný



Působí-li kyselina dusičná v prvky, které její vodík zastoupiti nedovedou, nastává prostá oxydace a kyselina dusičná redukuje se v nižší kysličníky dusíku, kysličník dusičitý a dusitý. Tak oxyduje fosfor v kyselinu fosforečnou, cín v kyselinu β -ciničitou, uhlík v kysličník uhličitý atd., na př.



Sehnaná kyselina dusičná působí v kovy různě; hliník, platinu a zlato nerozpouští, rtuť, měď teprve zahřátím, při čemž se vyvinuje kysličník dusičitý. Stříbro, olovo, železo, zinek, hořčík, rozpouští snadno.

Někdy způsobuje kyselina dusičná t. zv. *pasivitu* kovů, jež záleží ve zmenšení jejich reaktivnosti. Vnoříme-li železný plíšek, zavěšený na platinovém drátku do sehnané kyseliny dusičné, pak opatrně z ní vyjmem, opláchneme vodou a vnoříme do roztoku síranu měďnatého, shledáme, že se nepokrývá mědí jako obyčejné železo, nýbrž teprve, otřese-me-li plíškem.

Ve sloučeniny ústrojně působí kyselina dusičná prudce, buď je okysličuje nebo nahrazuje jejich vodíky zbytkem NO_2 , t. zv. nitroskupinou.

V přírodě vzniká kyselina dusičná podstatně hnitím ústrojných dusíkatých látek rostlinných i zvířecích za přítomnosti silných zásad, drasla, natronu, vápna, magnesie. Při takovém hnití vzniká působením mikroorganismů zprvu ammoniak a ten se působením *nitrifikačních bakterií*, nejlépe při teplotě 37° mění v dusitan a posléze v dusičnan. Tímto způsobem vzniká z moči do zdiva nasáklé dusičnan vápenatý a vykvétá na zdech poblíž chlévů a záchodů.

Podobným způsobem vznikla asi také mohutná ložiska čilského ledku ze zbytků zvířat a rostlin mořských za přítomnosti sloučenin sodných.

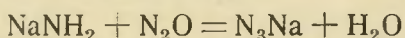
Kyselina dusičná slouží k výrobě dusičnanů, ammonného a vápenatého, k výrobě umělého hedvábí, k přípravě výbušných látek (trinitrotoluolu, nitrocellulosity, kyseliny pikrové atd.), při výrobě kyseliny sírové, při přípravě barviv a léčiv.

PEROXYD DUSÍKU NO₃.

Peroxyd dusíku vzniká dle *Raschiga* působením kapalného kyslíku na kysličník dusnatý; tvoří látku barvy modré, která se již nad -100° štěpí v kysličník dusitý a kyslík.

KYSELINA DUSÍKOVODÍKOVÁ, AZOIMID HN₃.

Kyselina dusíkovodíková vzniká, vedeme-li proud kysličníku dusného přes natriumamid zahřátý na $140-150^{\circ}$:



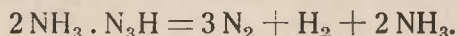
vzniklou sodnou sůl rozkládáme zředěnou kyselinou sírovou a opatrně destilujeme.

Jest to kapalina bezbarvá, prudce zapáchající, vše při 37° a snadno se rozkládá za výbuchu. Náhradou vodíka v této kyselině kovy vznikají soli nazvané *azidy*.

Některé azidy jsou ve vodě rozpustné, jako azidy sodíku, draslíku, lithia, hořčíku, vápníku, hliníku, železa a zinku, jiné nerozpustné, jako azidy stříbra, mědi, olova, azid rtuťný atd.

Získáme je rozpouštěním kovů ve zředěné kyselině dusíkovodíkové nebo srážením roztoků solí kyselinou dusíkovodíkovou.

Azidy jsou látky výbušné. Azidy alkalií a barya vybuchují slabě, avšak azid ammonný vybuchuje zahřetím prudčeji než střelný prach, rozkládá se při tom v dusík, vodík a ammoniak:

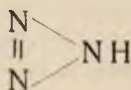


Také azidy lithia LiN_3 , stříbra AgN_3 , rtuť HgN_3 , olova $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ a mědi $\text{Cu}(\text{N}_3)_2$ zahřetím nebo nárazem prudce vybuchují.

Výbušnost kyseliny dusíkovodíkové a azidů nezakládá se ve spalování jako jest tomu u střelného prachu, nýbrž v prostém náhlém rozkladu v jednotlivé součástky.

Azid stříbra jest bílá látka, chloridu stříbrnému velmi podobná, liší se však od něho rozpustností v zředěné kyselině dusičné.

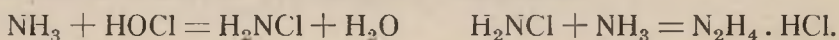
Strukturní vzorec kyseliny dusíkovodíkové píšeme



HYDRAZIN ČI DIAMID N_2H_4 .

Hydrazin tvoří se redukcí kyseliny dusné vodíkem ve zrodu
 $HON \cdot NOH + 6 H = H_2N \cdot NH_2 + 2 H_2O$.

Vyrábí se působením chlornanu sodného v ammoniak a dalším působením vzniklého chloraminu v ammoniak:



Chlorid hydrazinu přemění se kyselinou sírovou v nesnadno rozpustný síran a z toho získá se destilací s louhem draselným při 120° hydrát hydrazinu $N_2H_4 \cdot H_2O$.

Bezvodý hydrazin připravíme destilací hydrátu s pevným hydroxydem draselným.

Hydrazin jest kapalina bezbarvá, na vzduchu dýmající. S vodou se slučuje za vývoje tepla a vzniká hydrát hydrazinu $N_2H_4 \cdot H_2O$.

Rozpouští se ve vodě a roztok reaguje silně alkalicky.

S kovy dává *hydrazidy* na př. hydrazid sodíku $H_2N \cdot NHNa$, lesklé lístečky účinkem vlhkosti nebo kyslíku ze vzduchu prudce vybuchující.

S kyselinami tvoří hydrazin soli, které v kyselém roztoku mají silně redukující vlastnosti, tak na př. redukují soli železité v železnaté, ze solí stříbrných vylučují stříbro, ze solí rtuťnatých rtuť, atd.

Při redukci vzniká voda a dusík.

Soli hydrazinu jsou ve vodě vyjma síranu hydrazinu $N_2H_4 \cdot H_2SO_4$ snadno rozpustné. Pálením rozkládají se v soli ammonné a dusík.

AMMONIAK NH_3 .

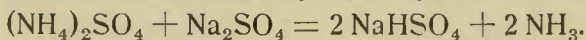
V přírodě vyskytuje se ammoniak sloučen s některými kyselinami jako uhličitán, dusitan, dusičnan ammonný, ve skrovném množství ve vzduchu, v sopečných plynech, ve vodách a v půdě. Vzniká hnitím nebo suchou destilací ústrojných látek, obsahujících dusík.

Pálením některých ústrojných látek s vápnem lze veškerý dusík přeměnit v ammoniak. Zahříváme-li některé ústrojné dusíkaté látky se schnanou kyselinou sírovou, přeměňuje se jejich dusík v ammoniak, který se s nadbytkem kyseliny sírové slučuje v síran ammonný. Této reakce užíváme k stanovení dusíku v ústrojných sloučeninách, na př. v dusíkatých hnojivech.

Ammoniak připravujeme různým způsobem, na př. zahříváním chloridu ammonného s páleným vápnem, kterým se zároveň zadrží vzniklá voda.

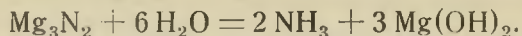


Anebo žiháme síran ammonný s nadbytkem síranu sodného

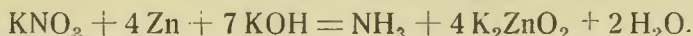


Suchý plynný amonniak lze získati, zahříváme-li sehnatý vodní roztok amoniaku a sušíme-li unikající vlhký plyn páleným vápnem.

Nitridy kovů rozkládají se vodou v hydroxyd kovu a amonniak; tak na př. nitrid hořčíku rozkládá se v hydroxyd hořečnatý a amonniak:



Zahříváme-li roztok dusičnanu alkalického se zinkovým práškem a louhem draselným, vybaví se nejprve vodík ve zrodu a ten redukuje dusičnan v amonniak



Této reakce využítujeme v analytické chemii k stanovení dusičnanů a používáme k tomu slitiny *Devardovy*, připravené z hliníku, zinku a mědi.

Amonniak jest plyn bezbarvý, pronikavě zapáchající, palčivé chuti, lehčí než vzduch, $h = 0,59$; 1 litr amoniaku váží 0,775 g.

Lze jej poměrně snadno zkapalnit (při 10° stačí $6\frac{1}{2}$ atm.) a i ztžít. Kapalný amonniak vře při $-33,7^\circ$ a tuhý taje při -75° . Při vypařování kapalného amoniaku utajuje se značné množství tepla. Vypařením 1 kg kapalného amoniaku utají se 309 kalorií při $+10^\circ$ a lze snadno docílit teploty -40° ; této vlastnosti amoniaku se využívá k výrobě umělého ledu.

Amonniak se velmi snadno rozpouští ve studené vodě a v lihu. Voda ho může pohltit 1000 objemů při 0° ; obvykle obsahuje po nasycení až 35% amoniaku dle váhy ($h = 0,882$). Stoupající teplotou však rozpustnost amoniaku ve vodě klesá a lze vařením vodního roztoku vypudit veškerý amonniak.

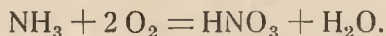
Amonniak přichází do obchodu ve vodném roztoku pod názvem *čpavek*; jest to bezbarvá, prudce zapáchající tekutina, ostré chuti, reaguje silně alkalicky; má tudíž vlastnosti silně zásadité, červený lakmusový papír barví na modro.

Za obvyklých poměrů amonniak ve vzduchu nehoří, avšak smísen s kyslíkem hoří žlutavým plamenem na vodu a dusík



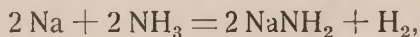
Hoření amoniaku způsobíme též, uvádíme-li do amoniaku, zahřátého v kádince, kyslík a vnoříme-li do směsi unikajícího amoniaku a kyslíku rozpálenou platinovou spirálu; platina žhne dále, působíc jako katalysátor.

Vedeme-li amonniak, smísený se vzduchem nebo kyslíkem trubici přes rozpálenou platinovou houbu, mění se v kyselinu dusičnou a vodu



Mimo to vzniká dusičnan a dusitan amonný.

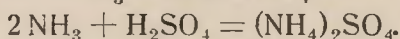
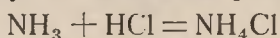
Vedeme-li plynňý ammoniak přes roztopený sodík, vzniká natriumamid



jehož se používá k výrobě kyanidu sodného.

Vysokým žářem a elektrickou jiskrou štěpí se ammoniak v dusík a vodík a naopak lze elektrickou jiskrou z dusíku a vodíku získati za jistých podmínek ammoniak.

S kyselinami slučuje se ammoniak prostou addicí:



Ve vzniklých solech ammonných chová se skupina NH_4 , t. zv. radikal *ammonium*, jako kov.

Soli ammonné teplem buď těkají, jako chlorid ammonný, nebo se rozkládají jako dusičnan ammonný v kysličník dusný a vodu, síran ammonný v dusík, ammoniak, kysličník siřičitý a vodu, kdežto ammonné soli kyselin nesnadno těkavých rozkládají se v ammoniak, vodu a anhydrid kyseliny, na př. boritan, fosforečnan, molybdénan ammonný atd.

Silnějšími zásadami vylučuje se z roztoků solí ammonných hydroxyd ammonný, který se rozkládá ihned v ammoniak a vodu:



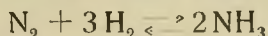
Ammoniak připojuje se (adduje se) k různým hydroxydům a kovovým solím, vznikají *ammoniakáty*, tak na př. chlorid stříbrný dává $\text{AgCl} \cdot 3 \text{NH}_3$, chlorid vápenatý dává $\text{CaCl}_2 \cdot 8 \text{NH}_3$ atd. Z těchto sloučenin lze ammoniak vypuditi zahříváním.

Průmyslově vyrábí se ammoniak různým způsobem:

1. z *ammoniakálních* či *čpavkových vod* plynáren neb kokáren. Při výrobě svítiplynu suchou destilací kamenného uhlí vzniká něco volného ammoniaků a soli ammonné, zvláště uhličitán ammonný, malé množství sirníku, kyanidu a sulfokyanidu ammonného. Aby se ammoniak získal, propírá se svítiplyn vodou, kterou se ammoniak a soli ammonné pohlcují. Získá se takto ammoniaková či čpavková voda, obsahující 0,5–3% celkového ammoniaků, z níž se vypudí ammoniak vařením za přísady žiravého vápna.

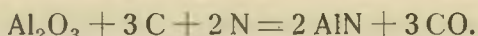
Plynňý ammoniak propírá se prve parafinovým olejem pak se vede filtry, naplněnými dřevěným uhlím nebo spodiem, aby se odstranily z něho látky dehtovité a posléze odvádí se do čisté vody, ve které se pohlcuje, nebo do zředěné kyseliny sírové, a získá se tak síran ammonný.

2. *Metoda Haberova*. Směs 1 dílu dusíku a 3 dílů vodíku vede se za tlaku 100–200 atm. horkou kontaktní hmotou, obsahující osmium nebo karbid uranu, při čemž nastává sloučení v ammoniak.

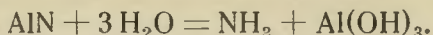


Dusík k tomuto účelu vyrábí se frakcionovanou destilací kapalného vzduchu, vodík z vodního plynu.

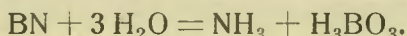
3. *Metoda Serpekova.* Kysličník hlinitý (žíhaný bauxit), pálí se v elektrické peci s uhlím v atmosféře dusíkové, čímž vzniká nitrid hliníku



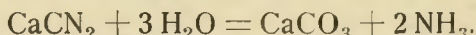
Nitrid hliníku se pak rozkládá za tlaku vodou nebo louhem sodným



4. Z kyseliny borité H_3BO_3 a dusíku připraví se boro-dusík BN, který působením vody a kyselin štěpí se v amoniak a boritou kyselinu:



5. Dle metody *Frank-Carovy* lze amoniak vyrobiti také z dusíkatého vápna, rozkladem téhož přehřátou vodní párou, nebo se zahřívá dusíkaté vápno za tlaku s vodou, ku které byl přidán hydroxyd nebo uhličitan alkalický:



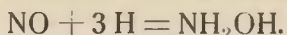
6. Z rašeliny. Do rašeliny žene se směs horkého vzduchu a přehřáté vodní páry, uniká amoniak vedle jiných plynů.

Do obchodu přichází amoniak buď rozpuštěný ve vodě, obsahující 25—35% amoniaku nebo kapalný v ocelových válcích.

Amoniakou používá se k výrobě kyseliny dusičné, v textilním průmyslu v barvárnách, v továrnách na barviva a laky, v cídírnách, při výrobě umělého ledu, k hašení požárů atd.

HYDROXYLAMIN NH_2OH .

Hydroxylamin tvoří se působením vodíku ve zrodu na kysličník dusnatý, dusičitý, nebo kyselinu dusičnou na př.



Připravuje se elektrolytickou redukcí kyseliny dusičné, při čemž se používá jako katody amalgamovaného olova a jako elektrolytu 50% ní kyseliny sírové, do níž se za chlazení přikapává kyselina dusičná.

Vzniká síran hydroxylaminu, ze kterého se uvolní hydroxylamin barytovou vodou.

Hydroxylamin (bezvodý) tvoří bezbarvé jehličky, ve vodě se snadno rozpouští, taje při 33°. Zapálen hoří plamenem žlutým.

Jest velmi nestálý, již za obyčejné teploty rozkládá se znenáhla v dusík, kysličník dusný, amoniak a vodu. Přehřátím rozkládá se za výbuchu.

Jest velmi slabou zásadou, s kyselinami tvoří soli hydroxylaminové, na př. síran $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$, chlorid $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$.

Chlorid hydroxylaminový liší se od chloridu ammonného rozpustností v líhu, zahřetím nesublimuje, nýbrž se rozkládá, vodní roztok reaguje silně kyselé.

Hydroxylamin jest *redukční činidlo*. Z roztoků solí měďnatých, stříbrných, rtuťnatých i zlatitých vylučuje kov, z alkalického roztoku soli měďnaté vylučuje červený kyslíčník měďný.

KYSELINY, ZÁSADY, SOLI

Značná část chemických sloučenin nabývá v roztoku zvláštních vlastností. Roztoky jedněch látek mají chuť kyselou, rozpouštějí některé kovy za vývoje vodíku a mění modrou barvu lakmusu na červeno; takové látky nazýváme *kyselinami*.

Takové kyseliny jsou na př.:

kyselina solná HCl ,
 kyselina dusičná HNO_3 ,
 kyselina sírová H_2SO_4 ,
 kyselina fosforečná H_3PO_4 ,
 kyselina křemičitá H_4SiO_4 .

Roztoky jiných látek mají chuť louhovitou, mění červenou barvu lakmusu na modro; látky tyto nazýváme *zásadami*.

Takové zásady jsou na př.:

hydroxyd sodný NaOH ,
 hydroxyd amonný NH_4OH ,
 hydroxyd vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
 hydroxyd barnatý $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Poznáváme tudíž obecně kyseliny podle kyselé reakce, že barví lakmus na červeno a zásady podle alkalické reakce, že barví lakmus na modro.¹⁾

Hlavním příznakem kyselin je však, že obsahují jeden nebo více vodíků, které lze nahraditi kovy nebo radikály nahrazujícími kovy (NH_4).

Nahradíme-li vodík kyselin kovem, obdržíme novou sloučeninu, kterou nazýváme solí. Nahradíme-li na př. v kyselině dusičné atom vodíku sodíkem, vznikne dusičnan sodný NaNO_3 . U kyselin, které obsahují více atomů vodíkových, můžeme často, ale ne vždy nahraditi veškeré atomy vodíku kovem.

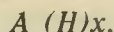
Tak na př. v kyselině sírové, fosforečné a křemičité lze nahraditi veškeré atomy vodíku kovem, avšak v kyselině fosforité H_3PO_3 jen dva atomy vodíku na př. Na_2HPO_3 , v kyselině fosforečné H_3PO_2 toliko jeden atom vodíku na př. NaH_2PO_2 .

Podle toho, kolik vodíků lze v kyselině nahraditi, rozeznáváme *kyseliny jedno-, dvoj- a vícesytné*. Tak na př. kyselina dusičná a fos-

¹⁾ Barvivo lakmusu jest směs modrých barviv, která vznikají kvašením jistých lišejníků. K zjištění kyselosti a zásaditosti roztoků používáme papírků napojených různými barvivy, citlivými vůči kyselinám a zásadám; jsou to obecně lakmus, kurkuma, fenolftalein. Papírky takové nazýváme papírky reagenčními.

forná jest jednosytná, kyselina sírová, uhličitá a fosforitá dvojsytná, kyselina fosforečná a arsenitá trojsytná, kyselina křemičitá čtyřsytná.

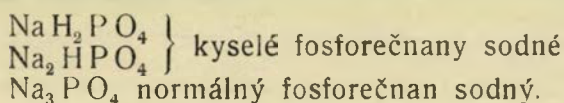
Bude tudíž všeobecný vzorec kyselin



kde A značí nekov nebo skupinu kyselou dávající s vodíkem kyselinu a x počet vodíků.

Nahradíme-li vodíky kyseliny úplně kovy, vznikají *solí normální*, nahradíme-li vodíky jen částečně, vznikají *solí kyselé*, tak na př. kyselina sírová tvoří NaHSO_4 kyselý síran sodný a Na_2SO_4 , normální síran sodný.

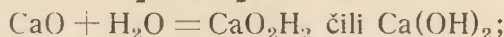
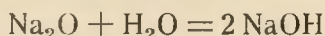
Kyselina fosforečná tvoří



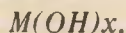
Soli, jež odvozujeme od vicesytných kyselin, označujeme také dle počtu zastoupených atomů vodíku jako *primární* (NaH_2PO_4), *sekundární* (Na_2HPO_4) a *terciární* (Na_3PO_4).

Vodíky vicesytných kyselin mohou býti nahrazeny různými kovy, na př. NaKCO_3 uhličitán sodno-draselný, Na_2KPO_4 fosforečnan sodno-draselný, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ síran hlinito-draselný atd.

Zásady lze odvoditi od kyslíčníků zásaditých, připojí-li se k nim voda. Tak na př. kyslíčnik sodný dává s vodou zásadu hydroxyd sodný, podobně kyslíčnik vápenatý, atd.



bude tudíž typická formule zásad



kde M značí kov, x pak počet skupin OH ; zásady rozděliti lze v kov a skupinu O H , kterou nazýváme *hydroxylem*.

Od zásad lze teoreticky odvozovati soli, nahradíme-li hydroxyly v jedné nebo ve více molekulách zásady halovými prvky (Cl , Br , J), kyselou skupinou (NO_3 , SO_4 atd.) nebo atomy vodíkové t. zv. zbytkem či *radikálem kyseliny*.

Radikálem kyseliny rozumíme skupinu atomů, jež zbývá, odečteme-li od vzorce kyseliny skupiny OH , tak na př. radikálem kyseliny dusičné bude $\text{HNO}_3 - \text{OH} = \text{NO}_2$, radikálem kyseliny sírové $\text{H}_2\text{SO}_4 - 2\text{OH} = \text{SO}_2$ atd. odvodíme tedy na př. NaNO_3 od NaOH , nahradíme-li H radikálem NO_2 . Rovněž CuSO_4 odvodíme od $\text{Cu}(\text{OH})_2$ nahradíme-li H_2 radikálem SO_2 .

Dle počtu vodíků resp. hydroxylů v zásadě, rozeznáváme zásady *jednosytné*, *dvojsytné* a *vicesytné*. Tak na př. hydroxyd sodný NaOH jest zásada jednosytná, hydroxyd vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$ jest zásada dvojsytná, hydroxyd vizmutitý $\text{Bi}(\text{OH})_3$ jest zásada trojsytná. Vicesytné zásady mohou tvořiti soli *normální* a *zásadité* na př. hydroxyd olovnatý $\text{Pb}(\text{OH})_2$ dá $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ normální dusičnan

olovnatý a $\text{Pb}(\text{OH})\text{NO}_3$ zásaditý dusičnan olovnatý; hydroxyd vizmutitý $\text{Bi}(\text{OH})_3$ dá BiONO_2 zásaditý dusičnan vizmutitý a $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ normální dusičnan vizmutitý.

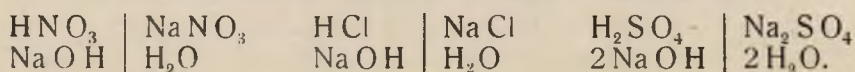
Kyseliny a zásady, obsahující kyslík, nazývají se *kyslíkaté kyseliny*, *kyslíkaté zásady*, a soli jim odpovídající *kyslíkaté soli*.

Známe však kyseliny, zásady a soli, jež obsahují místo kyslíku jiný prvek, na př. síru nebo jsou tvořeny halogeny; chlorem, bromem, jodem a fluorem.

Na př. kyselině arsenité H_3AsO_3 odpovídá kyselina thioarsenitá H_3AsS_3 , hydroxydu sodnému NaOH odpovídá hydrosulfid sodný NaSH .

Kyseliny tvořené halogeny jsou na př. HCl kyselina chlorovodíková, HBr kyselina bromovodíková, HI kyselina jodovodíková.

Soli vznikají obecně, působí-li kyseliny v zásady na př.

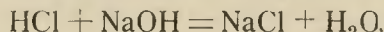


Vznik soli z kyseliny a zásady můžeme psátí všeobecně



Smísíme-li kyselinu s určitým množstvím zásady, zmizí vlastnosti kyseliny i zásady a vznikne *sůl*. Pravíme, že kyselina se *zobojetnila* či *zneutrisovala* zásadou nebo naopak.

Působíme-li na př. na kyselinu solnou, jež barví lakmusový papír červeně, hydroxydem sodným, který barví lakmusový papír modře tak, aby nastalo zobojetnění, vznikne chlorid sodný



který nebarví lakmusu ani modře ani červeně, a pravíme, že chlorid sodný reaguje neutrálně.

Na základě toho můžeme zjistiti, kdy dané množství kyseliny jest zásadou zneutrisováno.

Látky, jež nám udávají tuto neutralisaci, nazýváme *indikátory*; indikátorů jest značný počet, mimo lakmus (azolithmin), kurkuma, fenolftalein, methylovanž, ethylovanž, lakmoid, červeň kongo, alkalická modř, kyselina rosolová, alizarin, alizarinová zeleň, jodeosin atd.

Při neutralisaci 1 mol. kyseliny 1 mol. zásady uvolní se vždy totéž teplo, a to 13,7 kalorií. Toto teplo zove se *teplem neutralizačním*.

Roztoky veškerých solí nereagují vesměs neutrálně. Tak na př. sehnanejší roztok chloridu ammonného NH_4Cl , roztok chloridu hlinitého AlCl_3 reagují *kysele*, ač by měly reagovati neutrálně. Roztoky uhličitanu sodného Na_2CO_3 , fosforečnanu sodného Na_2HPO_4 , kyanidu draselného KCN , křemičitanu sodného Na_2SiO_3 reagují proti očekávání *alkalicky*.

O těchto zvláštních zjevech bude promluveno při hydrolyse solí vodou.

ELEKTROLYTICKÁ DISSOCIACE, ELEKTROLYSA.

Srovnáme-li

vzorce kyselin HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_4SiO_4

a vzorce zásad KOH , NaOH , NH_4OH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$,

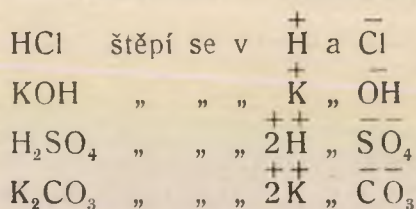
a přihlédneme-li k jejich význačným vlastnostem, shledáváme, že kyseliny jsou chuti kyselé a barví, jsou-li rozpustny, lakmus červeně, zásady jsou chuti louhovitě a barví, jsou-li rozpustny, lakmus modře.

Všem kyselinám jest *společný vodík H*, všem zásadám jest *společný hydroxyl OH*, a jejich ztrátou pozbývají kyseliny i zásady společných vlastností, a stávají se *skupinami kyselými*, v druhém případě *skupinami zásaditými*.

Sloučí-li se skupina kyselá se zásaditou skupinou, vznikne *sůl*. Můžeme si tudíž mysliti, že každá kyselina jest sloučenina vodíku a skupiny kyselé, každá *zásada* sloučenina hydroxylu a skupiny zásadité a každá *sůl* sloučenina skupiny kyselé a skupiny zásadité.

Význačné vlastnosti kyselin i zásad nejeví se však na látkách samých, nýbrž teprve stýkají-li se s vodou. Plynný chlorovodík mění se při nízké teplotě v kapalinu, která barviva lakmusového nemění, avšak rozpuštěn ve vodě, dává silně kyselý roztok, kyselinu solnou, která barví lakmus na červenou.

Soudíme tudíž, že vlivem rozpustidla (vody) štěpí se kyseliny, zásady a soli v jednotlivé součásti; každou takovou součástku zoveme dle *Faradaye ionem*, který dle své povahy nabývá při tom určitého *kladného (+)* nebo *záporného (—) náboje*, tak na př.



Tyto iony nejsou totožné s prvky, nýbrž mají zcela jiné vlastnosti a liší se podstatně od prvků, že mají určitý elektrický náboj.

Poněvadž roztok látky jest za obyčejných poměrů *elektroneutrálný*, t. j. nejeví na venek žádného napětí elektrického, soudíme, že množství *elektřiny* kladné jest rovno téměř množství *elektřiny* záporné.

Takovéto štěpení se vodivých látek vodou v jednotlivé součástky či *iony* zoveme *elektrolytickou dissociací* a roztok látky zoveme *elektrolytem*.

Ponoříme-li na př. do roztoku chloridu měďnatého v nějaké nádobě (obr. 11.) dva dráty a vedeme-li kapalinou elektrický proud, vylučuje se na *záporném* polu *měď* a na *kladném* polu *chlor*.

Z toho soudíme, že elektrickým proudem nastává štěpení v iony, t. j. CuCl_2 štěpí se v ion Cu a ve 2 iony Cl , a poněvadž se

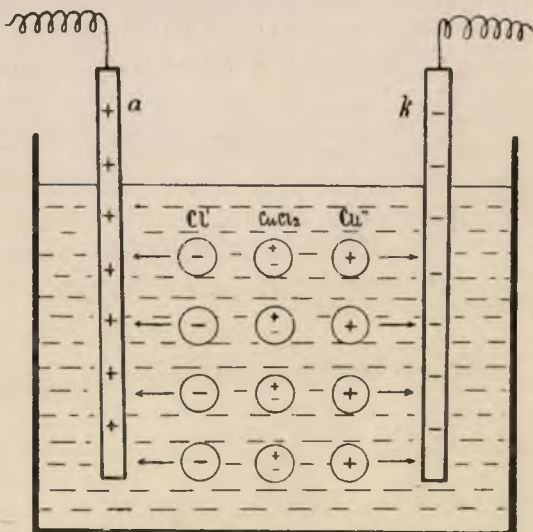
protivné elektriny přitahují, putují *kladně nabité iony Cu* k *zápornému pólu* či *katodě (k)* a *záporně nabité iony Cl* putují ke *kladnému pólu* či *anodě (a)*, kde nastává vyrovnání elektriny, a iony se vyloučí ve stavu neelektrickém jako Cu (kovová měď) a Cl₂ (plynný chlor).

V roztoku vytvoří se další nové iony, putují k elektrickým pólům a to se opakuje, až se veškeré iony mědi a chloru vyloučí. Podobný zjev pozorujeme i u jiných látek ve vodě rozpustných.

Část *kladně nabitá* putující k *záporné* elektrodě (katodě) nazývá se *kationem*, část *záporně nabitá*, putující ke *kladné* elektrodě (anodě) nazývá se *anionem*.

Na *katodě* vylučuje se tudíž vodík a kovy, a na *anodě* skupiny kyselé, na př. Cl, SO₄ atd.

Obr. 11.



Množství přenesené elektriny v časové jednotce záleží:

1. na *počtu ionů*, tedy na počtu dissociovaných molekul rozpuštěné látky,

2. na *rychlosti ionů*.

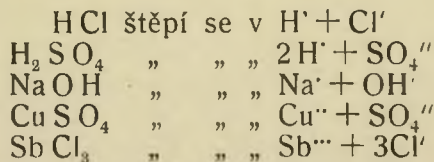
Počet ionů souvisí s váhovým poměrem látky rozpuštěné a vody. Zředujeme-li roztok, zvyšuje se hydrolysou dissociace, ale jen k jisté mezní hodnotě.

Rychlosti ionům přibývá, zvyšujeme-li teplotu a ubývá, přidáváme-li do vodního roztoku látky špatně vodící, na př. líhu.

Vyjádříme-li váhové množství štěpící se látky vahou molekulární v gramech, tedy t. zv. *grammolekulou* nebo *molem*, zve se váhové množství každého z obou ionů *gramionem*.

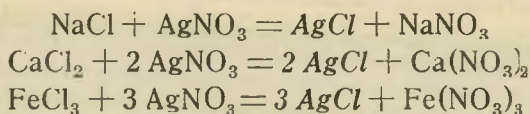
Podle mocenství označujeme *iony kladné* místo znaménky + jednou, dvěma atd. tečkami, *iony záporné* místo znaménky - jednou, dvěma atd. čárkami.

Tak na př.:

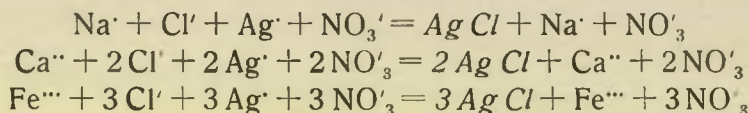


Tato teorie štěpení se látek v roztoku zve se *teorií ionovou*. *Chemické reakce v roztoku jsou tudíž reakce ionů*.

Označením reakcí dle ionové teorie se psaní rovnic značně zkrátí. Tak na př. píšeme reakce dle starého způsobu:

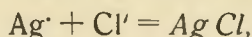


Dle teorie ionové psali bychom:



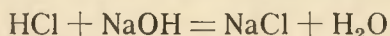
Přihlédneme-li k těmto rovnicím, shledáme, že jisté iony přicházejí na obou stranách rovnic a jsou tudíž pro vznik chloridu stříbrného méně významné.

Škrtneme-li tyto iony, obdržíme jednoduchou rovnici

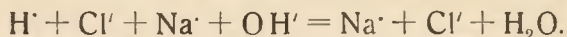


která značí, že ion stříbra dává s ionem chloru nerozpustný chlorid stříbrný.

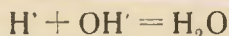
Působí-li kyselina solná v hydroxyd sodný, píšeme:



čili dle ionové teorie:



Ion y na obou stranách rovnice přicházející lze škrtnouti a tak bude tato rovnice zníti



čili spojením vodíkového a hydroxylového ionu vzniká nedissociovaná voda.

Tento způsob psaní platí o veškerých reakcích *silně dissociovaných* látek, u látek *málo dissociovaných* označujeme vzorce také příslušnými znaménky, ale neodděluje je znaménkem +, nýbrž píšeme na př. H^+OH^- , NH_4^+OH^- , H_2S^{--} atd.

Pochod, při kterém se působením určitého množství elektřiny vyloučí ion ve stavu neelektrickém, nazýváme *elektrolýsou*.

Podle elektrické vodivosti rozdělujeme látky na:

1. *elektrolyty*, t. j. takové látky, jejichž roztoky vedou dobře proud elektrický a silně se štěpí či dissociují;
 2. *poloelektrolyty*, jejichž roztoky špatně vedou proud a dissociují se skrovně;
 3. *neelektrolyty*, které nevedou proud a téměř se nedissociují.
- K *elektrolýtům* náleží *ve vodě rozpustné soli a silné kyseliny*, na př. *kyselina sírová, solná, dusičná, fosforečná, ferro- a ferri-*

kyanovodíková, *šfavelová*, dále *silné zásady*, na př. *hydroxyd draselný*, *sodný*, *lithný*, *vápenatý*, *barnatý* atd.

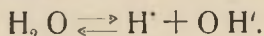
K *poloelektrolytům* náleží *slabé kyseliny*, jako: *kyselina boritá*, *křemičitá*, *uhličitá*, *sírovodík*, *kyanovodík*, *kyselina vinná*, *kyselina octová* atd., *slabé zásady*, *hydroxyd ammonný*, *zelezitý*, *hlinitý*, *měďnatý* atd.

Neelektrolyty jsou *čistá voda*, *kyanid rtuťnatý*, *rhodanid železitý*, *láh*, *petrolej*, *benzol*, *cukr* atd.

Teorie dissociace v roztoku vyslovena nejprve *Clausiem* roku 1857 a probádána švédským učencem *Swante Arrheniem* r. 1887.

HYDROLYSA.

Chemicky čistá voda jest téměř neelektrolytem a jen nepatrná část její se štěpí v iony H' a OH' dle vzorce:



Dle zákona o působnosti hmoty*) jest štěpení se vody dáno rovnicí

$$\frac{[H'] \times [OH']}{[H_2O]} = K_{H_2O}.$$

Poněvadž čistá voda má vždy tutěž koncentraci, jest součin ionů vodíkových a hydroxylových konstantní, obnáší pro 18° 0.64×10^{-14} .

Koncentrace ionů vodíkových a hydroxylových jsou u čisté vody a roztoků neutrálných stejné; obsahuje-li roztok *rozpustnou kyselinu*, *převládají iony vodíkové*, obsahuje-li roztok *rozpustnou zásadu*, *převládají iony hydroxylové*.

Rozpustíme-li sůl AB tvořenou jednomocným anionem A a jednomocným kationem B , štěpí se tato vždy v iony A' a B' . Na tyto iony působí iony dissociované vody a to dle složení solí různě.

Náleží-li iony soli v roztoku vodném

a) *silné kyselině* a *silné zásadě*, jest vliv ionů H' a OH' roven skoro nule a roztok jest prakticky *neutrálný*, jako na př. roztok chloridu draselného KCl , síranu draselného K_2SO_4 , dusičnanu sodného $NaNO_3$.

Náleží-li však iony soli v roztoku:

b) *silné kyselině* a *slabé zásadě*,

c) *slabé kyselině* a *silné zásadě*,

d) *slabé kyselině* a *slabé zásadě*,

štěpí se takové soli působením ionů vody tak, že vznikne v případě b) *volná kyselina*, v případě c) *volná zásada* a v případě d) *volná kyselina* i *volná zásada*. Zjev ten nazýváme *hydrolysou*.

V případě b) jest poměr ionů A' a B' k ionům vody H' a OH' takový, že množství ionů B' a OH' jest větší, než za daných pod-

*) Viz zákon o působnosti hmoty.

mínek může být v dissociaci udrženo a proto část jejich spojí se v nedissociovanou zásadu BOH a zbylé iony H' představující volnou kyselinu, způsobí *kyselou reakci roztoku*.

Tak na př. reaguje ne příliš zředěný vodní roztok chloridu ammonného, vodní roztok síranu hlinitého, železitého nebo chromitého *kysele*, poněvadž se skládají ze *silné kyseliny* a *slabé zásady*.

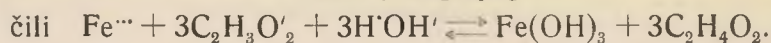
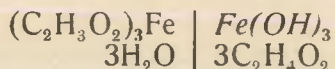
V případě c) jest poměr ionů A' a B' k ionům vody H' a OH' vždy takový, že množství ionů A' a H' jest větší, než může být za daných podmínek v roztoku udrženo a tudíž část jejich spojí se v nedissociovanou kyselinu AH a zbylé iony OH', představující volnou zásadu, způsobují *zásaditou reakci roztoku*.

Tak na př. vodní roztoky kyanidu draselného, křemičitanu sodného, uhličitanu sodného, boritanu sodného, sirníku draselného *reagují alkalicky*, poněvadž se skládají ze *slabé kyseliny* a *silné zásady*.

Hydrolysovaný podíl jest velmi nepatrný. Tak na př. 0,1 normální roztok kyanidu draselného jest hydrolysován při 25° C 1,1%, 0,1 normální roztok boritanu sodného (Na₂B₄O₇) jest hydrolysován 0,5%.

Je-li vzniklá nedissociovaná kyselina nebo zásada těkavá, prchá zneráhla z roztoku a mnohdy prozrazuje se zápachem. Proto zapáchá roztok kyanidu draselného po kyanovodíku, roztok uhličitanu ammonného zapáchá po ammoniakku.

Vařením roztoku octanu železitého, který se skládá ze *slabé kyseliny* a *slabé zásady*, vylučuje se zprvu zásaditý octan železitý Fe(OH)₂C₂H₃O, který se posléze delším varem rozloží v hydroxyd železitý a uvolní se veškerá kyselina octová:



Podobně se chová octan hlinitý Al(C₂H₃O₂)₃ a octan ammonný (NH₄)C₂H₃O₂.

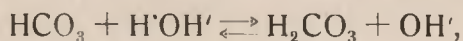
Soli této skupiny jsou nejvíce hydrolysovány, na př. 0,1 norm. roztok kyanidu ammonného NH₄CN jest hydrolysován více jak 30%.

Hydrolytického rozkladu přibývá úměrně v případě b a c, čím jest roztok zředěnější a čím jest teplejší, v případě d jest na zředění roztoku nezávislý.

Hydrolysu zamezíme, přidáme-li k alkalicky reagujícímu roztoku alkalií, tak na př.: k roztoku kyanidu draselného louhu draselného (zápach po kyanovodíku zmizí), ke kyselé reagujícímu roztoku kyseliny na př. k roztoku chloridu antimonitého kyseliny solné.

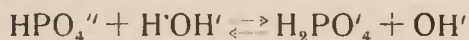
Na str. 63. bylo řečeno, že některé soli, na př. kyselý uhličitan sodný NaHCO₃, fosforečnan sodný Na₂HPO₄, reagují alkalicky, některé zásadité soli, jako zásaditý chlorid vizmutitý Bi(OH)₂Cl reagují kyselé.

Tyto zjevy vysvětlujeme si hydrolytickým působením vody na roztoky takových solí, na př. kyselý uhličitán sodný NaHCO_3 štěpí se v iony $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ a dalším štěpením vzniká posléze ion OH^-



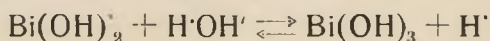
čímž si vysvětlujeme *alkalickou* reakci roztoku.

Fosforečnan sodný Na_2HPO_4 štěpí se v iony $2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ dalším štěpením vzniká ion OH^-



reaguje tudíž roztok *alkalicky*.

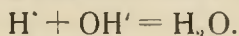
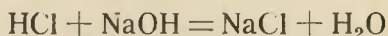
Zásaditý chlorid vizmutitý štěpí se v iony $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{Cl}^-$, dalším štěpením vzniká ion H^+



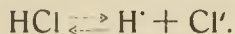
reaguje tudíž roztok *kysele*.

NEUTRALISACE KYSELIN A ZÁSAD.

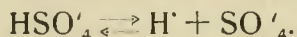
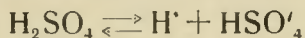
Jak bylo na str. 63. pověděno, jest dána neutralisace jednosytné kyseliny jednosytnou zásadou, na př. kyseliny solné a hydroxydu sodného, rovnicí:



Jednosytné kyseliny štěpí se ihned v iony; tedy na př. kyselina solná štěpí se:



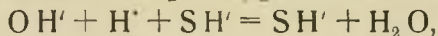
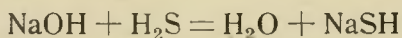
U vícesytných kyselin nastává dissociace postupně tak, že iony H^+ přibývajícím zředěním jeden po druhém se odštěpují. Kyselina sírová štěpí se tudíž takto:



Druhý stupeň dissociace jest již slabší a *třetí* stupeň dissociace bývá skrovný. Úplné neutralisace docílíme jen u kyselin *silných*. Avšak ve všech případech není neutralisace dokonalá, má na ni vliv hydrolysa.

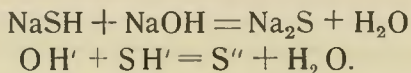
Slabé vícesytné kyseliny, neutralisovány *silnou zásadou*, neutralisují se jen částečně.

Sytíme-li roztok hydroxydu sodného sirovodíkem, probíhá neutralisace takto:



t. j. vzniká sulfhydrát sodný.

Sírník sodný Na_2S lze získati teprve smícháním roztoků hydroxydu sodného a sulhydrátu sodného o stejné molekulární koncentraci.



Někdy však neodštěpují se všechny atomy vodíku kyseliny ani největším zředěním v iony, ani jiným způsobem nemohou býti nahrazeny kovem, jako jest tomu u kyseliny fosforité H_3PO_3 (viz str. 61.).

K stanovení, kdy nastává konec reakce při neutralisaci kyseliny nebo zásady, užíváme indikátorů (viz str. 63.), které změnou své barvy tuto neutralisaci prozrazují.

Indikátorem pro kyselinu nebo zásadu může býti každá slabší kyselina nebo zásada, jejíž jeden ion vyniká určitou barvou, avšak jinou než měla látka nedissociovaná.

Na př. *fenolftalein* jest látka povahy kyselé, jejíž líhový, téměř nedissociovaný roztok jest bezbarvý. Přidáme-li k tomuto roztoku hydroxydu sodného, čili ionu OH' , vznikne sůl, která se ihned disociuje v ion Na' a záporný ion fenolftaleinu, který jest barvy červené. Barví se tudíž fenolftalein *zásadami červeně, kyselinami se odbarvuje.*

Fenolftalein hodí se jako indikátor při neutralisaci silných kyselin silnými zásadami, aby totiž nejmenší přebytek silné zásady způsobil červené zabarvení. Fenolftaleinu nelze však užití při neutralisaci kyseliny uhličitě, fosforečné, sirovodíku, tedy kyselin slabých, a zásadou neutralisující nesmí býti amoniak.

SÍLA KYSELIN A ZÁSAD.

Jak jsme již v předešlé stati seznali, činí kyselinu kyselinou ion H' a zásadu zásadou OH' .

Jest tedy patrné, že síla kyseliny a zásady bude závislá na množství těchto ionů v určitém objemu, čili od *stupně dissociace; čím více jest kyselina nebo zásada dissociována, tím jest silnější.*

Tak na př. v desetino-normálních roztocích jest dissociováno podle A. Noyese:

kyseliny solné a dusičné 90%,

kyseliny sírové 60%,

kyseliny siřičité 39%,

kyseliny šťavelové 31%,

kyseliny fosforečné 12,0%,

kyseliny octové 1,3%,

kyseliny uhličitě 0,12%,

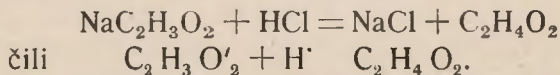
sírovodíku 0,01%,

kyanovodíku 0,007%,

hydroxydu draselného 86%,
 hydroxydu sodného 86%,
 hydroxydu barnatého 75%,
 hydroxydu ammonného 1,4%.

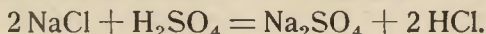
Obyčejně vypuzuje silnější kyselina ze solí slabší kyselinu, silnější zásada slabší zásadu.

Tak na př. kyselinou solnou rozkládá se octan sodný podle vzorce:



Je-li však silnější kyselina těkavější, může se při vyšší reakční teplotě státi, že se slabší kyselinou uvolní ze soli silnější kyselina, a poněvadž její koncentrace se stále snižuje proměnou v páry, nemůže nastati zpětná reakce.

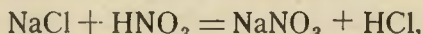
Tak lze úpravou podmínek docílit reakce:



Při vyšší teplotě vzniká úplně síran sodný, poněvadž kyselina solná (ač ji podle dissociace máme za silnější), má nižší bod varu (110°) než kyselina sírová (338°), z reakční směsi v parách uniká a tudíž se její koncentrace snižuje.

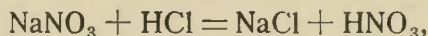
Rozhoduje tudíž při rozkladu soli kyselinou také *těkavost kyselin*, zvláště těkavost kyseliny reakcí uvolněné.

Působí-li kyselina dusičná za tepla v chlorid sodný, vzniká dusičnan sodný; reakce probíhá úplně podle rovnice:



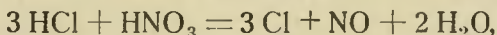
poněvadž kyselina dusičná, ač jest slabší než kyselina solná, má vyšší bod varu (120°, obsahuje-li vodu, jinak 86°) než kyselina solná, která následkem toho z kapaliny v parách dříve uniká.

Působíme-li za tepla kyselinou solnou v dusičnan sodný:



jest přeměna dusičnanu v chlorid jen tenkrátě úplná, je-li hutnota kyseliny solné 1:18; je-li kyselina solná zředěnější, má-li na př. hutnotu 1:12, jest reakce neúplná. Příčinou toho jest různá těkavost obou kyselin.

Další příčina, proč jest přeměna chloridu v dusičnan a dusičnanu v chlorid možná, ačkoliv kyselina solná i dusičná jsou stejně dissociovány, záleží v tom, že v prvním případě uvolněný chlorovodík nadbytkem kyseliny dusičné, v druhém případě zase chlorovodík vznikající kyselinou dusičnou se okysličuje v chlor přibližně podle rovnice:



čímž se koncentrace vznikajících kyselin, v prvním případě kyseliny solné, v druhém případě kyseliny dusičné, snižuje a vzhledem k tomu zpětná reakce nenastává.

Reakci pozorujeme podle toho, že kapalina smísením soli a kyseliny hnědne a čpí chlorem.

Sílu *slabých kyselin a slabých zásad* lze značně zmenšiti přidáním soli, jež má stejný ion s kyselinou nebo se zásadou.

Tak na př. síla kyseliny octové se zmenší přidáním octanu sodného, síla hydroxydu ammonného zmenší se přidáním chloridu ammonného.

Z roztoku síranu železnatého, okyseleného kyselinou octovou, nevzniká sirovodíkem žádná sraženina, přidáme-li však roztok octanu sodného, vyloučí se černá sraženina siřníku železnatého.

Ze solí hořečnatých sráží se hydroxydem ammonným hydroxyd hořečnatý; je-li však obsažen chlorid ammonný, nevznikne sraženina.

Přidané látky zmenší totiž dissociaci účinkující kyseliny nebo zásady, a tím zmenší i jejich sílu.

Zjev ten vysvětlujeme si na základě zákona o působnosti hmoty. Podle tohoto zákona jest součin koncentrací ionů kyseliny octové, dělen koncentrací nedissociovaných ionů, konstantní, tudíž

$$\frac{[H'] \times [C_2H_3O_2']}{[H.C_2H_3O_2]} = K_{C_2H_3O_2}$$

Přidáme-li k tomuto roztoku octanu sodného, který jest dissociován v iony Na^+ a $C_2H_3O_2'$, vzrostla by hodnota součinu ionů pro kyselinu octovou, ale poněvadž K musí zůstat konstantní, musí se zmenšiti dissociace kyseliny octové, neboť pro rovnováhu mezi nedissociovanou kyselinou a jejími iony jest lhostejno, pochodí-li iony octové z kyseliny octové, neb z octanu sodného.

Zeslabení kyseliny neb zásady pozorujeme také, nachází-li se v roztoku silný a slabý elektrolyt se společným ionem; zeslabíme tudíž dissociaci kyseliny octové silnými kyselinami na př. přidáním kyseliny solné.

Síla *silných kyselin*, na př. kyseliny solné, se přidáním chloridu sodného ztlačně nezmění, podobně síla *silných zásad*, na př. hydroxydu draselného, se přidáním soli draselné taktéž nezmění.

II. SKUPINA VZÁCNÝCH PLYNŮ.

HELIUM, ARGON, NEON, KRYPTON, XENON.

Vzácné plyny jsou význačné tím, že jsou vůči jiným prvkům naprosto netečné; nepodařilo se dosud připravit nějaké jejich určité význačné sloučeniny.

Dělení jednotlivých plynů ze směsi zakládá se na částečném zkapalňování při hlubokých teplotách nebo na různé rychlosti difuze jednotlivých plynů.

Rozpustnost vzácných plynů ve vodě jest značná, tak na př. v 1 cm³ vody 20° C teplé rozpouští se 0,01 cm³ helia, 0,037 cm³ argonu.

Helium, He má atomovou váhu 4,00; bylo objeveno *Ramsayem* a *Clevem*, nachází se ve žhoucí sluneční atmosféře a nalézá se též v některých minerálech ve Skandinavii, zvláště v cleveitu, v minerálech obsahujících uran, v malém množství vyvěrá v Texasu s jinými plyny a z těch se získává. Jest to plyn bezbarvý, po vodíku nejjlehčí. 1 litr helia váží při 0° C a 760 mm tlaku 0,18 g. Lze jej zkapalnit za tlaku 100 atm. chlazením kapalným vzduchem.

Argon, Ar má atomovou váhu 39,88, nachází se ve vzduchu asi 1,3% dle váhy a v plynech pramenů, které vyvěrají z velkých hloubek jako na př. geysirů na Islandě. Jest to plyn bezbarvý, ve vodě dosti rozpustný, v 1 l vody rozpustí se asi 40 cm³ argonu; 1 litr argonu váží při 0° C a 760 mm tlaku 1,78 g. Používá se ho k plnění žárovek.

Krypton, Kr má atomovou váhu 82,92, **Xenon, X** má atomovou váhu 130,2 a **Neon, Ne** má atomovou váhu 20,2. Jsou to plyny, obsažené v nepatrném množství ve vzduchu, ze kterého byly *Raleighem* a *Ramsayem* postupným zkapalňováním a vymrzáváním vzduchu izolovány.

VZDUCH.

Vzduchem rozumíme plynný obal, obklopující naši zemi. Nej důležitější součástí vzduchu jsou kyslík, dusík, vodní pára a kysličník uhličitý; v nepatrné míře ve vzduchu přicházejí také dusitan a dusičnan amonný a vzácné plyny, argon, neon, krypton, xenon, o jejichž významu ve vzduchu dosud nic jistého nevíme.

Mimo to obsahuje vzduch prach, jemné vodní kapky, k čemuž se druží ještě skrovně methan, dále mravenčí aldehyd a ozon (antisepticky důležité látky), sledy peroxydu vodíku a mikroorganismy, zvláště plísně a bakterie.

Za starověku byl vzduch považován za element, teprve na sklonku XVIII. století poznána chemická povaha vzduchu *Lavoisierem*.

Četnými pokusy bylo zjištěno, že poměr mezi kyslíkem, dusíkem a argonem ve vzduchu jest stálý, ani podnebí ani vegetace ani životní pochody a podobné nemají na poměr ten téměř vlivu. Kyslík, který se dýcháním vzduchu ubírá, nahrazuje se opět rostlinami, které jej při assimilaci odštěpují.

Vzduch obsahuje průměrně:

	dle objemu	dle váhy
dusíku	78,06%	75,5%
kyslíku	21,00%	23,2%
argonu	0,94%	1,3%

Množství vodní páry, která vypařováním vody neustále do vzduchu vniká, jest nestejné. Kolísá dle teploty a barometrického tlaku, u moře a jezer jest větší, ve vnitrozemí menší a průměrně

obnáší asi 0,8%. Obvykle nebývá vzduch parami vodními nasycen. Jelikož hustota vodní páry obnáší jen 0,62, jest vlhký vzduch lehčí než suchý.

Taktéž i množství kyslíčnicku uhličitého ve vzduchu není stejné, kolísá mezi 0,025—0,04% dle objemu, ve městech a zvláště kde jsou průmyslové závody, bývá kyslíčnicku uhličitého ve vzduchu značnější množství, až 0,08% i více dle objemu. V noci obsahuje vzduch více kyslíčnicku uhličitého než ve dne.

Množství ozonu a peroxydu vodíku, jež se ve vzduchu stále tvoří, jest nestejné, obě látky se neustále rozkládají ústrojnými látkami, obsaženými ve vzduchu; ve vzduchu venkovském jest ozonu a peroxydu vodíka více než ve městech, kde případně vůbec nich není.

Prach ve vzduchu jest původu minerálního nebo ústrojného.

Taktéž může dle místních poměrů obsahovati vzduch různé plyny, zvláště tam, kde jsou továrny, jako kyslíčnick sířičitý, kde se praží sirné rudy, kyslíčnick uhelnatý, kde nedokonale hoří uhlí, sirovodík, kde hnijí ústrojné hmoty, obsahující síru atd.

Součástkám vzduchu vykázan jest v přírodě důležitý úkol.

Hoření paliv a svítiv zakládá se na tom, že se látky slučují s kyslíkem vzdušným.

Dýchání živých bytostí jest založeno na spotřebě kyslíku vzdušného. Kyslík vdechovaný se vzduchem, spaluje v těle uhlikaté látky v kyslíčnick uhličitý a vodu, jež vydychováním z těla odcházejí.

Zelené listy běrou za spolupůsobení světla ze vzduchu kyslíčnick uhličitý a vydávají kyslík, ve tmě vnímají však rostliny kyslík a vydychují kyslíčnick uhličitý.

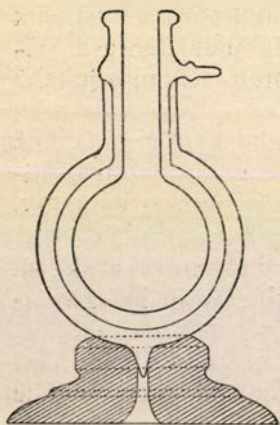
Kyslík vzdušný okysličuje různé nerosty, přeměňuje je ve sloučeniny kyslíkaté, sirníky v sírany atd.

Kyslíčnick uhličitý ze vzduchu spolu s vodou přeměňuje uhličitany vápenatý a hořečnatý v kyselé uhličitany, které se ve vodě rozpouštějí, rozkládá křemičitany a mění je částečně v rozpustné látky.

Vzduch lze při nízké teplotě zkapalnit a tvoří kapalinu poněkud namodralou, která vře při -195° .

Kapalný vzduch jako každý jiný zkapalnělý plyn hluboké teploty lze přechovávat pouze v otevřených nádobách, t. zv. nádobách *Dewarových* (obr. 12.) nebo *Weinholdových*, které jsou 2—4-stěnné, a na vnitřní stěně zevnějšího povrchu postříbřené; vzduch mezi stěnami nádob jest vyssát, čímž se přenášení zevnější teploty na kapalinu uvádí na nejmenší míru. V dobře zhotovených nádobách

Obr. 12.



lze kapalný vzduch uchovati dosti dlouho; denní ztráta kapalného vzduchu obnáší jen asi 120—150 g, počítaje na litr kapaliny.

Bod varu kapalného dusíku jest značně nižší než bod varu kyslíku, následkem čehož z kapalného vzduchu uniká předem ponejvíce dusík a zbývající kapalina obohacuje se stále kyslíkem a nabývá modřejší barvy. Na konec zbývá kyslík, trochu dusíku a argonu.

Na tomto zjevu založena jest výroba kyslíku ze vzduchu; ve zvláštních přístrojích se totiž frakcionovanou destilací zbavuje kapalný vzduch dusíku, který se ovšem také zužitkuje.

Kapalného vzduchu používá se k vyvozování hlubokých teplot, ke chlazení místo ledu, k výrobě kyslíku, dusíku a argonu, při výrobě vodíku z vodního plynu, z něhož se kysličník uhelnatý odstraní zkapaľněním, v elektrotechnice k docílení úplného vakua silným ochlazením, k úpravě výbušných patron při trhání skal atd.

Zkapaľňování vzduchu a i jiných plynů zakládá se na vlastnosti, podle které se silně stlačený a náhle z nádoby vypuštěný plyn samovolně ochladí a to zvláště tenkrát, nepotřebuje-li přemáhati tlak zevnější t. j. proudí-li do vzduchoprázdnoty. Ochlazení následkem rozpětí vykládáme si tak, že plyn vykonal při svém rozpnutí práci vnitřní, aby překonal vzájemnou přitažlivost molekul, kteráž jest značná vzhledem k blízkosti molekul v plynu silně stlačeném. Vnitřní práce ta jde na účet tepelné energie plynu, pročež teplota jeho klesne.

Přístroj ke zkapaľňování vzduchu skládá se v podstatě z trubčky měděné 5 mm v průměru, asi 200—300 m dlouhé, stočené v hustou spirálu, jež jest opatřena na jednom konci ventilem a zvláštním způsobem upravena v izolované skřínice. Do této spirály přivádí se vzduch, prve vlhkosti a kysličníku uhličitého zbavený, kompressorem na 200 atm. stlačený a vodou chlazený.

Pootevře-li se ventil, uniká náhlým rozpětím ochlazený vzduch do prostoru kolem spirály, chladí přiváděný stlačený vzduch, až posléze jeho teplota klesne tak silně, že se při tlaku 200 atm. zkapaľňuje a ze spirály vytéká. Kolem spirály unikající vzduch se nassává znovu kompressorem, stlačuje se a opět přivádí do spirály.

Takto lze zkapaľniti i jiné plyny, vodík však musí býti prve schlazen kapalným vzduchem.

Původní přístroje na tomto základě sestrojil *Lindé*, značně je však zdokonalil *Olszewski* v Krakově.

Kompressorem, který stlačí 16 m³ vzduchu za hodinu, lze ve zkapaľňovacím přístroji *Olszewského* za hodinu vyrobiti 1 litr kapalného vzduchu.

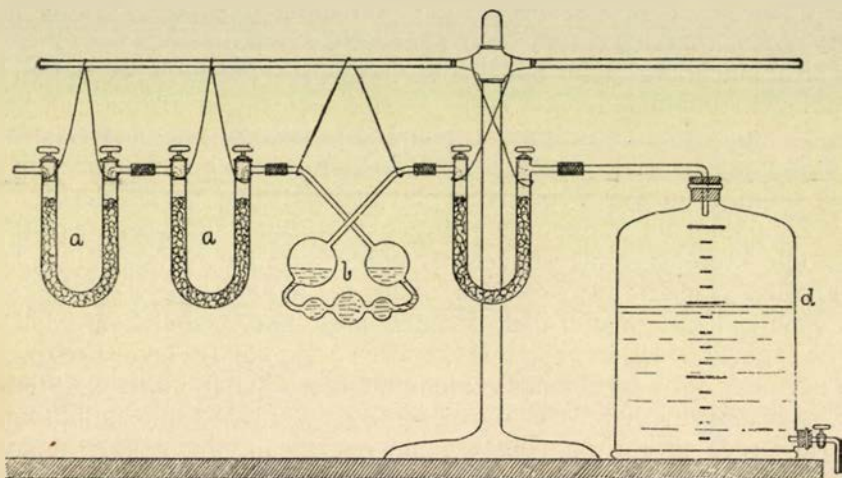
METODY EUDIOMETRICKÉ.

Metody, při nichž stanovíme složení vzduchu a jiných plynů tím, že z odměřeného objemu plynu odnímáme jistými látkami jednotlivé plynné součásti na př. alkalickým roztokem pyrogallolu

kyslík, a objem pohlčeného plynu změříme z rozdílu objemů, slují *eudiometrické*.

Množství vody a kysličníku uhličitého ve vzduchu stanovíme zvláštním přístrojem (obr. 13) tak, že určitý objem vzduchu ssajeme pomocí aspirátoru *d* odváženými trubicemi, které obsahují látky,

Obr. 13.



jež vodu a kysličník uhličitý dokonale pohlcují; jsou to chlorid vápenatý bezvodý (*a*), který pohlcuje vodu, a natronové vápno nebo roztok hydroxydu draselného (*b*), které pohlcují kysličník uhličitý.

Po pokuse trubice opět vážíme a z rozdílu jejich vah a objemu analysovaného vzduchu změřeného na aspirátoru vypočteme množství kysličníku uhličitého a vody.

III. SKUPINA SÍRY.

SÍRA, SELEN, TELLUR.

SÍRA, S=32,06.

Síra samorodá nachází se v jínech vyhaslých sopek, kde vzniká vzájemným rozkladem sirovodíku a kysličníku siřičitého (síra vulkanická) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ nebo okysličením sirovodíku $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Síra tvoří mocná ložiska buď čistá nebo smíšená se zeminami zvláště na Sicilii, ve Španělsku, v Mexiku a v Louisianě, kde se jí ročně dobývá 3 mil q.

Dále vzniká síra působením bakterií rodu *Beggiatoa*, které assimilují sirovodík, vzniklý ze síranu vápenatého cellulosovým

kvašením; okysličují jej částečně v kyselinu sírovou, částečně vylučují z něho síru, kterou ve svém těle ukládají. Tak asi vznikla síra uložená v útvaru terciárném a triasovém.

Nejčastěji přichází síra sloučená v nerostech, jako sirníky, kyz železný FeS_2 , leštěnec olověný PbS , blejno zinkové ZnS , chalkosin Cu_2S , argentit Ag_2S atd., nebo jako sírany, sádrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, těživec BaSO_4 atd.

Zvířecí bílkoviny obsahují 0,8—2% síry, rovněž prudce zapáchající silice cibule, česneku a hořčice jsou sirné sloučeniny.

Síru známe ve třech tvarech, z nichž dva jsou různě krystalované a třetí jest beztvářý.

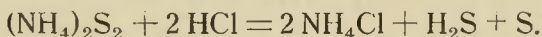
Krystalovaná *kosočtverečná síra* S_α jest tvar přicházející v přírodě, jest bledě žlutá, má hutnotu 2,07, ve vodě se nerozpouští, v lihu skrovně, snadno však v sirouhlíku, ze kterého krystaluje kosočtverečně, a v chloridu sirném; ve 100 č. sirouhlíku rozpouští se při 15° 37,15 č. síry, při 22° 46,05 č. síry.

Tato prvá modifikace taje při 114,4°.

Druhá modifikace jest síra jednoklonná S_β ; vzniká zahříváním tvaru prvního do roztopení a zvolným vychladnutím; vznikne hmota průsvitná, krystalická, ohebná, medově zbarvená, hutnoty 1,96; taje při 120°. — Ve vodě jest nerozpustná, snadno však v sirouhlíku, ze kterého vykristaluje tvar první. Časem se samovolně mění v tvar první.

Třetí tvar jest *síra beztvářá* S_γ či *plastická*. Získáme ji, zahřejeme-li roztopenou síru téměř k varu a vlejeme ji tenkým proudem do studené vody; ztuhne v látku měkkou, průhlednou, pružnou, barvy jacintové; tato se v sirouhlíku nerozpouští a časem mění se ve tvar první.

Mimo to známe ještě tak zvané *sirné mléko*, jemně rozptýlenou síru, která vzniká rozkladem sírosloučenin kyselinami na př. rozkladem žlutého sirníku ammonného



Síra je bez chuti a zápachu; na vzduchu se okysličuje v míře nepatrné. Zahřáta na vzduchu, zapaluje se při 250° a shoří modrým plamenem v kysličník siřičitý: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Zahřáta za nepřístupu vzduchu, taje nejprve v kapalinu bledě žlutou; mezi 200—250° zhoustne a nabude barvy téměř černé, nad 300° opět zřídne a při 445° vře a mění se v hnědočervené páry.

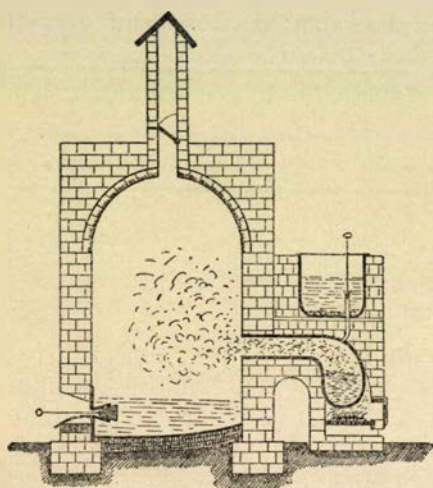
Čistá síra téká beze zbytku a má reakci neutrálnou; prodejná síra obsahuje nezřídka arsen a selen. Slučuje se přímo s četnými nekovy i kovy, často ve více poměrech; tak na př. s cínem tvoří sirník cínatý SnS a cíničitý SnS_2 , se železem sirník železnatý FeS a železičitý FeS_2 , s arsenem sirník arsenitý As_2S_3 a arseničitý As_2S_5 .

Síra vyrábí se různými způsoby; samorodá síra sicilská jest smíšená se zeminami; těch se zbavuje tím, že se roztápí v pecích,

a kapalná vypouští do zvláštních jímek. Získaná surová síra se čistí či rafinuje (obr. 14.).

Roztápí se v železných křivulích a uvede se do varu; unikající sirné páry jímají se ve zděných komorách, v nichž se zprvu srážejí v jemný prášek, t. zv. *sirný květ*; později, když se komora ohřála, srážejí se sirné páry v kapalnou síru, která se občas vypouští a leje se do dřevěných forem, v nichž ztuhne a přichází do obchodu jako síra roubiková.

Obr. 14.



V Lousianě, kde vrstvy síro-
nosné jsou hluboko pod zemí, žene
se do vrstev těch potrubím pře-
hřátá vodní pára, kterou se síra
roztápí a roztopená vytlačuje se
na povrch horkým vzduchem.

Také se získává síra v továr-
nách z některých vedlejších vý-
robků, na př. z odpadků při vý-
robě sody dle *Leblancova* způ-
sobu.

Síry používá se k výrobě
střelného prachu, v ohněstrůjství,
při výrobě sirek, k utěšňování železa do kamene, k vulkanisaci kau-
čuku, jako přísady k dehtu na nátěry železa a střech, jako isolační
hmoty, poněvadž vede jen nepatrně elektrický proud, v lékařství.
Ze síry v kyzech vyrábí se kysličník siřičitý a kyselina sírová.

SLOUČENINY SÍRY S KYSLÍKEM A VODÍKEM.

Sloučeniny síry s kyslíkem jsou:

[SO monoxyd síry?]	—	H_2SO_2	kyselina sulfoxylová
S_2O_3 sesquioxyd síry	—	$H_2S_2O_4$	kyselina hydrosiřičitá
SO_2 kysličník siřičitý	—	H_2SO_3	" siřičitá
SO_3 " sírový	—	H_2SO_4	" sírová
		$H_2S_2O_7$	" pyrosírová
S_2O_7 " persírový	—	$H_2S_2O_8$	" persírová
		H_2SO_5	sulfomonoperkyselina
		$H_2S_2O_3$	kyselina sirnatá

Dále jsou kyseliny polythionové: dithionová $H_2S_2O_6$, trithio-
nová $H_2S_3O_6$, tetrathionová $H_2S_4O_6$, pentathionová $H_2S_5O_6$ a he-
xathionová $H_2S_6O_6$.

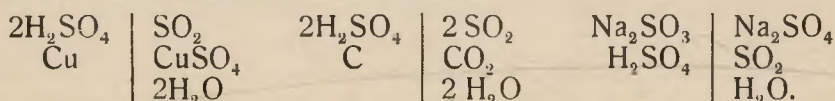
S vodíkem tvoří síra sírovodík, sloučeninu to složenou dle typu
vody $H-S-H$, v níž jeví se síra dvojmocnou a jednomocná skupina
SH vystupuje ve sloučeninách podobně jako skupina OH.

Představíme-li si v kyselině sírové hydroxyl OH nahražený skupinou SH, přicházíme ke kyselině sirnaté



KYSLIČNÍK SIŘIČITÝ SO_2 , KYSELINA SIŘIČITÁ H_2SO_3 .

Kysličník siřičitý bývá obsažen v plynech činných sopek. Vzniká při spalování síry, pražením či pálením sirníků přirozených na př. kyzů, redukcí kyseliny sírové kovy nebo uhlím za tepla, rozkladem siřičitanů minerálními kyselinami:

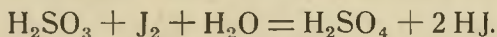


Kysličník siřičitý jest plyn bezbarvý, dusivého zápachu, hutnoty 2,26; není hořlavý, nepodporuje hoření; pohlcuje se vodou, která ho rozpouští při 20° 40 objemů. Lze jej snadno zkapalnit směsí ledu a chloridu sodného; kapalný kysličník siřičitý jest bezbarvý, vře při -8° a lze jej silným ochlazením též ztuziti.

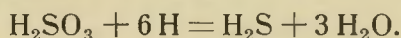
Vodný roztok kysličníku siřičitého lze považovati za roztok *kyseliny siřičité* H_2SO_3 .

Kyselina siřičitá reaguje kysele, barví lakmusový papír na červeno a jest silně redukční činidlo, podobně jako plyný kysličník siřičitý; redukuje oxyduje se na kyselinu sírovou; tato oxydace nastává již pouhým stáním na vzduchu, a lze ji zabrániti na př. přísadou lihu (záporný katalysátor).

Rychle se okysličuje chlorem, bromem a jodem, alkalickým roztokem manganistanu draselného a jinými ještě okysličovadly na př.

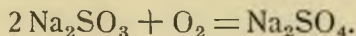


Kyselina siřičitá může však býti také redukována vodíkem ve zrodu až na sirovodík



Kyselina siřičitá je dvojsytná a tvoří dvě řady solí; *normální siřičitany* či *sulfity* a *kyselé siřičitany* či *bisulfity*, na př. Na_2SO_3 , NaHSO_3 .

Vodní roztoky siřičitanů okysličují se snadno již kyslíkem vzdušným



Reakce se urychluje přísadou solí manganatých nebo měďnatých, zamezuje se přidávkem alkoholu.

Kyselinami minerálními se siřičitany rozkládají, alkalické siřičitany již kyselinou octovou.

Kysličníku siřičitého se používá především k výrobě kyseliny sírové, dále k bělení hedvábí, vlny, slámy a tkaniv tam, kde nelze

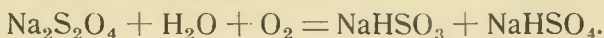
upotřebiti chloru; bělicí účinek jest způsoben jednak redukcí organického barviva, jednak slučováním se barviva s kyselinou siřičitou v bezbarvé sloučeniny.

Rovněž se používá kysličníku siřičitého k desinfekci, při výrobě ledu, k hašení ohně, k síření cukerných šťáv, k desinfekci vinných a pivních sudů, neboť zamezuje vzrůst plísní atd.

KYSELINA HYDROSIŘIČITÁ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ a SULFOXYLOVÁ H_2SO_2 .

Kyselina hydrosiřičitá vzniká rozpouštěním zinku ve vodném roztoku kyseliny siřičité jako hydrosiřičitan zinečnatý, ZnS_2O_4 , z něhož se připravuje hydrosiřičitan sodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$, $2\text{H}_2\text{O}$.

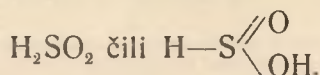
Vodní roztok hydrosiřičitanu se kyslíkem vzdušným snadno okysličuje v kyselý siřičitan a síran:



Má silné redukční vlastnosti, měďnaté, rtuťnaté, stříbrné a zlatité soli v roztoku redukuje až na kov, soli železité redukuje v železnaté, roztok jodu v jodovodík, odbarvuje mnohá ústrojná barviva a slučuje se s nimi v bezbarvé nestálé sloučeniny.

Solí kyseliny hydrosiřičité, *hydrosulfitů*, používá se v barvářství a barvířství, při přípravě kypy indigové.

Dle *Binze* lze kyselinu hydrosiřičitou pokládati za smíšený anhydrid kyseliny siřičité a *sulfoxylové*



Tato není známa volná ani její jednoduché soli, nýbrž ve sloučeninách s aldehydy.

Působí-li na př. aldehyd mravenčí na vodní roztok hydrosiřičitanu sodného, vzniká *formaldehyd-sulfoxylat* sodný

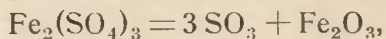


jehož konstituce dosud určitě není známa. Do obchodu přichází krystalovaný pod jménem *rongalit*.

Jest prudké redukovaadlo ústrojných barviv a používá se ho v tisku.

KYSLIČNÍK SÍROVÝ SO_3 .

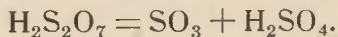
Kysličník sírový tvoří se na př. žiháním některých síranů



žiháním pyrosíranů alkalických



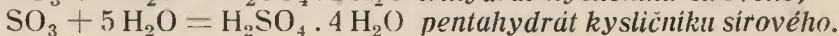
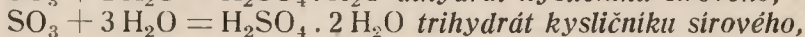
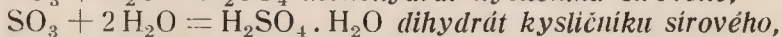
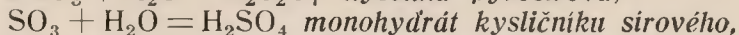
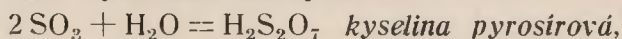
nebo zahříváním kyseliny pyrosírové



Jest to bezbarvá olejovitá kapalina, která ochlazením tuhne v bezbarvé hnanoly, jež při 14,8° opět taje. Na vzduchu silně dýmá a pohlcuje z něho dychtivě vláhu.

S vodou se slučuje dychtivě za vývoje značného množství tepla, pročež smí býti do vody přidáván jen v malých dávkách.

Mísením kysličníku sírového s vodou vznikají hydráty, jež nazýváme *kyselinami sírovými*:



Kysličník sírový známe ve dvou modifikacích. Prvá modifikace α jest za chladu krystalická, ledu podobná hmota, roztápí se při 17,7° v kapalinu a vře při 46°. Modifikace druhá β tvoří jemné, hedvábně lesklé jehličky, neroztápí se zahříváním, nýbrž mění se přímo v páry.

Modifikace α přechází časem v modifikaci β .

KYSELINA SÍROVÁ H_2SO_4 .

Volná kyselina sírová nachází se v některých horkých prameňech v Nové Granadě, Tennessee, a na Jávě, kde vzniká působením přehřáté vodní páry na zelenou skalici. Jeden z pramenů ve východním Texasu obsahuje 5,3 g kyseliny sírové v 1 litru. Mnohem hojněji jest rozšířena v přírodě jako *sírany*, draselný, hořečnatý, vápenatý, barnatý atd.

Kyselina sírová tvoří se rozpouštěním kysličníku sírového ve vodě nebo okysličením kyseliny siřičité kyslíkem vzduchu, také i zahříváním síry s kyselinou dusičnou.

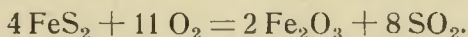
Kyselina sírová připravuje se ve velkém dvěma způsoby:

1. kysličník siřičitý okyslíčí se kyslíkem vzdušným za přítomnosti vody v kyselinu sírovou prostřednictvím kyslíkatých sloučenin dusíku, katalyticky působících;

2. kysličník siřičitý přemění se pomocí platinové houby kyslíkem vzduchu v kysličník sírový a pak kyselinou sírovou v dýmavou kyselinu sírovou.

Prvý způsob výroby kyseliny sírové, t. zv. *komorový* (obr. 15.) dělí se ve tři oddíly: 1. příprava kysličníku siřičitého; 2. okysličení kysličníku siřičitého; 3. koncentrace získané kyseliny sírové.

K výrobě kysličníku siřičitého slouží pyrit FeS_2 ; ten se pražením v pecích zvláštní soustavy spaluje v kysličník železitý a kysličník siřičitý

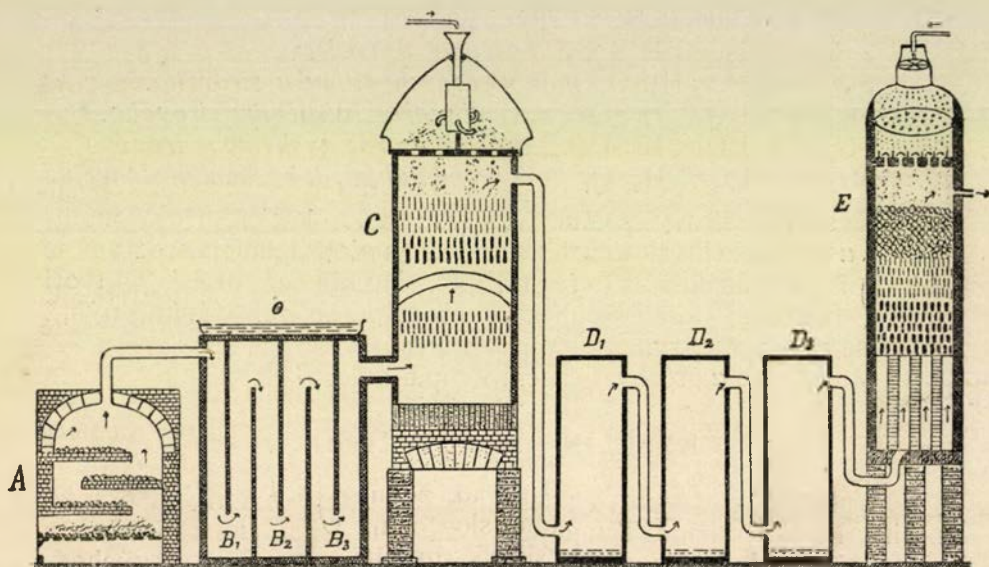


Vzniklý kysličník siřičitý, promísený hojně se vzduchem, vstupuje do prázdných, t. zv. prašných komor B_1 , B_2 , B_3 , v nichž se

zachycují plynem stržené tuhé částčky a zároveň se tu ochladí na 60—80°.

K přeměně kysličníku siřičitého v kyselinu sírovou slouží soustava, skládající se z *Gloverovy věže*, *olověných komor* a *věže Gay-Lussacovy*.

Obr. 15.



Horké plyny obsahující asi 7% kysličníku siřičitého, vstupují zdola do *Gloverovy věže C*, která jest vyložena ohnivzdornými kameny. Do věže přitéká shora pozdějším pochodem získaná kyselina nitrosylsírová, která se tu rozkládá a komorová kyselina, která se horkými plyny koncentruje, a sem se také přivádí kyselina dusičná, potřebná k okysličení kysličníku siřičitého.

Z *Gloverovy věže* vystupuje olověnými rourami kysličník siřičitý, promísený kysličníky dusíku, uvolněnými rozkladem kyseliny nitrosylsírové a pomísený parami kyseliny dusičné, do komor D_1 , D_2 , D_3 , obsahu 4—5.000 m³. Stěny komor jsou vyloženy olověným plechem, jenž vzdoruje kyselině sírové více než jiné levné kovy.

Do prvních dvou komor přivádí se z kotle horká pára a v nich se kysličník siřičitý kysličníky dusíku, vzniklými redukcí kyseliny dusičné, okysličuje na kyselinu sírovou pomocí kyslíku vzdušného.

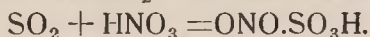
Do třetí komory se pára nepřivádí, nýbrž tam se plyny, odcházející z prvních dvou komor, chladí a suší, prve než přijdou do věže *Gay-Lussacovy*.

Vzniklá kyselina sírová padá v drobných kapkách na dno komor, kde se hromadí a občas se vypouští. Tato kyselina sírová zve se *kyselinou komorovou*, obsahuje asi 60% kyseliny sírové, má asi hutnotu 1,5 či 50° Bé, pročež se nazývá také *padesátkou*.

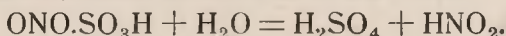
Této kyseliny používá se již k výrobě superfosfátů a síranu ammonného.

Reakce v komorách jest složitá a vysvětluje se různě, dle názoru *Lungeova* jest tato:

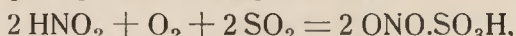
Z kyslíčniku siřičitého a z kyseliny dusičné vznikne zprvu kyselina *nitrosylsírová* $O = \text{NOSO}_2 \cdot \text{OH}$ dle reakce:



Působením vodní páry v komorách se kyselina *nitrosylsírová* rozkládá, vzniká kyselina sírová a kyselina dusitá



Páry kyseliny dusité dávají s kysličníkem siřičitým a s kyslíkem vzduchu opět kyselinu nitrosylsírovou



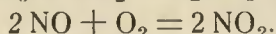
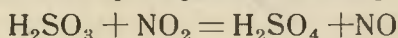
která se zase vodní parou rozkládá a tak probíhá reakce nepřetržitě.

Dle *Raschiga* tvoří se z kysličníku siřičitého a kyseliny dusité *nitrosisulfokyselina* $\text{HO}(\text{NO})\text{SO}_3\text{H}$:

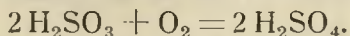


která se rozkládá vodní parou v kyselinu sírovou a kysličník dusnatý a ten se kyslíkem vzduchu a vodou mění zase v kyselinu dusitou.

Reynolds a *Taylor* mají za to, že nevzniká v komorách při normálním průběhu reakce žádná sloučenina kysličníků dusíku s kyselinou sírovou, nýbrž že kysličník dusičitý okysličuje za přítomnosti vody kysličník siřičitý, při čemž vzniklý kysličník dusný s kyslíkem vzduchu dává opět kysličník dusičitý dle rovnic:



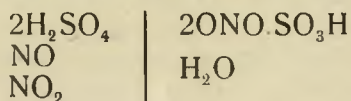
Ať již jest průběh reakce v komorách jakýkoliv, jisto jest, že kysličníky dusíku přenášejí kyslík ze vzduchu na kyselinu siřičitou dle rovnice



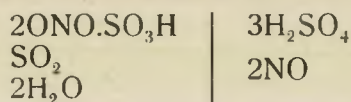
Komorová kyselina zahušťuje se v olověných nebo křemenných pánvích *O*, zahříváných horkými plyny, proudícími z pecí do komor, a zhuštěná nazývá se *kyselinou pánvovou*; obsahuje asi 80% kyseliny sírové, má hutnotu 1,7 či 60° Bé, nazývá se tudíž také *šedesátkou*.

Jinak zahušťuje se kyselina komorová ve věžích *Gaillardových*, vyplněných lávou. Kyselina stéká s hora a proti ní proudí horké plyny, získané spalováním koku.

Plyny z komor odcházející, které obsahují kyslíkaté sloučeniny dusíku, vedou se věží *Gay-Lussacovou* (*E*), válcovitou nádobou z olověného plechu, vyplněnou hliněnými trubkami, po kterých stéká pánvová kyselina. Kysličníky dusíku, obsažené v plynech, pohlcují se touto kyselinou a vzniká kyselina *nitrosylsírová* či *nitroska*:



Tato nitroska vede se spolu s komorovou kyselinou do Gloverovy věže, umístěné mezi pecemi kyzovými a prvou olověnou komorou. Působením kysličníku siřičitého z kyzových pecí a vody vypařené z komorové kyseliny se nitroska rozkládá:



Uvolněné kysličníky dusíku z Gloverovy věže vstupují s ostatními plyny do olověných komor, kde se poznovu účastní reakce. Takto spotřebuje se při oxydaci jen malé množství kyseliny dusičné, která se doplňuje v Gloverově věži.

Kyselina pánvová i komorová přicházejí již do obchodu; k některým účelům musí však být ještě zahuštěna v nádobách platinových, skleněných nebo železných; takto sehnaná kyselina sluje *anglická kyselina sírová*, obsahuje 92—98% kyseliny sírové a má hutnotu asi 1,83 a 66° Bé, pročež se také nazývá *šestašedesátkou*.

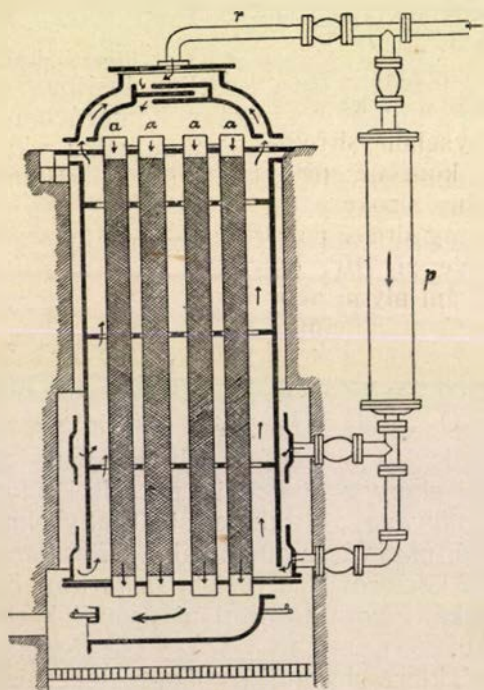
Tato kyselina bývá znečištěna malým množstvím síranu olovnatého, kyseliny nitrosylsírové a kysličníku arsenitého.

Dle novějšího způsobu zahušťuje se kyselina sírová v křemenných nádobách, nad sebou stupňovitě postavených; kyselina sírová stéká z jedné nádoby do druhé. Tímto zařízením lze zahustiti až 10.000 kg kyseliny sírové za hodinu.

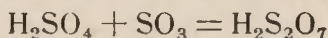
Kyselina sírová čistá, obsahující pouze asi 1,5% vody, získá se destilací anglické kyseliny ve skleněných křivulích; první třetina destilátu se jímá zvláště, následující podíl jest čistá kyselina.

Druhý způsob výroby kyseliny sírové je dle Winklera t. zv. způsob kontaktní; záleží v tom, že se směs kysličníku siřičitého a kyslíku vede do zvláště zařízených rourových komor (obr. 16.) přes platinovaný asbest; není tu třeba ani kyseliny dusičné ani olověných komor.

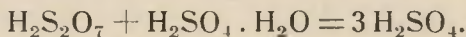
Obr. 16.



Rozptýlená platina působí jako katalysátor. Plynů kysličník siřičitý, získaný pražením kyzu, se nejprve tlačí filtry, naplněnými kokem nebo struskou železnou, aby se zbavil různých těkavých sloučenin *antimonu*, *vismutu* a *kysličníku arsenitého*, které by katalytický účinek *platiny* rušily, pak se vede předhříváčem *p* do úzkých rour *a*, naplněných platinovaným asbestem. Tam se kysličník siřičitý slučuje s kyslíkem vzduchu za vývoje tepla na kysličník sírový. Reakční teplota 400—450° řídí se přívodem studených plynů rourou *r*. Horké páry kysličníku sírového se ochladí a vedou se do kondenzátorů t. j. věží, do nichž přitéká schovaná kyselina sírová; tam se kysličník sírový dále ochladí, sráží a slučuje se s kyselinou sírovou na kyselinu *pyrosírovou* či *dýmavou* kyselinu sírovou $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.



Z kyseliny pyrosírové obdržíme smísením se slabší kyselinou sírovou obyčejnou kyselinu sírovou (viz str. 81.).



Čistá kyselina sírová jest bezbarvá, těžká, olejovitá kapalina bez zápachu. Jest téměř dvakrát tak těžká jako voda, $h = 1,84$ při 15°. Lze ji destilovati, vře při 338°, při čemž se rozkládá částečně v anhydrid kyseliny sírové a vodu (úplně při 416°), ochlazením se však anhydrid slučuje s vodou opět v kyselinu sírovou.

Zahříváme-li zředěnou kyselinu sírovou, prchá zprvu voda, kyselina se koncentruje, až konečně při 338° přijde do varu a destiluje směs z 98,7% kyseliny sírové a 1,3% vody.

Ochlazením sehnaná kyseliny sírové pod 0° vylučují se krystaly čisté kyseliny, které tají teprve při 10°. Dychtivě pohlcuje vodu a lze ji tudíž použít k vysušování plynů nebo uzavřeného prostoru. Ústrojným látkám odnímá vodu a zuhelnjuje je. S vodou mísí se v každém poměru, při čemž se teplota silně zvyšuje, pročez smí se kyselina sírová liti jen tenkým proudem do vody; lijeme-li vodu do kyseliny sírové, nastane tak prudké zahřetí, že kyselina vře a vystřikuje, mnohdy i vybuchuje.

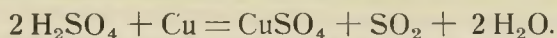
Při mísení kyseliny s vodou nastává zmenšení objemu: 50 dílů kyseliny smíseno s 50 díly vody dá po vychladnutí 97,1 objemů, vznikají různé hydráty kysličníku sírového (viz str. 81.).

Dihydrát $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ tvoří bezbarvé, šestiboké hranolky, hutnoty 1,95, tající při + 8°.

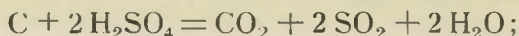
Kyselina sírová jest jedna z nejsilnějších kyselin; barví i při tisícinásobném zředění vodou lakmusový papír červeně; poněvadž má vysoký bod varu, vypuzuje za tepla snadno ostatní kyseliny z jejich sloučenin. Obsahuje dva vodíky, které lze nahraditi kovy, jest tudíž kyselina dvojsytná a tvoří soli *kyselé* a *normální*, na př. NaHSO_4 kyselý síran sodný a Na_2SO_4 normální síran sodný.

Kyselina sírová *sehnaná* na olovo a železo téměř nepůsobí. *Zředěná* kyselina sírová rozpouští mnohé kovy již za chladu, jako

zinek, železo, hořčík, při čemž se vyvíjí vodík, avšak na olovo nepůsobí. Jiné kovy rozpouštějí se teprve v teplé, sehnané kyselině sírové jako cín, hliník, měď, nikl, rtuť, stříbro, při čemž vzniklé sírany jsou většinou v sehnané kyselině sírové rozpustny. Zahřívána se rtutí, mědí nebo stříbrem, redukuje se v kysličník siřičitý, na př.:

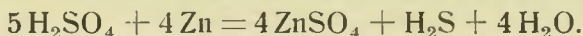


Redukci v kysličník siřičitý způsobuje též uhlí a síra za tepla, na př.:



i sirovodík redukuje kyselinu sírovou za tepla, pročez nelze použití sehnané kyseliny sírové k sušení sirovodíku.

Kovovým zinkem lze kyselinu sírovou zredukovat až na sirovodík.



Kyselina sírová přichází do obchodu v železných sudech. Používá se jí při výrobě sody, různých síranů, chloru, kyseliny solné a dusičné, hnojiv, škrobového cukru, v barvářství, při výrobě třaskavin atd.

Sehnaná kyselina sírová mísí se s kysličníkem sírovým v každém poměru, při tom tvoří se různé sloučeniny, z nichž nejznámější jest *kyselina pyrosírová* $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, která vzniká smísením stejného počtu molekul kyseliny sírové a kysličníku sírového; ochlazením krystaluje v hranolech a taje při 35° .

Dýmavá kyselina sírová, v obchodě přicházející, jest směs kysličníku sírového a kyseliny sírové v různých poměrech; dle toho jest buď kapalná a nazývá se v obchodě *oleum* nebo tuhá a nazývá se *krystalová kyselina sírová* či *anhydrid*. Tyto kyseliny zahřívají se s vodou mnohem prudčeji než anglická kyselina sírová a proto při tom třeba větší opatrnosti.

Druhdy vyráběla se dýmavá kyselina sírová t. zv. *česká kyselina sírová* v Kazňově u Plzně a v Nordhausenách v Sasku. Železný kyz nechal se na vzduchu okysličití, vyloužil se vodou, odpařil k suchu a zbytek, t. zv. vitriolový kámen, páčil se ve zvláštních hliněných křivulích. Páry kysličníku sírového jímaly se do anglické kyseliny sírové. V křivulích zbylý kysličník železitý sloužil pod jménem kolotar jako červená barva.

Nyní vyrábí se dýmavá kyselina sírová skoro výhradně kontaktní metodou Winklerovou.

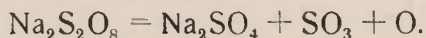
KYSELINA PERSÍROVÁ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$.

Kyselina persírová vyrábí se působením elektrického proudu na sehnanější kyselinu sírovou. Štěpí se snadno v kyselinu sírovou a kyslík.

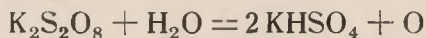
Z roztoků jodidů alkalických uvolňuje jod jen zvolna, neredukuje však roztok manganistanu draselného na rozdí od peroxydu vodíka.

Tuhá kyselina persírová, syntetický připravená, tvoří bezbarvé krystaly i při delším uschovávání stálé. Vodou štěpí se v kyselinu sírovou a sulfomono-persírovou.

Soli kyseliny persírové jsou v tuhém stavu stálé, zahřetím štěpí se v normální síran, kysličník sírový a kyslík, na př.



Jsou ve vodě vesměs rozpustné, tedy i persulfát barnatý. V roztoku rozkládají se za chladu zvolna, za tepla rychle, a pouštějí kyslík, na př.



Proto slouží, zvláště persulfát draselný a ammonný, jako mocná okysličovadla.

Uvolňují z halogenových solí příslušný halogen, soli železnaté mění v železité, z mnohých kovových solí, na př. ze solí manganatých, vylučují vyšší hydroxydy, soli chromité mění v alkalickém prostředí v chromany atd.

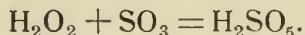
SULFOMONOPERKyselina H_2SO_5 .

Sulfomonoperkyselina H_2SO_5 , dle vynálezce kyselina *Carova* zvaná, vzniká, rozpustíme-li persíran draselný za chladu v sehnané kyselině sírové a zředíme pak vodou; nebo získáme ji, přidáváme-li k 5%nímu roztoku peroxydu vodíku za stálého chlazení pětinasobné množství sehnané kyseliny sírové.

Její vodní roztok rozkládá se znenáhla v kyselinu sírovou a peroxyd vodíku.

Od peroxydu vodíka liší se tím, že ve zředěném roztoku neobarvuje manganistan draselný a od kyseliny persírové se liší tím, že z okyseleného roztoku jodidu draselného vylučuje ihned jod.

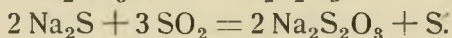
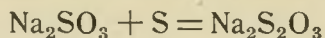
V tuhém tvaru získáme sulfomonoperkyselinu účinkem bezvodého peroxydu vodíka na anhydrid sírový



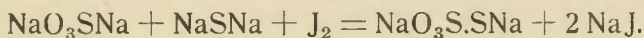
Tvoří bezbarvé jehličky, tající při 45° , na vlhkém vzduchu pouští kyslík.

Kyselina sirnatá $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

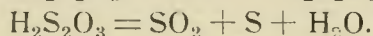
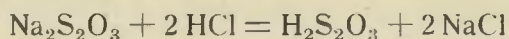
Kyselinu sirnatou volnou neznáme; byvši ze sloučenin uvolněna, ihned se rozkládá. Soli její zovou se *sirnatany* či *thiosulláty*. Tvoří se zahříváním sehnaných roztoků siřičitanů se sirným květem, nebo uváděním kysličníku siřičitého v roztok sirníku.



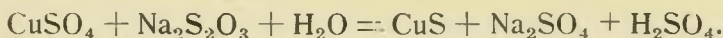
Konstituce sirnatanů vyplývá nejlépe z reakce mezi siřičitanem sodným, siříkem sodným a jodem:



Okyselíme-li roztoky sirnatanů, uvolní se kyselina sirnatá, která se ihned rozkládá; uniká kyslíčnik siřičitý a kapalina mlékovitě se zakalí vyloučenou sírou:

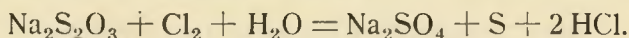


Je-li v roztoku obsažena nějaká sůl těžkého kovu, na př. sůl měďnatá, vznikne siřník kovový a kyselina sírová.



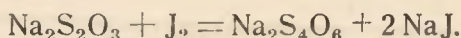
Sirnatany alkalických kovů jsou ve vodě rozpustné, sirnatany ostatních kovů jsou nesnadno rozpustné nebo nerozpustné. Známe jen normální sirnatany, kyselé sirnatany dosud připraveny nebyly.

Různá okysličující činidla, jako chlor, kyselina dusičná atd., okysličují roztoky sirnatanů v síran.



Této vlastnosti využít se ku zničení chloru, zbylého při bělení ve tkaninách; sirnatan sodný k tomuto účelu upotřebený zve se též *antichlorem*.

Působením jodu v sirnatan alkalický vzniká kvantitativně jodid a tetrathionan alkalický:



Tato reakce využít se v analytické chemii k stanovení jodu a látek, které při reakci vybavují jod.

Roztoky sirnatanů alkalických rozpouštějí halové soli stříbrné (chlorid, bromid, jodid stříbrný); z chloridu stříbrného AgCl vzniká ve vodě rozpustný $\text{Na}_4\text{Ag}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3$. Na této vlastnosti zakládá se ustalování osvětlených fotografických desek po vyvinutí obrazu.

Působení sirnatanu na halogen stříbra záleží v reakci:



Vzniklý sirnatan sodno-stříbrný se pak nadbytkem sirnatanu alkalického rozpouští.

SESQUIOXYD SÍRY.

Vnášíme-li sirný květ v nadbytku do čistého kyslíčniku sirového, ztuhne směs v hmotu barvy světle zelené; máme za to, že obsahuje *sesquioxyd síry* S_2O_3 .

Tato látka rozpadá se za obyčejné teploty zvolna, nad 50° rychle v síru a kyslíčnik siřičitý.

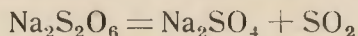
Vodou rozbíjí se v beztvářou síru, kyslík sířičitý a kyselinu sírovou.

Není jisto, zda tento sesquioxyd síry jest jednotná sloučenina, spíše se zdá, že jest to pouhý roztok síry v kyslíku sírovém. Používá se k výrobě některých sírných barviv.

KYSELINY POLYTHIONOVÉ.

Kyselinu dithionovou $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ čili $\text{HO}_3\text{S}.\text{SO}_3\text{H}$ známe jen v solích; vzniká z kyseliny sířičité a vyšších kyslíků těžkých kovů na př. kyslíku manganičitého, z kyseliny sířičité působením permanganátu draselného v okyseleném roztoku jakož i ze sirnatu alkalického působením peroxydu vodíku.

Soli kyseliny dithionové jsou ve vodě rozpustné, zahřetím nad 100° pouštějí kyslík sířičitý a zbývá síran:



Vyšší kyseliny: *trithionová* $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$, *tetrathionová* $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$, *pentathionová* $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ a snad *hexathionová* $\text{H}_2\text{S}_6\text{O}_6$ vznikají nasycováním vodního roztoku kyseliny sířičité sirovodíkem za chladu a za nepřístupu světla (*Wackenroderova* tekutina).

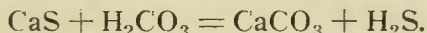
Trithionan draselný $\text{K}_2\text{S}_3\text{O}_6$ obdržíme mírným odpařováním roztoku sirnatu a sířičitanu draselného; *tetrathionan draselný* $\text{Na}_4\text{S}_4\text{O}_6$ obdržíme působením jodu v sirnatu draselném.

Veškeré soli těchto kyselin rozbíjejí se okyselením v kyslík sířičitý, síran a beztvářou síru.

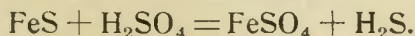
SIROVODÍK H_2S .

Sirovodík vyskytuje se v přírodě v některých minerálních vodách t. zv. sírných vodách (Pišťany, Cáchy) a v sopečných plynech. Vzniká hnitím ústrojných látek, obsahujících síru, redukcí síranu vápenatého ve vodách hnitím celulosovým. Tvoří se, vedeme-li sírné páry a vodík přes žhoubci porovitá tělesa na př. pemzu, pak stýká-li se síra s vodíkem ve zdrodu na př. působením vodíku v zahřáté sírníky nebo rozkladem sírníků kovových kyselinami.

V minerálních vodách vzniká sirovodík redukcí síranu vápenatého v sírník a rozkladem sírníku kyselinou uhličitou:



Připravujeme jej v laboratoři obvykle rozkladem sírníku železnatého kyselinou sírovou nebo solnou.



Jelikož prodejní sírník železnatý obsahuje též železo nesloučené se sírou, vzniká také něco vodíku.

Chceme-li si připravit úplně čistý sirovodík, rozbíjíme sírník barnatý kyselinou solnou.

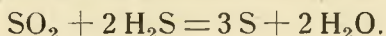
Sirovodík jest bezbarvý, průhledný plyn hutnoty 1,19, nepříjemného zápachu po shnilých vejcích, cítíme jej ještě ve zředění 1 : 100.000; jest velice jedovatý, vdychován způsobuje otravu. Zapálen, hoří modrým plamenem na kysličník siřičitý a vodu; za omezeného přístupu vzduchu shoří pouze vodík a odštěpuje se síra.

Tlakem asi 16 atmosfér lze jej za obyčejné teploty zkapalnit a silným ochlazením ztuhliti v bezbarvou krystalickou hmotu, tající při -91° .

Ve vodě se rozpouští; při obyčejné teplotě pohlcuje 1 objem vody asi 3 objemy sirovodíku; vodní roztok zove se *sirovodíkovou vodou*; tato zapáchá jako plyný sirovodík.

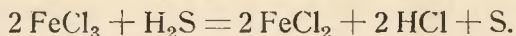
Sirovodík jest plyn nestálý, snadno se okysličovadly rozkládá ve vodu a síru.

Sirovodíková voda na vzduchu se kalí mlékovitě vyloučenou sírou a nutno ji chrániti před rozkladem uschováváním v uzavřených lahvích a ve tmě. Chlor, brom, jod, kyselina dusičná rozkládají sirovodík okamžitě. Kysličník siřičitý rozkládá sirovodík také; z obou plynů vylučuje se síra.



Této vlastnosti používáme k odstranění sirovodíku ze zkaženého vzduchu, na př. ve sklepech, studnách atd. Stačí v takovém prostoru spáliti trochu síry.

Jelikož sirovodík se snadno okysličuje, působí jako redukovadlo na př.



Sirovodík jest povahy slabě kyselé, vodní jeho roztok barví modrý lakmusový papírek červeně.

S mnohými kovy a kysličníky kovovými tvoří sirníky; stříbro, olovo a měď sirovodíkem černají, povlékají se vrstvou sirníku.

Známe sirníky *normální* na př. Na_2S a *kyselé*, či *sulhydráty*, na př. NaSH . Ve vodě rozpustné jsou pouze sirníky alkalických kovů a žíravých zemin.

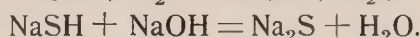
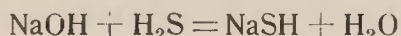
Jelikož četné sirníky vznikající působením sirovodíku v roztoky solí kovových, jsou ve vodě a mnohé z nich i v kyselinách nerozpustné, vylučují se z roztoků. Bývají různě zbarveny: sirník antimonitý jest oranžový, sirník kademnatý žlutý, sirník olovnatý černý, sirník zinečnatý bílý.

Této vlastnosti využítujeme v analytické chemii ku zjištění jednotlivých kovů a také sirovodíku; na př. papírek napojený octanem olovnatým barví se sirovodíkem hnědě až černě.

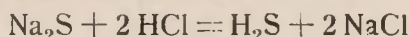
Roztoky sirníků a hydrosulfidů či sulhydrátů rozpustných ve vodě získáme působením sirovodíku v roztoky příslušných kyslíkatých zásad.

Nasatíme-li na příkl. roztok hydroxydu sodného sirovodíkem, vznikne roztok hydrosulfidu sodného; přidáme-li pak tolik hydro-

xydu sodného, kolik ho bylo přeměněno v hydrosulfid, vznikne siřník



Vedle siřníků, odvozených od sirovodíku známe též siřníky bohatší sírou t. zv. *polysulfidy*, na př. Na_2S_2 , Na_2S_3 , Na_2S_4 . Liší se od obyčejných siřníků tím, že působením kyselin odštěpuje se z nich vedle sirovodíku také síra



Takto vyloučená, jemně rozptýlená síra nazývá se *siřným mlékem*.

Polysulfidy vznikají tavením siřníků se sírou; tvoří se také v roztocích siřníků alkalických delším stáním na vzduchu samovolně nebo přidáním síry.

SÍRA A HALOVÉ PRVKY.

Síra dává s chlorem *chlorid siřný* S_2Cl_2 , který se připravuje vedením suchého chloru přes siřný květ.

Jest to kapalina červenavě žlutá, olejovitá, hutnoty 1,7, dusivého a dráždivého zápachu, na vzduchu silně dýmá, vře při 139° .

Vodou se rozkládá v chlorovodík, kysličník siřičitý a síru.

Rozpouští snadno síru a používá se ho k vulkanisaci kaučuku.

Působením chloru v chlorid siřný vzniká *chlorid siřnatý* SCl_2 a posléze *chlorid siřičitý* SCl_4 ; oba jsou kapaliny žlutohnědé.

Chlorid siřnatý zdá se býti směsí chloridu siřného a chloridu siřičitého.

S bromem dává síra *bromid siřný* S_2Br_2 , tvořící červenou kapalinu, s jodem dává *jodid siřný* S_2J_2 a *hexajodid síry* S_6J_6 .

Fluorid siřný SF_6 jest plyn bezbarvý, bez chuti a zápachu.

Známe také *thionylchlorid* SOCl_2 , kapalinu bezbarvou, hutnoty 1,67, lámající silně světlo, dusivého zápachu, *kyselinu chlorosulfonovou* HSO_3Cl , kapalinu bezbarvou a *sulfurylchlorid* SO_2Cl_2 , kapalinu bezbarvou, silně dýmavou.

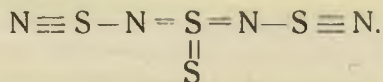
Thionylchloridu a sulfurylchloridu používá se v organické chemii jako činidel odnímajících vodu, thionylchloridu k zavádění skupiny SO (thionyl) do sloučenin řady benzolové a kyseliny chlorosulfonové k sulfonování organických sloučenin.

SÍRA A DUSÍK.

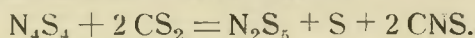
Uvádíme-li do roztoku chloridu siřného v benzolu suchý plynný amoniak a chladíme ledem, vzniká vedle chloridu ammonného a síry *siřník dusíku* N_4S_4 .

Jsou to žlutočervené jehličky nebo hranolky, tající při 178°; při 207°, nárazem nebo třením prudce vybuchují a štěpí se v dusík a síru.

Strukturní vzorec této sloučeniny jest pravděpodobně

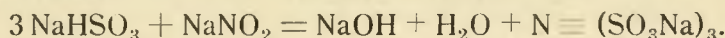


Zahříváním sirniku dusíku se sírouhlíkem na 100° za tlaku vzniká vedle polyrhodanu *pentasulfid dusíku*:

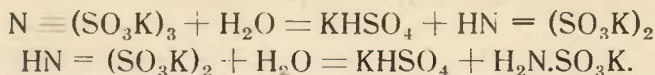


Jest to tmavě červená olejovitá kapalina, která ochlazením ztuhne v krystaly podobné jodu, tající při -10° . Za obyčejné teploty rozkládá se zvolna v dusík, síru a sirník dusíku, zahřetím slabě vybuchuje.

Působíme-li na částečně neutralisovaný roztok kyselého siřičitanu sodného dusitanem sodným, chladíce ledem, vzniká *nitrilosulfonan sodný*:



Draselná sůl této kyseliny se okyselenou vodou hydrolysuje nejprve v *imidodisulfonan draselný* a posléze zahříváním v kyselém roztoku vzniká *amidosulfonan draselný* a kyselý siran draselný:



Volná *amidosulfonová kyselina* $\text{H}_2\text{N}-\text{SO}_3\text{H}$ jest velice stálá, dobře krystaluje, není hygroskopická a hodí se velmi dobře jako základní látka v odměrné analytické chemii.

SELEN, Se = 79,2.

Selen je prvek vzácnější; bývá obsažen v malém množství v kyzech železných a měděných; hromadí se při spracování kyzu železného metodou komorovou jednak v prašných komorách, jednak v kalech vylučujících se z kyseliny sírové (vypuštěných z Gloverovy věže) a z nich se získává. Byl objeven *Berzeliiem*.

Mimo to provází selen síru vulkanickou zvláště na liparských ostrovech a tvoří podstatnou součást minerálů crookesitu (Cu , Tl , Ag)₂ Se a eukairitu (Cu , Ag)₂ Se .

Selen tvoří jako síra čtyři allotropické modifikace: 1. *krystalický selen červenohnědý* hutnoty 4,45; 2. *krystalický selen šedivý* (kovový) hutnoty 4,8; vzniká zahřetím beztvareho selenu na 90°, vodí elektrický proud na rozdíl od druhých modifikací, taje při 219°, v sírouhlíku jest nerozpustný; 3. *beztvarý selen sklovitý* barvy černé, hutnoty 4,28, jest křehký, v sírouhlíku částečně roz-

pustný; 4. *beztvarý selen práškovitý* barvy červené, hutnoty 4,28, rozpouští se v sírouhlíku.

Selen jest pamětihodný tím, že působením světla zvyšuje se neobyčejně jeho elektrická vodivost; používá se ho v telegrafii, u signálových přístrojů, které i nejslabším osvětlením uvedou se v činnost (ochrana před zloději) a v novější době v telefotografii.

S vodíkem slučuje se selen za vyšší teploty v *selenovodík* H_2Se , bezbarvý, nepříjemně zapáchající plyn; tvoří *selenidy* normální a kyselé.

S halogeny dává *chlorid selenný* Se_2Cl_2 a *chlorid seleničitý* SeCl_4 .

S kyslíkem dává selen *kysličník seleničitý* SeO_2 , kyselinu *seleničitou* H_2SeO_3 , a kyselinu *selenovou* H_2SeO_4 .

TELLUR, $\text{Te} = 127,5$.

Tellur jest prvek vzácný; přichází sloučen se zlatem, stříbrem, olovem a vizmutem zvláště v Sedmíhradsku, v Uhrách, Kalifornii, Brasílii a Altaji ponejvíce jako telluridy PbTe , Ag_2Te , AuTe_2 atd., přichází také obsažen v síře.

Jest kovolesský, křehký, $h = 6,0$, beztvarý i krystalický, taje při 450° ; rozpálen shoří na kysličník. V dýmavé kyselině sírové se rozpouští, zředěním vodou se opět vylučuje.

Dává s vodíkem *tellurovodík* TeH_2 , jenž skýtá soli *telluridy*. Slučuje se s prvky halovými, dává *chlorid tellurnatý* TeCl_2 , *chlorid telluričitý* TeCl_4 a obdobné bromidy a jodidy, s fluorem TeF_4 a TeF_6 .

S kyslíkem dává kysličníky *tellurnatý* TeO , *telluričitý* TeO_2 a *tellurový* TeO_3 a jim příslušné kyseliny, *kyselinu telluričitou* H_2TeO_3 a *kyseliny tellurové* na př. H_2TeO_4 a H_6TeO_6 .

IV. SKUPINA PRVKŮ HALOVÝCH.

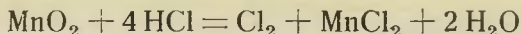
Do této skupiny náleží *chlor, brom, jod, fluor*; nazývají se prvky halovými, halogeny (solitvornými), poněvadž se slučují s kovy v soli.

CHLOR, $\text{Cl} = 35,46$.

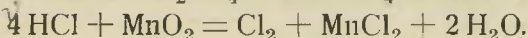
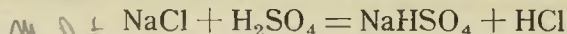
Chlor jest v přírodě velice rozšířen, avšak pouze vázán na kovy. Nejobecnější z těchto sloučenin jest chlorid soditý, t. zv. *kamenná sůl*, hojně rozpuštěn v mořské vodě, v solných pramenech v Solné komoře a i pevný v ložiskách jako na př. v Haliči, ve Stassfurtu v Německu a v Chile v Americe Jižní; dále přichází jako chlorid draselný KCl *sylvin*, chlorid hořečnatodraselný $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ *karnallit*, chlorid amonný NH_4Cl čili *salmiak* atd. V malém množství přichází v sopečných plynech.

Byl objeven *Scheelem* 1774 při zahřívání burelu s kyselinou solnou.

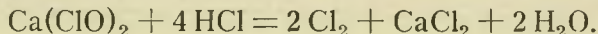
Připravujeme jej zahříváním kyseliny solné s burelem;



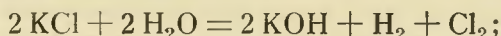
nebo zahříváme směs chloridu sodného, kyseliny sírové a burelu:



Za chladu vzniká chlor působením kyseliny solné v chlorové vápno

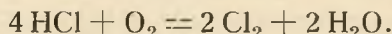


Průmyslově vyrábí se chlor elektrolysou vodního roztoku chloridu sodného nebo draselného



na záporném polu vylučuje se hydroxyd draselný a vodík, na kladném polu chlor. Při tom tvoří se dle okolností také chlornan a chlorečnan alkalický.

Jinak vyrábí se chlor okysličením chlorovodíku vzdušným kyslíkem. Směs plynného chlorovodíku a vzduchu vede se přes porovité hmoty, prostoupené síranem měďnatým, zahřáté asi na 400°. Kyslík měďnatý ze síranu měďnatého utvořený působí jako katalysátor.

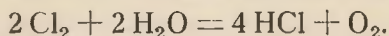


Chlor jest plyn barvy žlutozelené, má hutnotu 2,49 při 0° C a 760 mm tlaku, prudce zapáchá, není dýchatelný, i se vzduchem smíšený dráždí prudce dýchací ústrojí.

Ochlazením na 0° a tlakem 6 atm. lze jej přeměnit na žlutou kapalinu, která silným ochlazením ztuhne v bezbarvé krystaly.

Ve vodě se chlor dosti značně rozpouští; 1 objem vody rozpouští 2 objemy chloru při 20° a roztok takový nazýváme *chlorovou vodou*, která je zelenožlutě zbarvena, zapáchá jako chlor a chutná trpce. Ochlazením na 0° vylučují se z nasycené chlorové vody nažloutlé krystalky hydrátu chloru $\text{Cl}_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$, které se teplem rozkládají v chlor a vodu.

Na světle se chlorová voda rozkládá v chlorovodík a kyslík



Prodejná chlorová voda (*aqua chlorata*) obsahuje vedle chloru kyselinu solnou a chlornou dle reakce:



Kyselina chlorná se světlem rozkládá v chlorovodík a kyslík, takže starší chlorová voda obsahuje jen chlorovodík.

Proto uschováváme chlorovou vodu v lahvích z hnědého skla.

Chlor slučuje se přímo téměř se všemi prvky, mnohdy za vývoje tepla a světla; tak na př. shoří v něm fosfor, antimon, rozžhavený železný nebo mosazný drát atd.

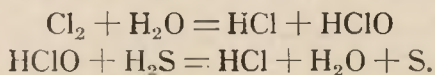
S kyslíkem, dusíkem, uhlíkem a vzácnými plyny se přímo neslučuje; ve sloučeninách jest jednomocný, také pěti- a sedmimocný.

Chlor smíšen s vodíkem v temnu se neslučuje, v rozptýleném světle jen zvolna, působením přímého slunečního neb hořčíkového světla však okamžitě za výbuchu.

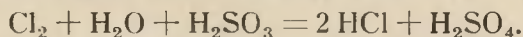
Hořící vodík v plynném chloru hoří dále a slučuje se s ním v chlorovodík.

Některým uhlovodíkům odnímá chlor veškerý vodík a vylučuje z nich uhlík. Proužek filtračního papíru, ovlhčený silicí terpentínovou, shoří v chloru rudým plamenem, vzniká chlorovodík a vylučuje se uhlík jako jemné saze.

Za přítomnosti vody působí chlor oxydačně, tak na př. okysličuje sirovodík v síru, při čemž přechodně vzniká kyselina chlorná



Kyselinu siřičitou okysličuje v kyselinu sírovou



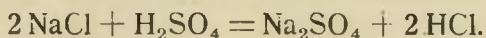
Mnohá ústrojná barviva chlor odbarvuje. Bělící účinek záleží podstatně v okysličení ústrojných barviv kyslíkem, který se uvolňuje rozkladem chlorné kyseliny, utvořené působením vody na chlor za světla (viz nahoře).

Do obchodu uvádí se chlor zkapalněný v ocelových válcích. Užívá se ho v průmyslu k výrobě chlorového vápna, bělicích louhů, k výrobě chlorečnanů, chloridu uhličitého, v barvářství zvláště však při bělení tkanin a přediv.

CHLOROVODÍK HCl.

Plynný chlorovodík nalezen byl v některých sopečných plynech; v malém množství nachází se v žaludeční šťávě.

Vzniká přímým sloučením se chloru s vodíkem; připravuje se rozkladem chloridů kyselinou sírovou



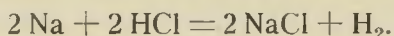
Tímto způsobem získá se chlorovodík v továrnách na sodu dle metody *Leblancovy*, jakožto vedlejší výrobek. Dle tohoto způsobu se přeměňuje chlorid sodný kyselinou sírovou předem v síran sodný, z něhož vyrábí se dalším pochodem uhličitán sodný. Při reakci vzniklý chlorovodík uniká a jímá se ve vodě; získaný roztok jest surová kyselina solná, obsahující téměř 32% chlorovodíku, která se čistí predestilováním. Surová kyselina solná jest žlutá, obsahuje chlorid arsenitý, kyselinu sírovou a chloridy železa.

Taktéž připravuje se chlorovodík žiháním některých chloridů kovových za působení vodní páry.



Chlorovodík jest bezbarvý, pronikavě pachnoucí plyn, chuti kyselé, $h = 1,26$. Na vzduchu silně dýmá, slučuje se s vláhou vzduchu v kyselinu solnou. Přiměřeným tlakem se již za obyčejné teploty zkapaňuje a silným ochlazením se ztuhne v bezbarvou krystalickou hmotu.

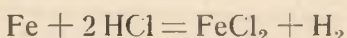
Chlorovodík nehoří a nepodporuje hoření, avšak hořící sodík v něm dále hoří:



Plynný chlorovodík pohlcuje se dychtivě vodou, při čemž se kapalina silně zahřívá; při 0° pohltní jeden objem vody 503 obj. chlorovodíku. Takto vzniklý vodní roztok nazýváme *kyselinou solnou*. Byla-li připravena při 18° , obsahuje až 42,9% HCl a má $h = 1,212$. Sehnaná kyselina solná na vzduchu dýmá, nazýváme ji *dýmovou kyselinou solnou*.

Zahříváme-li sehnanou kyselinu solnou, uniká chlorovodík s malým podílem par vodních a bod varu stoupá až na 110° (při této teplotě zůstává teploměr státi) a destiluje pak kyselina solná, obsahující 20,3% chlorovodíku, $h = 1,102$. Tato méně sehnaná kyselina již na vzduchu nedýmá. Destilujeme-li zředěnou kyselinu solnou, unikají nejprve vodní páry, kyselina se koncentruje až bod varu dostoupí 110° a zase destiluje kyselina s 20,3% HCl.

Chlorovodík má vlastnosti kyseliny, jest kyselina jednosytná. Nahradíme-li v něm vodík kovy, vznikají soli t. zv. *chloridy*. Působíme-li kyselinou solnou na kovy, vyvíjí se vodík, působíme-li na kysličníky, odštěpuje se voda.



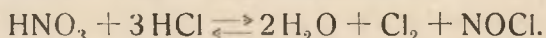
Měď, rtuť, stříbro, zlato a platina se v kyselině solné nerozpouštějí, jejich kysličníky se však rozpouštějí. Měď za přítomnosti vzduchu dává s kyselinou solnou chlorid měďný a pak teprve chlorid měďnatý. Olovo rozpouští se jen v horké kyselině solné.

Chloridy kovů jsou ve vodě většinou rozpustné; nerozpustné jsou na př. chlorid stříbrný AgCl, rtuťný HgCl, měďný CuCl; málo rozpustný jest chlorid olovnatý PbCl₂.

Chlorovodíku používá se k výrobě chloru, k přípravě chloridů kovových atd.

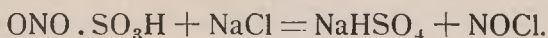
Směs 4 až 6 dílů sehnané kyseliny solné s 1 dílem sehnané kyseliny dusičné dává *královskou lučavku (aqua regia)*, která rozpouští kovy v kyselině solné nebo dusičné jinak nerozpustné, zvláště však zlato (král kovů).

Působnost královské lučavky záleží v okysličení kyseliny solné kyselinou dusičnou v chlor a nitrosylchlorid



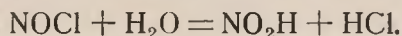
Chlor a nitrosylchlorid působí na kovy a rozpouštějí je.

Nitrosylchlorid NOCl můžeme si připravit zahříváním kyseliny nitrosylsírové s chloridem sodným:



Jest to plyn žlutý, který ochlazením dává žlutočervenou kapalinu, vroucí při -5° .

Vodou se rozkládá v kyselinu dusitou a solnou:



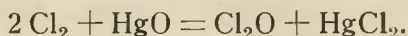
Nitrosylchlorid nachází se v královské lučavce v dosti značném množství a udílí jí červenavě žlutou barvu.

KYSLIČNIKY A OXYKyseliny CHLORU.

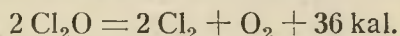
kysličník chlorný	Cl_2O	kyselina chlorná	HClO
„ chloričitý	ClO_2	„ chloritá	HClO_2
„		„ chlorečná	HClO_3
„ chloristý	Cl_2O_7	„ chloristá	HClO_4

KYSLIČNÍK CHLORNÝ Cl_2O .

Kysličník chlorný (monoxyd chloru) vzniká, vedeme-li silně chlazený plynný chlor přes kysličník rtuťnatý:

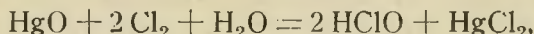


Jest to žlutohnědý plyn, ochlazením kapalní, kapalný vře při $+3,8^\circ$, zahříváním se rozkládá s výbuchem v chlor a kyslík:

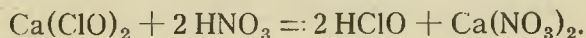


KYSELINA CHLORNÁ HClO .

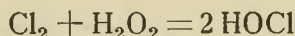
Kyselina chlorná získá se uváděním chloru do vody, ve které jest rozmíchán žlutý kysličník rtuťnatý



také i rozkladem roztoku chlornanu vápenatého kyselinou dusičnou

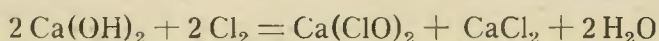


Vzniká též okysličením chlorové vody peroxýdem vodíku.

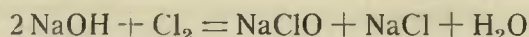


Kyselina chlorná silně zředěná jest dosti stálá, sehnanejší se již rozkládá v kyselinu chlorečnou, chlor a vodu. Jest velmi slabá kyselina, mnohem slabší než kyselina uhličitá, tvoří *chlornany* či *hypochlority*. Z nich nejdůležitější jest t. zv. *chlorové vápno*, které

vzniká, uvádíme-li chlor do mléka vápenného, t. j. do směsi hašeného vápna a vody



Podobně získáme chlornany alkalické, uvádíme-li chlor do žíravého louhu alkalického



nebo elektrolysou chloridu, necháme-li při rozkladu vzniklý chlor a hydroxyd na sebe za chladu působiti.

Tyto chlornany slouží jako okysličovadla; mnohá ústrojná barviva okysličují v bezbarvé sloučeniny a používá se jich tudíž v běličství k bělení přediv a tkanin; jelikož ničí také organismy, užívá se jich k desinfekci atd.

KYSLIČNÍK CHLORIČITÝ ClO_2 .

Kysličník chloričitý vzniká rozkladem chlorečnanů sehnanou kyselinou sírovou; připravuje se zahříváním směsi chlorečnanu draselného a kyseliny šťavelové, krystalované za přídavku vody nejvýše na 60° . Při oxydaci vzniká také kysličník uhličitý, který zřeďuje kysličník chloričitý do té míry, že nemůže vybuchnouti.

Kysličník chloričitý jest plyn žlutozelený, dusivě páchnoucí, těžší než vzduch, velmi nestálý. Rychlým zahřetím anebo přijde-li ve styk s ústrojnými zapalitelnými látkami, nezřídka beze vší příčiny rozkládá se za prudkého výbuchu.

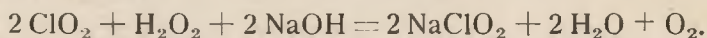
Ochlazením mění se v červenou kapalinu, vroucí při $+10^\circ$.

Ve vodě se rozpouští beze změny. Působením alkalického louhu dává chloritan a chlorečnan alkalický:



KYSELINA CHLORITÁ HClO_2 .

Kyselinu chloritou jako alkalickou sůl získáme působením peroxydu vodíku a alkalického louhu na vodní, sehnáný roztok kysličníku chloričitého



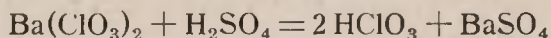
Kyselina chloritá jest slabší než kyselina chlorná, ale vůči kysličníku uhličitému silnější.

Okyselený roztok chloritanu okysličuje na rozdíl od chlorečnanu jod v jodovodík a dále v kyselinu jodičnou.

Chloritan stříbrný AgClO_2 a chloritan olovnatý $\text{Pb(ClO}_2)_2$ smísený s hořlavými látkami (na př. s cukrem) nárazem prudce vybuchují.

KYSELINA CHLOREČNÁ HClO_3 .

Vzniká oksyločením kyseliny chlorné; připravujeme ji rozkladem chlorečnanu barnatého kyselinou sírovou



nebo rozkladem kyselinou fluorokřemičitou; vyloučený síran barnatý (fluorokřemičitan barnatý) odfiltrujeme a zahušťujeme ve vakuu nad kyselinou sírovou.

Je to bezbarvá, olejovitá kapalina, obsahující asi 40% HClO_3 , rozkládá se snadno teplem v kyslík, chlor, vodu a kyselinu chloristou; jest silná kyselina, prudké oksyločovacílo.

Papír napojený kyselinou chlorečnou se po chvíli zapálí; kyselina chlorečná oksyločuje jod v kyselinu jodičnou, síru v kyselinu sírovou, roztok indiga odbarvuje.

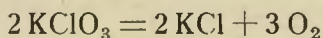
Zředěná kyselina chlorečná (obsahující jen asi 5% kyseliny) jest velmi stálá, roztok indiga odbarvuje teprve za tepla, z oksyločného roztoku jodidu draselného vylučuje jod zvolna a neúplně.

Smísíme-li sehnanou kyselinu chlorečnou nebo chlorečnan alkalický s dýmavou kyselinou solnou, vzniká chlor a kysličník chloričtý. Tato směs, nazvaná *euchlorinem*, jest prudkým oksyločovacílo, používá se jí k rozrušování ústrojných látek na př. při určování arsenu ve vnitřnostech mrtvol; při rozpouštění některých slitin v kyselině solné přidáváme chlorečnanu draselného.

Práškovým hliníkem nebo železem v oksyločeném roztoku se kyselina chlorečná redukuje v kyselinu solnou, chlorečnany v chloridy.

Kyselina chlorečná tvoří soli *chlorečnany* či *chloráty*. Tyto se připravují působením chloru v roztoky chlornanů, také přímo nasycováním roztoků žiravin chlorem za tepla nebo získávají se za jistých podmínek elektrolysou chloridu sodného.

Pálením se chlorečnany alkalické rozkládají, pouštějí kyslík a zůstávají na konec chloridy.



Chlorečnany žiravých zemin pouštějí mimo kyslík chlor a zbývá kysličník, na př.



Chlorečnan ammonný NH_4ClO_3 zahřetím na 102° , mnohdy již při obyčejné teplotě vybuchuje.

Roztopené chlorečnany jsou prudkými oksyločovacíly; smísíme-li je s látkami snadno se oksyločujícími, vybuchují již slabým nárazem velmi prudce, ba již pouhým třením chlorečnanů se zápalnými látkami na př. se sírou může nastati výbuch.

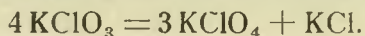
KYSLIČNÍK CHLORISTÝ Cl_2O_7 .

Kysličník chloristý jest bezbarvá olejovitá kapalina. Nárazem nebo zapálen prudce vybuchuje.

Vzniká působením kysličníku fosforečného na bezvodou kyselinu chloristou při -10° .

KYSELINA CHLORISTÁ HClO_4 .

Zahříváme-li opatrně chlorečnan draselný, vzniká chloristan draselný a chlorid draselný



Z této směsi krystalisací získáme nesnadno rozpustný chloristan a z tohoto zahříváním s kyselinou sírovou a destilací kyselinu chloristou.

Nebo rozkládáme chloristan draselný kyselinou fluorokřemičitou a vodní roztok destilujeme ve vakuu.

Bezvodou kyselinu chloristou získáme destilací chloristanu draselného se čtyřnásobným množstvím sehnané kyseliny sírové za sníženého tlaku.

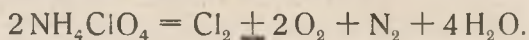
Destilací za obyčejného tlaku rozkládá se kyselina chloristá již při 90° částečně v kysličník chloričitý a kyslík.

Kyselina chloristá jest bezbarvá kapalina, na vzduchu silně dýmající, hutnoty 1,781; ve vodě se rozpouští. Ač jest z oxykyselin chloru nejstálejší, přece i při obyčejné teplotě se mnohdy samovolně s výbuchem rozkládá, zvláště však při styku se snadno zápalnými látkami (papír, uhlík), v chlor, kyslík a vodu.

S vodou poněkud zředěna jest stálá a nevybuchuje; tvoří hydráty: *monohydrát* $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, tající při $+50^\circ$, *dihydrát* $\text{HClO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ tající při $-20,6^\circ$, *trihydrát* $\text{HClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ a hydrát $\text{HClO}_4 \cdot 2\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$.

Kyselina chloristá či perchlorová jest ve vodním roztoku nejsilnější kyselina, velmi leptavá; jest jednosytná a tvoří *chloristany* či *perchloráty*, z nichž chloristan draselný, caesný a rubidný jsou ve vodě nesnadno rozpustné.

Chloristan amonný NH_4ClO_4 jest na rozdíl od chlorečnanu amonného při obyčejné teplotě stálý a teprve zahřetím nad 200° rozkládá se v chlor, kyslík, dusík a vodu:



Ačkoliv kyselina chloristá obsahuje více kyslíku než kyselina chlorečná, nemá vlastnosti okysličující, neokysličuje ve vodném roztoku jodovodíku, sirovodíku, kyseliny siřičité ani neodbarvuje indigo.

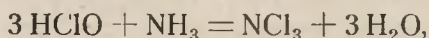
Rozpouští železo a zinek za vývoje vodíku, aniž se při tom redukuje. Redukce nastává teprve hydrosiřičitanem nebo hydroxydem železitým v alkalickém roztoku.

Hliníkem se neredukuje jako kyselina chlorečná, sehnanou kyselinou solnou ani sehnanou kyselinou sírovou se nemění.

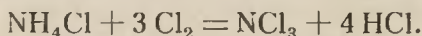
Působením kyslíčků dusíku, vznikajících rozkladem dusitanu sodného a kyseliny dusičné dává kyselina chloristá *nitrosylperchlorát* $\text{ClO}_4\cdot\text{NO}\cdot\text{H}_2\text{O}$, látku bezbarvou, krystalickou, která se vodou rozkládá v kyselinu chloristou a dusitou.

CHLORODUSÍK NCl_3 .

S dusíkem dává chlor chlorodusík NCl_3 . Vzniká na př. působením amoniaku v kyselinu chlornou

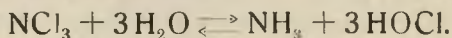


nebo působením chloru na vodní roztok chloridu nebo siranu amonného



Jest to kapalina žlutá, hutnoty 1,65, olejovitá, ostře páchnoucí, nestálá, zahřetím na 90°C , působením přímého slunečního světla nebo nárazem velmi prudce vybuchující.

Ve vodě se rozpouští dosti snadno, avšak rozkládá se částečně v amoniak a kyselinu chlornou:



Rozpouští se snadno v sirouhlíku, benzolu, chloridu uhličitém, v chloroformu; roztoky tyto jsou stálé.

AZID CHLORU N_3Cl .

Azid chloru vzniká okyselením směsi roztoků azidu sodíku a chlornanu sodného kyselinou octovou. Jest to bezbarvý plyn, zápachu po chlorné kyselině; zahřetím se zapaluje a prudce vybuchuje.

BROM, $\text{Br} = 79,92$.

Brom vyskytuje se v přírodě značně rozšířen, avšak ve množství poměrně skrovném ve sloučeninách, v minerálních vodách, v mořské vodě asi 0,006%. Voda Mrtvého moře obsahuje asi 0,4% bromu.

Brom vyrábí se ponejvíce ve Stassfurtě z louhů, které zbývají po spracování karnallitu a obsahují bromid hořečnatý.

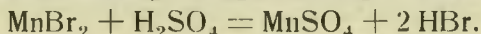
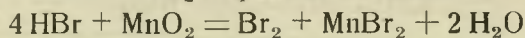
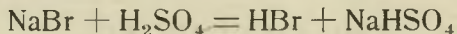
Karnallit, chlorid hořečnatodraselný, obsahuje totiž asi 0,2% bromu jako bromkarnallit $\text{MgBr}_2\text{KBr}\cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Na matečné louhy působí se chlorem, který z bromidu hořečnatého a draselného vytěsňuje brom



Taktéž připravuje se brom zahříváním bromidů s kyselinou sírovou a burelem.

Působením kyseliny sírové uvolněný bromovodík se okysličuje burelem a vzniká brom; současně vzniklý bromid manganatý rozkládá se kyselinou sírovou, uvolněný bromovodík se okysličuje burelem a pochod pokračuje, až z veškerého bromidu sodného se uvolní brom.



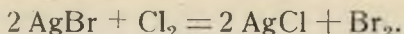
Unikající žlutočervené páry se chladí a v jímadle sráží se kapalný brom. Prodejný brom obsahuje obyčejně něco chloru, kterého se zbaví destilací s práškovitým bromidem draselným.

Brom je kapalina červenohnědá, zapáchající jako chlor, dráždí ke kašli, hutnotu má 3,18 při 0° C.

Ochlazením na -8° tuhne v červenohnědou krystalickou hmotu. Vše při 63°, přeměňuje se v hnědočervené páry již při obyčejné teplotě; jest škodlivý jako chlor.

Ve vodě se dosti rozpouští; roztok jest oranžový a obsahuje asi 3·5% bromu; nazýváme jej bromovou vodou. Ochlazením pod 4° vylučuje se z ní krystalovaný hydrát $\text{Br}_2 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, který se však již při 60° rozkládá ve vodu a brom. Také v lihu, éteru a sirouhlíku se brom rozpouští.

Po stránce chemické podobá se brom velice chloru; slučuje se téměř s veškerými prvky a tvoří bromidy, v nichž jest brom však vázán méně pevně než chlor a proto lze brom z bromidů chlorem vytěsniti.

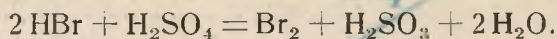


S vodíkem tvoří brom *bromovodík* HBr a s kyslíkem kyselinu *bromnou* HBrO a *bromičnou* HBrO_3 , jež tvoří vesměs soli.

BROMOVODÍK HBr .

Bromovodík lze za jistých podmínek získati z bromidů rozkladem kyselinou sírovou.

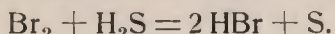
Působíme-li na bromidy sehnanou kyselinou sírovou, okysličuje kyselina sírová uvolněný bromovodík, při čemž se redukuje na kyslíčník siřičitý



Proto při přípravě bromovodíku použijeme kyseliny sírové poněkud vodou zředěné (3 : 1).

Jest to plyn bezbarvý, na vzduchu silně dýmající, podobá se chlorovodíku. Vodou se značně pohlcuje; roztok obsahuje asi 50 procent HBr .

Vodný roztok bromovodíku získáme, uvádíme-li do směsi bromu s 10 díly vody dle váhy sirovodík, až se kapalina odbarví:



Při nízké teplotě dává bromovodík s vodou *dihydrát* $\text{HBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, tající při $-11,3^\circ$ a *tetrahydrát* $\text{HBr} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, tající při $-55,8^\circ$.

Bromovodík tvoří soli *bromidy*, jež jsou podobny chloridům a ve vodě se většinou nerozpouštějí; bromidy alkalických kovů jsou ve vodě snadno rozpustné.

KYSLÍKATÉ KYSELINY BROMU.

Kyselina bromná HBrO vzniká třepáním bromové vody s kyslíkem rtuťnatým.

Má obdobné vlastnosti jako kyselina chlorná.

Kyselina bromičná HBrO_3 vzniká rozkladem kyseliny bromné, nebo okysličením bromu kyselinou chlornou.

Bromičnany alkalické připravují se zahříváním alkalického louhu s nadbytkem bromu nebo elektrolysou bromidů za tepla.

Kyselina bromičná i bromičnany mají obdobné vlastnosti jako kyselina chlorečná a chlorečnany.

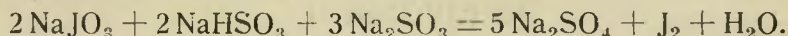
JOD, J = 126,92.

Jod jest v přírodě velice rozšířen, avšak vždy v množství skrovném a téměř vždy v sloučeninách, vyjímaje jedné pramenité vody ve Spojených Státech, v níž obsažen jod volný.

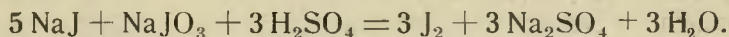
Také spory nízkých organismů, nalézající se ve vzduchu, obsahují jod.

Objeven byl při zpracování popelu chaluh mořských *Courtoisem* r. 1812.

Přichází v přírodě jako jodidy ve velmi skrovném množství jako na př. *argyrit* Ag_2J , *marshit* CuJ , v minerálních vodách, v nepatrném množství v mořské vodě, z níž bývá assimilován chaluhami a houbami mořskými. V poněkud větším množství jako jodičnan sodný a jodičnan vápenatý (až 0,5%) nachází se v čilském ledku. Matečné louhy po překrystalování ledku čilského obsahující jodičnany mísí se se siřičitanem a kyselým siřičitanem sodným, kterými se zredukuje jodičnan v jod

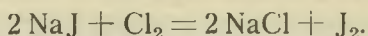


Nebo se jodičnan v části louhu matečného přemění siřičitanem sodným v jodid, smísí se s matečným louhem a okyselí. Pochod jest tento:



Jod vyrábí se z popele mořských chaluh a z matečných louhů, vybývajících po překrystalování čilského ledku.

Získává se podobně jako brom zahříváním jodidů s burelem a kyselinou sírovou nebo působením chloru v jodidy.



Vyvinující se páry srážejí se v jímadle v tuhý, krystalický jod. Surový jod obsahuje něco chloru a bromu, někdy i jodkyanu a čistí se sublimací.

Jod tvoří při obyčejné teplotě kovolessklé šedočerné destičky soustavy kosočtverečné, $h = 4,66$, taje při 116° , vře při 183° a proměňuje se ve fialové páry, které ochlazením se srážejí v krystalky; i při obyčejné teplotě se vypařuje, zapáchá zvláštním způsobem.

Jod barví kůži na hnědo, ve vodě se rozpouští nepatrně, obsahuje li však voda jodovodík nebo jodidy alkalické, rozpouští se v ní hojně barvou hnědou. Také v lihu, éteru, sírouhliku, chloridu uhličitém, acetonu, benzolu a chloroformu se hojně rozpouští; lihový roztok jodu nazýváme *jodovou tinkturou*.

Při rozpouštění jodu ve vodě přidáváme na 1 díl jodu 2 díly jodidu draselného dle váhy.

V chemickém ohledu podobá se jod chloru a bromu, slučivost jeho s vodíkem jest však menší; lze tudíž chlorem a bromem jod z jodidů vybavit.

Roztokem jodu barví se škrob a maz škrobový (s vodou rozvařený škrob) na modro; tato reakce jest velmi citlivá a slouží k dokázání sledů jodu. Reakce probíhá jen za chladu, za tepla se sloučenina *jodoškrobu* rozkládá a kapalina se odbarvuje.

Jodu používá se v průmyslu a lékařství.

Bylo zjištěno, že skrovná množství jodu jsou pro lidský a mnohý živočišný organismus k udržování pravidelné výměny látek nutná.

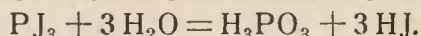
Má se za to, že zduření štítné žlázy (vole) jest způsobeno nedostatkem jodu v těle lidském.

Jod dává s vodíkem *jodovodík* HJ, s kyslíkem *kyselinu jodnou* HJO, *kysličník jodičný* J_2O_5 , *kyselinu jodičnou* HJO_3 a *kyseliny jodisté: orthojodistou* H_5JO_6 a *metajodistou* HJO_4 . Veškeré kyseliny tvoří s některými kovy soli ve vodě rozpustné, s jinými nerozpustné.

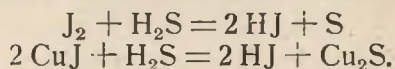
S chlorem dává jod *chlorid jodný* či *monochlorjod* JCl, jehličky červené příp. destičky hnědočervené nebo červenohnědou těkavou kapalinu, dle toho jakým způsobem byl připraven a *chlorid joditý* či *trichlorid jodu* JCl_3 , krystalující v žlutých jehlicích. S bromem tvoří jod *bromid jodný* či *monobromid jodu* JBr, červené krystalky.

JODOVODÍK HJ.

Jodovodík připravujeme působením vody na fosfortrijodid



Vodní roztok jodovodíku obdržíme uváděním sirovodíku do jodu rozmíchaného s vodou nebo rozkladem jodidu měďného sirovodíkovou vodou:

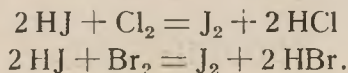


Jodovodík jest plyn bezbarvý hutnoty 4,37 při 17°, pronikavě zapáchající, na vzduchu dýmá, dráždí ke kašli; vodou se značně pohlcuje; roztok obsahuje až 57% HJ, má hutnotu 1,7 a vře při 127°.

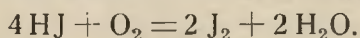
S vodou tvoří jodovodík hydráty na př. *dihydrát* HJ.2 H₂O tající při — 43°.

Na světle a vzduchu se jodovodík rozkládá, vylučuje se z něho jod, proto jej uschováváme v hnědých lahvích a přidáváme k němu něco práškovitého stříbra, aby se jím jod vázal.

Chlorem a bremem se jodovodík rozkládá

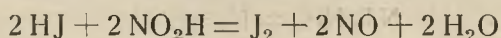


Kyslíkem rozkládá se jodovodík teprve za tepla. Směs jodovodíku a kyslíku zapálena shoří červeným plamenem na jod a vodu

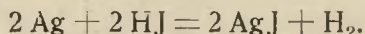


Téhož účinku docílíme za studena dýmavou kyselinou dusičnou, kápneme-li ji do nádoby, naplněné suchým jodovodíkem.

Taktéž kyselinou dusitou se jodovodík ihned rozkládá



Některými kovy jako stříbrem a rtuť se jodovodík rozkládá, vznikne jodid kovový a vodík



Jodovodík tvoří soli, *jodidy*, podobající se obdobnými reakcemi chloridům a bromidům.

Jsou ve vodě většinou rozpustné a jejich vodní roztoky rozpouštějí značně jod; tvoří se *polyjodidy*, na př. KJ₃, (NH₄)J₃, CaJ₄ atd. Roztoky ty jsou žluté až hnědé.

KYSLÍKATÉ KYSELINY JODU.

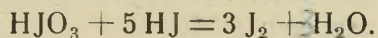
Kyselina jodná HJO vzniká sice působením alkalického louhu na jod, jako jodnan alkalický, avšak mění se již při obyčejné teplotě v kyselinu jodičnou.

Kyselina jodičná HJO₃ vzniká zahříváním jodu se sehnanou kyselinou dusičnou.

Tvoří bezbarvé, sloupkovité krystalky, chutí silně kyselé, na vzduchu rozplývavé; tvoří soli kyselé i neutrálné.

Zahřetím na 180° až 200° mění se v anhydrid J₂O₅ (na rozdíl od kyseliny chlorečné a bromičné), bílé šupinkovité krystalky.

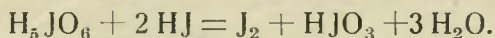
Jodovodíkem se kyselina jodičná rozkládá, vylučuje se kvantitativně jod:



Kyselina jodistá (ortho) H_5JO_6 připravuje se elektrolytickou oxydací kyseliny jodičné nebo jako sůl působením chlornanu alkalického v jodičnan.

Kyselina jodistá tvoří bezbarvé, na vzduchu rozplývavé hranolky. Za obyčejné teploty jest stálá. Zahříváním na 100° za silně sníženého tlaku mění se v kyselinu *metajodistou* HJO_4 .

Kyselina orthojodistá se jodovodíkem rozkládá, vylučuje se jod:

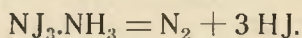


JODODUSÍK NJ_3 .

Jododusík vzniká, polijeme-li jemně utřený jod sehnáním amoniakem; z roztoku vyloučí se jehličky hnědočerné, složení $\text{NJ}_3 \cdot \text{NH}_3$.

V suchém stavu jest látka velice prudce vybuchující silnějším osvětlením, ohřátím nebo i pouhým dotekem na př. pírkem.

Rozkládá se v dusík a jodovodík



AZID JODU N_3J .

Azid jodu vzniká třepáním azidu stříbra s éterickým roztokem jodu; jest to světlé žlutá látka, velmi prudce vybuchující.

FLUOR, $F = 19,00$.

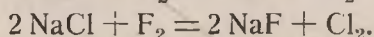
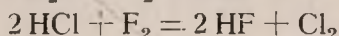
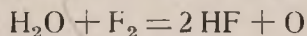
Fluor vyskytuje se v přírodě pouze ve sloučeninách, ponejvíce jako *kazivec* či *fluorit* CaF_2 a *kryolith* Na_3AlF_6 ; ve skrovnějším množství přichází v topasu, turmalinu, apatitu, slídách atd., také v kostech, zubech a zvláště v zubním smaltu lidí i zvířat.

Volný fluor připravit podařilo se teprve roku 1886 francouzskému chemiku *Moissanovi*. Lze jej získati elektrolytickým rozkladem suchého fluorovodíku



Fluor jest plyn barvy žlutozelenavé, hutnoty 1,31, pronikavě zapáchá a působí prudce ve sliznici; jest ze všech nekovů nejreaktivnější; s vodíkem dává již za obyčejné teploty i ve tmě fluorovodík. Se sírou, fosforem, bromem, jodem, borem, křemíkem, uhlíkem se okamžitě slučuje a také snadno s kovy na fluoridy. Jen s kyslíkem, dusíkem, chlorem a argonem se neslučuje.

Rozkládá sloučeniny vodíkaté, z halogenových solí vypuzuje halogen, na př.

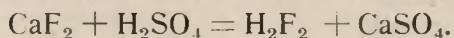


Suchý fluor na rozdíl od fluorovodíku na sklo nepůsobí.

S bremem dává fluor *fluorid bromitý* BrF_3 , s jodem *fluorid jodičný* JF_5 .

FLUOROVODÍK H_2F_2 .

Fluorovodík vyrábí se rozkladem práškovitého kazivce sehnanou kyselinou sírovou v retortách z platiny nebo z olova a unikající fluorovodík jímá se v dobře chlazeném olověném jímadle



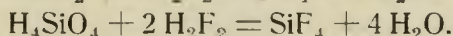
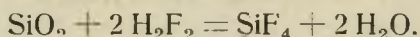
Fluorovodík jest kapalina bezbarvá, hutnoty 0,988, na vzduchu silně dýmající, jest velmi žíravý a jeho páry jsou nebezpečné ústrojům dýchacím; vře již při $+19^\circ$.

Vodou se plynný fluorovodík značně pohlcuje a tvoří dýmavou kyselinu fluorovodíkovou, obsahující 40–50% fluorovodíku, která má hutnotu 1,15 a vře při 120° .

Ačkoliv fluor má ze všech halogenových prvků nejmenší atomovou váhu, jest fluorovodík při obyčejné teplotě kapalný a bimolekulární; teprve při $+80^\circ$ jest jednomolekulární, proto píšeme jeho vzorec H_2F_2 .

Rozpouští téměř všechny kovy, vyjímaje platinu, zlato, olovo. Rozpouští velmi snadno kysličník křemičitý a křemičitany (sklo).

S kysličníkem křemičitým a kyselinou křemičitou tvoří plynný *fluorid křemičitý* či *fluorokřemík*



Z tohoto důvodu nelze jej uchovávat v nádobách skleněných; uchovává se v nádobách kaučukových nebo skleněných, potažených uvnitř paraffinem.

Křemičitany mění se fluorovodíkem v rozpustné fluorokřemičitany a na základě této vlastnosti používá se fluorovodíku k leptání skla; účinkem fluorovodíku na sklo tvoří se CaSiF_6 , Na_2SiF_6 atd.

Leptací inkousty obsahují fluorovodík nebo kyselý fluorid amonný $(\text{NH}_4)\text{HF}_2$.

V laboratoři používá se fluorovodíku k rozkladu křemičitanů, které se nerozkládají kyselinou solnou.

Soli kyseliny fluorovodíkové, *fluoridy*, jsou buď *normální*, ve vodě rozpustné jako KF , NaF , AgF nebo ve vodě nerozpustné jako CaF_2 ; dále *kyselé fluoridy* na př. $(\text{NH}_4)\text{HF}_2$, KHF_2 , AgHF_2 a fluoridy složené t. zv. *fluorosoli*, na př. Na_3AlF_6 , Na_3FeF_6 .

V. SKUPINA FOSFORU.

FOSFOR, ARSEN, ANTIMON.

FOSFOR, P 31,04.

Fosfor byl objeven alchemikem *Brandtem* r. 1669, když se pokoušel připravit z moči látku, měnící stříbro ve zlato.

Vyskytuje se v přírodě pouze ve sloučeninách, zvláště jest to fosforečnan vápenatý, sloučen s chloridem vápenatým nebo fluoridem vápenatým $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ a $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$, *apatit* a *fosforit*, dále jako zásaditý fosforečnan hlinitý $\text{Al}_3(\text{OH})_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$, *wawelit*, fosforečnan železitý $\text{Fe}_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$, *vivianit*, fosforečnan olovnatý, *pyromorfit*.

Jest důležitou součástí orné půdy a bílkovin, obsažen v kostech těla lidského a zvířecího, v nervech, v mozku atd.

Rozeznáváme dva allotropické tvary fosforu, které se podstatně liší co do fyzikálních i chemických vlastností:

a) *bílý fosfor* P_4 jest nejobyčejnější tvar fosforu. Jest to látka bezbarvá neb slabě nažloutlá, podobná vosku, za obvyčejné teploty měkká, dá se snadno krájet; za chladu je křehký. Zahřát pod vodou na 44° roztápí se v čirou kapalinu, zahřát za nepřístupu vzduchu vše asi při 290° a mění se v bezbarvé páry; též při obvyčejné teplotě se fosfor zvolna odpařuje.

S vodními parami téká již při 100° a lze tímto způsobem fosfor čistiti, zamezíme-li zároveň přístup vzduchu uváděním kyslíčnicku uhličitého do nádoby, z níž se destiluje.

Ve vodě jest fosfor téměř nerozpustný, rozpouští se však v éteru, benzolu, terpentínovém oleji a v mnohých mastných olejích, snadno v sírouhlíku a chloridu sirném a z těchto roztoků krystaluje ve tvarech granátu. Na vlhkém vzduchu již za obvyčejné teploty se okysličuje, při tom po tmě svítí a mění se v kyselou kapalinu, obsahující kyselinu fosforečnou.

Napojíme-li proužky filtračního papíru roztokem fosforu v sírouhlíku a vyvěsíme je na vzduch, zapálí se samovolně po vypaření sírouhlíku.

Vpravíme-li do širokohrdlé lahve několik kousků fosforu a přidáme jen tolik vody, aby vzduch k vlhkému fosforu měl přístup, vidíme ve tmě fosfor světélkovati (*chemoluminiscence*).

Zahřát na vzduchu asi na 60° nebo třen, vzejme se a shoří na kyslíčnick fosforečný. Pro snadnou jeho zápalnost chováme jej pod vodou nebo lépe pod lihem nebo glycerinem, a směje jej také jen pod těmito tekutinami krájet.

Vařením bílého fosforu s alkaliemi vzniká fosfornan alkalický.

Bílý fosfor jest prudký jed, již asi 0,1 gr způsobuje smrt; jako protijedu používá se roztoku 2 g modré skalice v 1 litru vody.

b) *tmavě červený fosfor* P_2 , vzniká oteplením, osvětlením nebo účinkem katalysátorů z bílého fosforu, na př. zahříváme-li jej s ne-
patrným množstvím jodu.

Vaříme-li fosfor s bromidem fosforitým PBr_3 , vzniká světle červený fosfor, který se liší od červeného fosforu dle stupně rozptýlení pouze hutnotou a reaktivností.

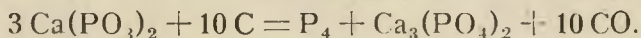
Červený fosfor jest beztvary, nerozpouští se v sírouhlíku ani v chloridu siřném, jest málo reaktivný, neokysličuje se ani na vlhkém vzduchu, zapaluje se teprve při 240° ; při 260° mění se v páry, jež ochlazením dávají bílý fosfor. Není jedovatý; po tmě nesvíí.

Čistý červený fosfor, prostý bílého fosforu, zapaluje se teprve při 430 až 440° , má hutnotu 3,5. Alkaliemi se nemění na rozdíl od bílého fosforu.

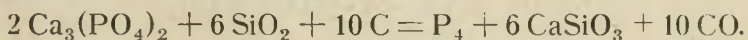
Fosfor slučuje se s četnými prvky přímo, bílý fosfor prudčeji než jeho červená modifikace; vznikají *fosfidy*, na př. CaP fosfid vápníku, Fe_3P fosfid železa atd.

Fosfor vyrábí se částečně z popele kostí, který obsahuje v podstatě fosforečnan vápenatý, po většině však z minerálních fosforečnanů.

Popel z kostí se rozkládá takovým množstvím kyseliny sírové, aby vznikl rozpustný kyselý fosforečnan vápenatý $Ca(H_2PO_4)_2$; roztok oddělí se od vyloučeného síranu vápenatého a odpaří se, k suchu za přísady uhelného prášku. Mírným pálením směsi vznikne metafosforečnan vápenatý $Ca(PO_3)_2$. Rozpálením do bílého žáru vzniká pak působením uhlíku z metafosforečnanu vápenatého fosfor



Dle metody *Reudmann-Parkero*vy žihá se směs praženého fosforečnanu vápenatého a hlinitého s kysličníkem křemičitým a dřevěným uhlím v elektrické peci



Vzniklý fosfor mění se v páry, které se odvádějí do jímadla, naplněného vodou, kde se srážejí.

Surový fosfor se čistí či rafinuje destilací nebo se roztopený fosfor propírá dvojchromanem draselným a zředěnou kyselinou sírovou. Do obchodu přichází v roubících.

Prodejný červený fosfor připravuje se delším zahříváním bílého fosforu v uzavřených litinových kotlích za nepřístupu vzduchu na 250 — 300° C. Poněvadž obsahuje něco bílého fosforu, vyluhuje se sírouhlíkem.

Fosforu bílého i červeného používá se v průmyslu. Značná část fosforu potřebuje se k výrobě sirek. Prvé upotřebitelné sirky, při nichž použito bylo fosforu, byly uvedeny do obchodu r. 1832. Poněvadž však takovéto sirky byly jedovaté, byl doporučován k tomu

účelu červený fosfor; výroba tímto způsobem se však neujala. Brzo potom uvedeny byly do obchodu sirky, prosté úplně fosforu, které se zapalovaly třením na ploše, opatřené červeným fosforem, t. zv. švédské sirky, jejich hlavičky obsahují siřník antimonitý, s dvojchromanem draselným nebo chlorečnanem draselným. Nyní se užívá v hlavičkách siřníku fosforu P_4S_3 .

KYSLIČNÍKY A OXYKyseliny FOSFORU.

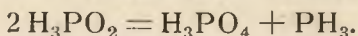
Fosfor dává s kyslíkem tyto kysličníky a kyseliny:

		kyselina fosforná H_3PO_2
kysličník fosforitý P_2O_3	„	fosforitá H_3PO_3
„ fosforičitý P_2O_4	„	fosforičitá H_2PO_3
„ fosforečný P_2O_5	„	orthofosforečná H_3PO_4
	„	pyrofosforečná $H_4P_2O_7$
	„	metafosforečná HPO_3
	„	perfosforečná H_3PO_5

KYSELINA FOSFORNÁ H_3PO_2 .

Kyselina fosforná vzniká zahříváním bílého fosforu s hydroxydem draselným nebo barnatým jako draselná (barnatá) sůl, z níž uvolníme zředěnou kyselinou sírovou kyselinu fosfornou.

Bezvodá kyselina fosforná tvoří bezbarvé lístky, tající při $17,5^\circ$, zahřetím štěpí se v kyselinu fosforečnou a fosforovodík:



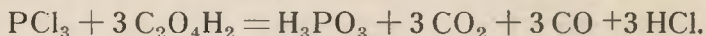
Z roztoků solí stříbrných, měďnatých, rtuťnatých a zlatitých vylučuje redukci kov.

Soli její *fosfornany* (*hypofosfity*) na př. NaH_2PO_2 , $Ba(H_2PO_2)_3$ jsou ve vodě rozpustné.

KYSELINA FOSFORITÁ H_3PO_3 .

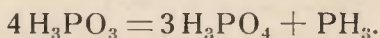
Kyselina fosforitá vzniká okysličením fosforu na vlhkém vzduchu vedle kyseliny fosforičité a fosforečné.

Připravuje se působením kyseliny šťavelové na chlorid fosforitý:



Tvoří bezbarvé krystaly, tající při 71° , na vzduchu se rozplývá, vodní roztok reaguje silně kysele, účinkem kyslíku ze vzduchu okysličuje se v kyselinu fosforečnou. Má vlastnosti redukční.

Pálena rozkládá se v kyselinu fosforečnou a fosforovodík:



Její soli slovou *fosforitany* (*fosfity*), jsou kyselé nebo normální, na př. NaH_2PO_3 a Na_2HPO_3 .

KYSELINA FOSFORIČITÁ H_2PO_3 .

Kyselina fosforičitá vzniká samovolným okysličováním fosforu, ovlhčeného vodou nebo zahříváním fosforu s kyselým roztokem dusičnanu měďnatého.

Tvoří bezbarvé krystálky složení $\text{H}_2\text{PO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, tající při 70° ; bezvodá kyselina taje při 55° .

Na vlhkém vzduchu se rozplývá, ve vodě se snadno rozpouští.

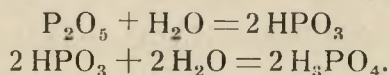
Zahřetím štěpí se v kyselinu fosforitou a metafosforečnou.

Kyselina fosforičitá neredukuje soli stříbrných ani zlatitých, ani se za chladu neoxyduje. Avšak zahřáta k varu oxyduje se permanganátem draselným v kyselinu fosforečnou.

Jest slabší kyselina, tvoří soli *fosforičitany* na př. fosforičitan sodný $\text{Na}_2\text{PO}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, který reaguje alkalicky.

KYSLIČNÍK FOSFOREČNÝ P_2O_5 .

Kysličník fosforečný vzniká hořením fosforu na vzduchu nebo v kyslíku. Jest to bílá, kyprá látka, která se s vodou dychtivě slučuje a proto na vzduchu vlhne a se rozplývá; vzniká kyselina metafosforečná, která se znenáhla mění v kyselinu orthofosforečnou

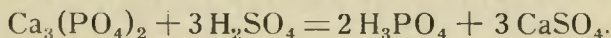


Kysličníku fosforečného používá se k sušení plynů a k odnímání vody z ústrojných látek.

KYSELINA ORTHOFOSFOREČNÁ H_3PO_4 .

Vzniká působením kysličníku fosforečného ve vodu za tepla, okysličením fosforu kyselinou dusičnou.

Pro technickou potřebu vyrábí se kyselina fosforečná rozkladem popele z kostí nebo minerálních fosforečnanů mírně zředěnou kyselinou sírovou:



Roztok oddělený od vyloučené sádry se přiměřeně zahustí a uvádí se tak do obchodu; obsahuje něco kyselého fosforečnanu vápenatého $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ a síranu vápenatého.

Čistá kyselina fosforečná, připravená okysličením fosforu, tvoří bezbarvé krystaly, rozplývavé na vlhkém vzduchu, velmi snadno ve vodě rozpustné.

Kyselina orthofosforečná jest trojsytná a tvoří tři řady solí, *primární, střední* či *sekundární* a *tertiární* orthofosforečnany; primární a sekundární fosforečnany jsou soli *kyselé*, terciární fosforečnany jsou soli *normální*.

Na př.

prim. fosforečnan sodný NaH_2PO_4

„ „ vápenatý, monokalciumfosfát $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

sekund. fosforečnan sodný Na_2HPO_4

„ „ vápenatý, dikalciumfosfát CaHPO_4

terc. fosforečnan sodný Na_3PO_4

„ „ vápenatý, trikalciumfosfát $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

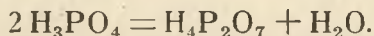
Z normálních fosforečnanů rozpouštějí se ve vodě toliko soli alkalických kovů, ostatní fosforečnany jsou ve vodě nerozpustné, přidáním kyselin minerálních mění se v rozpustné primární fosforečnany.

Roztok orthofosforečnanu sodného dává s dusičnanem stříbrným žlutou sraženinu, s chloridem barnatým bílou sraženinu; kyselina orthofosforečná se bílkem na rozdíl od kyseliny metafosforečné nesráží.

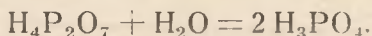
Nahradíme-li v kyselině orthofosforečné částečně kyslík sírou, vzniká kyselina *thiofosforečná* H_3PSO_3 .

KYSELINA PYROFOSFOREČNÁ $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

Kyselina pyrofosforečná vzniká, zahříváme-li kyselinu orthofosforečnou na 260° :



Tvoří bezbarvou krystalickou látku, ve vodě snadno rozpustnou. Ve vodném roztoku přechází znenáhla v kyselinu orthofosforečnou

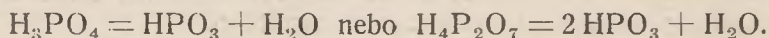


Jest to kyselina *čtyřsytná*, soli její slovou pyrofosforečnany. S dusičnanem stříbrným dává roztok pyrofosforečnanu na rozdíl od orthofosforečnanu bílou sraženinu a sráží se také chloridem barnatým; kyselina pyrofosforečná bílkem se nesráží.

Vařením ekyseleného roztoku pyrofosforečnanů nebo tavením s uhličitany alkalickými vznikají orthofosforečnany.

KYSELINA METAFOSFOREČNÁ HPO_3 .

Kyselina metafosforečná vzniká zahříváním kyseliny orthofosforečné nebo pyrofosforečné na 300° :

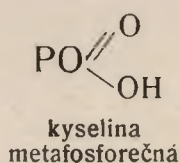
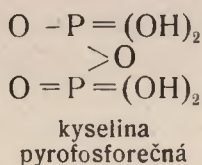
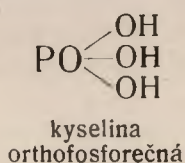
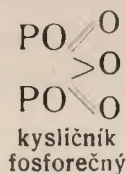


Kyselina metafosforečná jest látka vzhledu sklovitého, na vzduchu rozplývavá, ve vodě snadno rozpustná. Ve vodním roztoku mění se znenáhla v kyselinu orthofosforečnou.

Zveme ji také *sklovitou* kyselinou fosforečnou. Roztok této kyseliny sráží z roztoku bílek na rozdíl od kyseliny ortho- a pyrofosforečné. Metafosforečnany se srážejí chloridem barnatým; dusičnanem stříbrným dávají bílou sraženinu jen v sehnaném roztoku.

Strukturné vzorce kysličníku fosforečného a kyselin fosforečných.

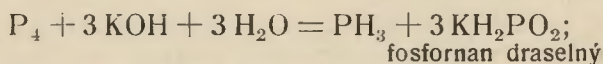
Kysličník fosforečný a kyseliny fosforečné odvozujeme od pětimočného fosforu. Jejich strukturné vzorce jsou



SLOUČENINY FOSFORU S VODÍKEM.

Vedle *plynného fosforovodíku* či *fosfinu* PH_3 , který jest obdobný amoniaku, známe ještě *fosforovodík kapalný* P_2H_4 a *tuhý fosforovodík* P_4H_2 .

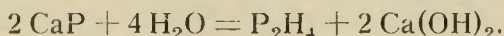
Plynný fosforovodík vzniká na př. vařením bílého fosforu s lihovým roztokem louhu draselného



není úplně čistý, obsahuje něco kapalného fosforovodíku. Jest to plyn bezbarvý, nepříjemně páchnoucí, jedovatý; zapálen shoří na kyselinu fosforečnou.

Addici s halogenvodíky dává *sloučeniny fosfoniové* na př. *fosfoniumchlorid* PH_4Cl , krystalky, sublimující již při -28° , *fosfoniumbromid* PH_4Br , bezbarvé krystalky, sublimující při $+30^\circ$, *fosfoniumjodid* PH_4J , bezbarvé krystalky, sublimující při $+80^\circ$.

Kapalný fosforovodík jest bezbarvá kapalina, na vzduchu se samovolně zapalující. Vzniká účinkem vody na fosfid vápníku



Tuhý fosforovodík vzniká rozkladem kapalného fosforovodíku, připravuje se rozpouštěním fosfidu vápníku v horké sehnaté kyselině solné. Jest to žlutý prášek, nárazem nebo silnějším zahřetím se zapalující.

SLOUČENINY FOSFORU S HALOGENY, SÍROU A DUSÍKEM.

S chlorem slučuje se fosfor přímo a dává dvě sloučeniny, *chlorid fosforitý* PCl_3 , bezbarvou kapalinu, ostře páchnoucí, na vzduchu dýmající a *chlorid fosforečný* PCl_5 , látku tuhou, slabě nažloutlou, která na vzduchu dýmá a znenáhla se mění v kapalný *fosfor-oxychlorid* POCl_3 .

Obdobné sloučeniny fosforu dávají brom, jod a fluor na př. *bromid fosforitý* PBr_3 , bezbarvá kapalina, *bromid fosforečný* PBr_5 kapalina červená.

Se sírou dává fosfor různé sulfidy: *sírník fosforečný* P_2S_5 , *tetrafosfortrisulfid* P_4S_3 a *tetrafosforheptasulfid* P_4S_7 .

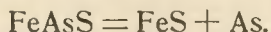
Vznikají tavením červeného fosforu se sírou.

Působením suchého ammoniakku na sírník fosforečný, chloridy fosforu nebo kysličník fosforečný vznikají dusíkaté sloučeniny: P_3N_5 , látka bezbarvá, v obyčejných rozpustidlech nerozpustná, $(\text{PNCl}_2)_3$, látka rozpustná v eteru, chloroformu a sirouhlíku, *foslam* $(\text{PN}_2\text{H})_x$, *fosamid* $(\text{PONH}_2 \cdot \text{NH})_n$, látky bílé, ve vodě nerozpustné.

ARSEN, $\text{As} = 74,96$.

Arsen nachází se v přírodě hojně rozšířen, jednak samorodý, ponejvíce ve sloučeninách, z nichž nejobecnější jest *arsenopyrit* FeAsS , *realgar* As_2S_2 , *auripigment* As_2S_3 atd.; ve skrovném množství přichází v různých rudách, v některých léčivých vodách (Roncigno, Tyroly).

Arsen vyrábí se v hutích pálením arsenopyritu za nepřístupu vzduchu v hliněných trubicích; páry jeho jímají se v plechových trubkách, kde se srážejí.



Arsen čerstvě připravený jest světle šedý, kovolesský, krystaluje v klencích. Asi při 180° mění se bez roztápění v žluté páry, které se ochlazením opět srážejí v krystalický arsen. Na vzduchu se znenáhla okysličuje a nabývá černé mdlé barvy.

Pálen na vzduchu, hoří modravým plamenem, vydává bílý dým kysličníku arsenitého a šíří při tom zápach podobný zápachu česneku.

Arsen jest prudký jed; protijedem jest hydroxyd železitý a magnésie.

Slučuje se přímo s kyslíkem, sírou, prvky halovými a mnohými kovy.

Jako fosfor dává i arsen různé tvary: 1. *kovový arsen*; 2. *černý arsen* a 3. *žlutý arsen*.

KYSLIČNÍKY A KYSELINY ARSENU.

Nejdůležitější sloučeniny arsenu s kyslíkem jsou:

kysličník arsenný As_2O

kysličník arsenitý As_2O_3

kysličník arseničný As_2O_5

kyselina arsenitá H_3AsO_3

„ orthoarseničná H_3AsO_4

„ pyroarseničná $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$

„ metaarseničná HAsO_3

KYSLIČNÍK ARSENITÝ $\text{As}_2\text{O}_3(\text{As}_4\text{O}_6)$.

Kysličník arsenitý vzniká hořením arsenu na vzduchu nebo v kyslíku. V hutích získává se kysličník arsenitý jako vedlejší výrobek při zpracování rud, obsahujících arsen a do obchodu přichází jako *moučka arsenová* nebo *sklovitý kysličník arsenitý*.

Známe jej ve třech tvarech: Prvý tvar jest *beztvarý kysličník arsenitý* či *bílé sklo arsenové*, jest průhledný, sklu podobný, hutnoty 3,7; na vlhkém vzduchu se znenáhla kalí, stává se bílým, neprůhledným a přeměňuje se v modifikaci druhou, krystalickou, t. zv. *oktaedrický kysličník arsenitý*; přichází v přírodě jako květ arsenový či arsenolith, má hutnotu 3,6. Vzniká rychlým ochlazením par kysličníku arsenitého. Třetí modifikace jest *kysličník arsenitý jednoklonný*, hutnoty 4,0; přichází v přírodě jako minerál claudetit, vzniká při pražení rud, obsahujících arsen, kondensací par kysličníku arsenitého na teplých stěnách komor.

Kysličník arsenitý žíháním s uhlím a redukcí vodíkem ve zrodu mění se snadno v arsen.

Ve vodě rozpouští se kysličník arsenitý skrovně, 1 část ve 108 č. vody při 15°; vodní jeho roztok reaguje slabě kysle a považujeme jej za *kyselinu arsenitou*; dává s kovy soli *arsenitany* či *arsenity*, na př. Na_3AsO_3 , z nichž arsenitany alkalické jsou ve vodě rozpustné.

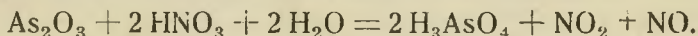
Získáme je zahříváním louhu alkalického neb uhličitanu alkalického s kysličníkem arsenitým.

Známe také soli, odvozené od kyseliny *metaarsenité* HAsO_2 .

Kysličník arsenitý jest prudkým jedem, jako protijedu používá se rozmíchaného hydroxydu železitého a hořečnatého s vodou. Užívá se ho v lékařství a zvěrolékařství. Lidé i zvířata přivyknou dosti značným dávkám.

KYSLIČNÍK ARSENIČNÝ As_2O_5 .

Kysličník (anhydrid) arseničný vzniká zahříváním kysličníku arsenitého se sehnanou kyselinou dusičnou nebo s královskou lučavkou, odpařením roztoku a mírným žíháním zbytku.



Je to látka bílá, ve vodě rozpustná, prudce jedovatá; roztok obsahuje kyselinu orthoarseničnou, H_3AsO_4 .

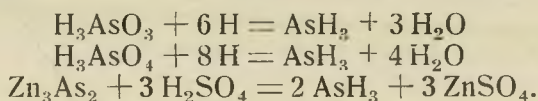
KYSELINA ORTHOARSENIČNÁ H_3AsO_4 .

Získá se oxydací As_2O_3 kyselinou dusičnou a odpařením vodného roztoku ku krystalisaci v rhombických krystalech bezbarvých, na vzduchu rozplývavých, velice jedovatých.

Jest to kyselina trojsytná a tvoří tudíž jako kyselina fosforečná tři řady solí, *primární, sekundární a terciární* arseničnany.

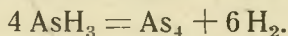
ARSENOVODÍK AsH_3 .

Plynný arsenovodík (arsin) vzniká, rozpouštíme-li kovy, obsahující sloučeniny arsenu (arsenidy) ve zředěné kyselině sírové nebo solné, rovněž působením vodíku ve zrodu v kyselé roztoky sloučenin arsenu:

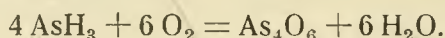


Arsenovodík jest plyn bezbarvý, hutnoty 2,69, zápachu upomínajícího na zápach česneku, velice jedovatý.

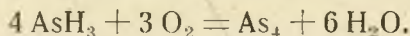
Již mírným pálením se rozkládá v arsen a vodík



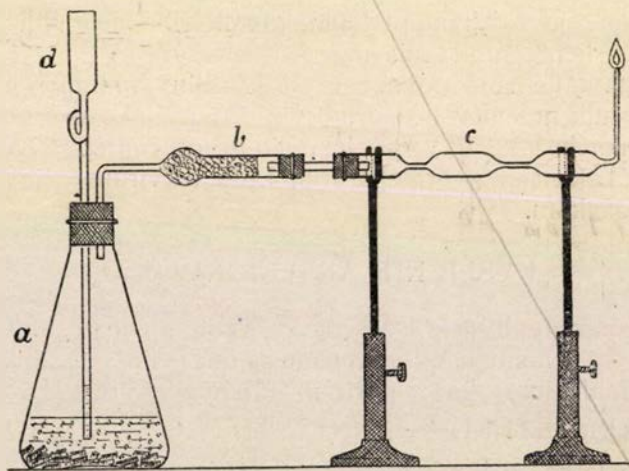
Zapálen na vzduchu hoří modravým plamenem, vydává bílý dým kysličníku arsenitého



Za nedostatečného přístupu vzduchu shoří pouze vodík a vylučuje se arsen



Obr. 17.



Vnoříme-li do plamene arsenovodíku destičku (misku) porcelánovou, chladí se plamen, nastane také nedokonalé hoření a uvolňuje se arsen ve způsobu červenohnědé, lesklé, na okraji světle hnědé skvrny, kdežto vodík arsenovodíku shoří na vodu.

Vedeme-li arsenovodík skleněnou trubicí, na jednom místě rozpálenou, uloží se arsen za rozpálenou částí trubice jako tmavé lesklé zrcadlo, které lze zahříváním v proudu vodíku z místa na místo přeháněti na rozdíl od antimonu.

Skvrna arsenová, usazená na porculánové destičce i zrcadlo arsenové, rozpouštějí se roztokem chlornanu alkalického rovněž na rozdíl od podobné skvrny antimonové.

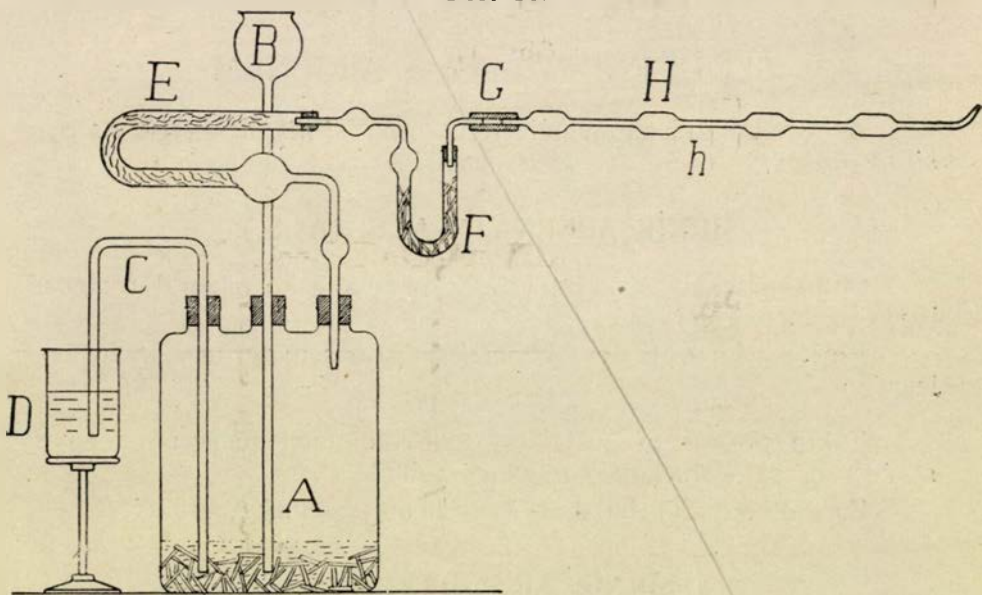
Tato vlastnost arsenovodíku slouží k poznání arsenu v jeho sloučeninách. Zkouška ta nazývá se podle anglického lékaře *Marshe* zkouškou *Marshovou*. Provádí se takto:

V plynopudné láhvi (obr. 17.) vyvinuje se rozpouštěním zinku v zředěné kyselině sírové vodík¹⁾, který se vede vysušovací trubicí *b*, pak trubicí *c* na dvou místech zúženou, zahnutou a ve špičce vytaženou. Unikající vodík se zapálí a nálevkou *d* přidá se látka, která se má na arsen zkoušeti. Je-li obsažen arsen, barví se plamen modravě a vystupuje z něho slabý dým. Vodík se zkouší dále, jak nahoře uvedeno.

Jiný složitější, ale účelný jest přístrojek *Ottův*, znázorněný v obr. 18. Pracuje se s ním takto:

Do lahve *A* vpraví se asi 70 g čistého roubíkového nebo zrněného zinku (arsenu prostého) a nálevkou *B* přileje se 250 cm³ kyseliny sírové 25%ní (arsenu prosté). Je-li vývoj vodíku příliš pomalý, při-

Obr. 18.



dají se nálevkou *B* asi 2 kapky roztoku chloridu platičitého. Vodík uniká trubicí *E*, naplněnou čistou vatou, vysušovací trubicí *F*, naplněnou drobnými kousky hydroxydu draselného a trubicí *H* z těžko tavitelného skla. Z trubky *H* unikající vodík jímá se ve zkumavce a zkouší se, zda hoří klidně a bez výbuchu (viz str. 36.).

¹⁾ Zinek a kyselina sírová musí býti prosty arsenu, o čemž se přesvědčíme předem t. zv. zkouškou na slepo.

Pak se trubice *H* v některém místě rozpálí širokým Bunsenovým kahanem a pozorujeme, zda se snad usazuje na chladnějším místě trubice arsenové zrcadlo.

Teprve když ani po 20 minutách nezjistíme arsenu, jest vodík, (tedy zinek i kyselina), prostý arsenu.

Pak přikročíme k vlastní zkoušce.

Šroubová tlačka *G* na trubici mezi *F* a *H* se opatrně přivírá; tlakem vodíku stoupá kyselina do násosky *C* a odtud do kádinky *D*; do této kádinky přetlačí se z nádoby *A* asi 200 cm³ kyseliny, ale tak, aby násoska *C* zůstala vyplněna. Kádinka *D* nahradí se jinou kádinkou s 200 cm³ čerstvé kyseliny sírové, do které se může již přidati látka, jež se má na arsen zkoušeti; povolíme-li tlačku *G*, přeteče kyselina do nádoby *A*. Je-li vývoj vodíku příliš prudký, řídíme jej přivíráním tlačky *G*.

Další zkoušku na arsen provedeme, jak bylo nahoře vyličen¹⁾.

Zkoušky té užívá se v lékařské chemii ku zjištění otrav arsenem.

Známe také *arsenodítek tuhý* As₂H₂, který vzniká různými způsoby, na př. rozkladem arsenidu sodíku vodou. Jest to prášek hnědý, který zahříváním pouští vodík.

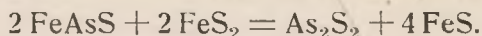
SLOUČENINY SÍRY S ARSENEM.

Ze sirníku arsenu nejdůležitější jsou *sirník arsenatý* As₂S₂, *sirník arsenitý* As₂S₃, *sirník arseničný* As₂S₅.

SIRNÍK ARSEATÝ As₂S₂ (As₄S₄).

Sirník arsenatý vyskytuje se v přírodě jako minerál *realgar*, barvy oranžově červené.

Uměle připravuje se sublimací směsi arsenopyritu a kyzu železného



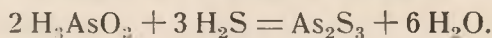
Takto připravený jest látka sklovitá, temně červená a zove se *červené sklo arsenové* (arsenový rubín).

Zapálen na vzduchu shoří v kysličník arsenitý a siřičitý.

SIRNÍK ARSEITÝ As₂S₃.

Sirník arsenitý přichází v přírodě jako minerál *auripigment* barvy žluté.

Připravujeme jej na př. srážením kyselého roztoku arsenitanu sirovodíkem.

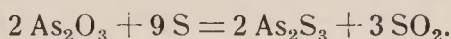


¹⁾ Podrobné vyličení zkoušky na arsen viz: Formánek. Rukověť analytické chemie látek minerálních, druhé vydání, díl I., 1920.

Jest to sraženina oranžově žlutá, rozpustná v louhu alkaličném, uhličitanu amonném a ammoniaku.

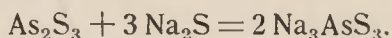
Jinak připravíme siřník arsenitý sléváním práškovitého arsenu se sírou v molekulárném poměru, odpovídajícím As_2S_3 .

Technicky se připravuje siřník arsenitý sléváním kysličníku arsenitého s přiměřeným množstvím síry.



Takto přichází do obchodu jako *žluté arsenové sklo*.

Rozpouštěním siřníku arsenitého v siřnících alkalických, jeho tavením se siřníky alkalickými nebo uváděním sirovodíku do roztoku arsenitanu alkalického vznikají *siroarsenitany* či *sulfoarsenity*, ve vodě rozpustné, na př.

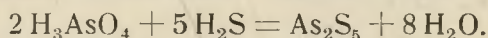


Kyselinami uvolněná kyselina siroarsenitá se ihned rozkládá v siřník arsenitý a sirovodík.



SIRNÍK ARSENIČNÝ As_2S_5 .

Získá se uváděním rychlého proudu sirovodíku do roztoku kyseliny arseničné neb arseničnanu v kyselině solné



Nebo připravíme siřník arseničný sléváním práškovitého arsenu se sírou v molekulárném poměru, odpovídajícím As_2S_5 , při teplotě nižší než 500° .

Jest žlutá látka, rozpustná v louhu alkalickém a ammoniaku a v uhličitanu amonném.

Siřníku arseničnému odpovídají *siroarseničnany* či *sulfoarseniáty*, na př. Na_3AsS_4 , které se kyselinami rozkládají v siřník arseničný a sirovodík.

ARSEN A HALOGENY.

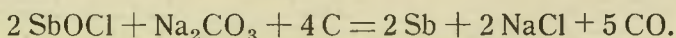
S chlorem tvoří arsen *chlorid arsenitý* AsCl_3 , bezbarvou olejovitou kapalinu na vzduchu dýmající, vroucí při 130° a *chlorid arseničný* AsCl_5 , kapalinu, která se však již při -28° rozkládá v chlorid arsenitý a chlor.

S bromem, jodem a fluorem tvoří arsen sloučeniny *bromid arsenitý* AsBr_3 , bezbarvé hranolkovité krystaly, tající při $+31^\circ$, *jodid arsenitý* AsJ_3 , červené krystálky, tající při 146° , *fluorid arsenitý* AsF_3 , bezbarvou, na vzduchu dýmající kapalinu, vroucí při 63° a *fluorid arseničný* AsF_5 , bezbarvý plyn.

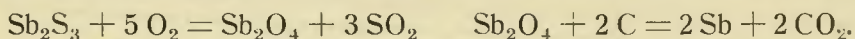
ANTIMON, Sb = 120,2.

Antimon čistý přichází v přírodě jen skrovně, hojněji jako sirník antimonitý *antimonit* či *surma* Sb_2S_3 , také jako kysličník antimonitý, *valentinit*, *senarmontit*, *pyrostibit*, sloučen s olovem a sírou jako *jamesonit* $\text{Sb}_4\text{S}_9\text{Pb}_3$, sloučen s olovem, mědí a sírou jako *bournonit* $\text{Sb}_2\text{S}_6\text{Pb}_2\text{Cu}_2$, sloučen se stříbrem a sírou jako *pyrargyrit* SbS_3Ag_3 atd.

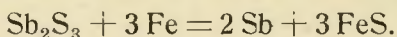
Antimon získáme na př. tavením oxychloridu antimonitého s uhličitánem sodným a uhlím



Hutnický se vyrábí ze surmy; tato se prve praží a vzniklý kysličník antimonitý se redukuje uhlím v žáru



Nebo se surma taví se železem, vzniká sirník železnatý a antimon



Takto získaný surový antimon se ještě čistí opětovaným tavením za přidání ledu.

Rozeznáváme tři allotropické modifikace antimonu. *Antimon rhomboedrický* či *kovový*, *antimon žlutý* a *černý*.

Elektrolýsou sehnáního roztoku chloridu antimonitého na platinové katodě, získá se zvláštní modifikace, *třaskavý antimon*, který snadno vybuchuje.

Antimon jest kov namodralý, silně lesklý, krystalické struktury, $h = 6,7$, křehký; lze jej rozmělniti na prášek. Taje při 432° . Na vzduchu se nemění, rozpálen hoří modrozeleným plamenem a vydává bílý dým kysličníku antimonitého.

Vylejeme-li takto rozpálený antimon na arch papíru, rozstříkne se na všechny strany ve způsobě dýmajících kuliček.

V kyselině solné a zředěné kyselině sírové se nerozpouští; kyselina dusičná jej oxyduje v kysličník. S chlorem se slučuje přímo v chlorid antimonitý, za vývoje tepla a světla.

Antimonu používá se podstatně k přípravě slitin, tvrdého olova, liteřiny, ložiskového kovu atd.

Ve sloučeninách podobá se antimon arsenu a fosforu, chová se jako prvek troj- a pětímocný, řidčeji čtyřmocný.

SLOUČENINY ANTIMONU S KYSLÍKEM.

Kysličník antimonitý	Sb_4O_6	kyselina antimonitá	H_3SbO_3
„ antimonitý	Sb_2O_4	„ antimonitá	$\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_5$
„ antimonitý	Sb_2O_5	„ ortho-, pyro- a metaantimonitá	$\text{H}_3\text{SbO}_4, \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7, \text{HSbO}_3.$

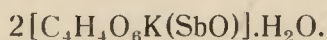
KYSLIČNÍK ANTIMONITÝ Sb_2O_3 nebo Sb_4O_6 .

Vyskytuje se v přírodě jako *valentinit* a *senarmontit*; získá se prudkým pálením antimonu na vzduchu. Jest to bílý prášek, zahříváním žloutnoucí, ve vodě nerozpustný; pálen na vzduchu mění se v kysličník antimoničitý Sb_2O_4 .

Hydrát, kysličníku antimonitému odpovídající, jest *hydroxyd antimonitý* $\text{Sb}(\text{OH})_3$; vyloučíme jej srážením soli antimonité zředěným louhem alkalickým, lépe srážením roztoku vinného kamene (vinan antimonylodraselný) zředěnou kyselinou sírovou. Jest povahy amfoterní, t. j. se silnými kyselinami dává soli antimonité, na př. síran antimonitý $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$, se silnými zásadami, *antimonitany* na př. Na_3SbO_3 antimonitan sodný.

V solích antimonitých přichází buď trojmocný (Sb^{III}) nebo jako jednomocný radikál *antimonyl* SbO^{I} .

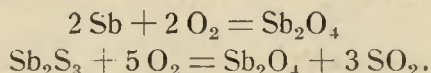
K posledním solím náleží na př. *dávivý vinný kámen*, vinan antimonylodraselný



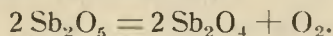
Kysličník antimonitý tvoří také *ortho-*, *pyro-* a *metasloučeniny*.

KYSLIČNÍK ANTIMONIČITÝ Sb_2O_4 .

Kysličník antimoničitý tvoří se pálením antimonu nebo sirníku antimonitého



nebo pálením kysličníku antimonického



Jest to bílý prášek, zahřetím žloutne, ve vodě se téměř nerozpouští, prudkým žářem štěpí se v kysličník antimonitý a kyslík.

KYSLIČNÍK ANTIMONIČNÝ Sb_2O_5 .

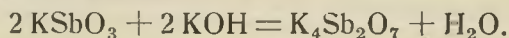
Kysličník antimoničný vzniká okysličením antimonu kyselinou dusičnou. Jest to světležlutý prášek, ve vodě sice téměř nerozpustný, ale modrý lakmusový papírek barví na červenou.

Kysličník antimoničný tvoří tři hydráty, *kyselinu orthoantimoničnou* H_3SbO_4 , *kyselinu pyroantimoničnou* $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ a *kyselinu metaantimoničnou* HSbO_3 . Tyto kyseliny tvoří soli *orthoantimoničnany* na př. Na_3SbO_4 , *orthoantimoničnan* sodný, *pyroantimoničnany* na př. pyroantimoničnan draselný $\text{K}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ a *metaantimoničnany* na př. metaantimoničnan draselný KSbO_3 .

Pyroantimoničnan draselný kyselý $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ obdržíme tavením kysličníku antimonického s hydroxydem draselným ve stříbrném kelímku.

Metaantimoničnan draselný KSbO_3 získáme tavením kysličníku antimonitého s ledkem; po vyvaření taveniny s vodou zbývá bílý prášek metaantimoničnanu.

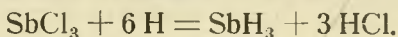
Tavíme-li metaantimoničnan draselný s draslem, obdržíme normální pyroantimoničnan:



Volných kyselin, ortho-, pyro- a metaantimoničné s určitostí neznáme. Vyloučíme-li je ze solí kyselinami, obdržíme beztvaré sraženiny, ve vodě buď nerozpustné nebo tvořící koloidné roztoky.

ANTIMONOVODÍK SbH_3 .

Antimonovodík, *stibin*, tvoří se obdobně jako arsenovodík redukcí sloučenin antimonu vodíkem ve zrodu. Na př.



Jest plyn bezbarvý, hutnoty 4,36, zvláštního zápachu, zapálen, hoří zelenavým plamenem a vydává bílý dým kysličníku antimonitého.

Jest velmi jedovatý jako arsenovodík. Lze jej zkapalnit, zkapalněný vře při -18° . Voda rozpouští jednu pětinu objemu, líh 15 objemů a sirouhlík 250 objemů antimonovodíku.

Antimonovodík jest poměrně nestálý, již za obyčejné teploty rozpadá se zvolna v antimon a vodík.

Chladíme-li plamen hořícího antimonovodíku porculánovou miskou, vylučuje se černá, nelesklá skvrna antimonu, která roztokem chlornanu alkalického nemizí.

Žiháním v proudu vodíku osazuje antimonovodík antimon jako stříbrolesklé zrcadlo, které zahříváním netěká na rozdíl od arsenu.

SLOUČENINY ANTIMONU SE SÍROU.

SIRNÍK ANTIMONITÝ Sb_2S_3 .

Přichází v přírodě pod jménem *antimonit*, *surma*. Jest křehký, snadno tavitelný, krystalický, barvy šedé.

Beztvarý sirník antimonitý získá se v podobě oranžové ssedliny srážením roztoku chloridu antimonitého sirovodíkem. Rozpouští se v sirnících alkalických a vznikají síroantimonitany ve vodě rozpustné na př. Na_3SbS_3 , které se okyslením rozkládají v sirník antimonitý a sirovodík.

Známe také červený *oxysulfid antimonitý* $\text{Sb}_2\text{S}_2\text{O}$, který přichází v přírodě jako *višňovec* či *pyrostibit*.

Sklo antimonové získá se sléváním kysličníku antimonitého se sirníkem antimonitým.

Červenohnědý *minerální kermes* jest směs sirníku a kysličníku antimonitého, který se získá vařením sirníku antimonitého s roztokem uhličitanu sodného.

SIRNIK ANTIMONIČITÝ Sb_2S_4 .

Sirník antimoničitý vzniká uváděním sirovodíku do roztoku kysličníku antimoničitého v kyselině solné. Jest to prášek oranžově červený, zahříváním mění se v sirník antimonitý Sb_2S_3 .

SIRNÍK ANTIMONIČNÝ Sb_2S_5 .

Vzniká, působíme-li sirovodíkem na př. v roztok kyseliny antimonické aneb rozkladem síroantimoničnanu alkalického kyselinou solnou.

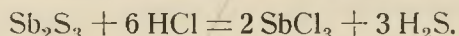
Jest to prášek oranžový, který se rozpouští v alkaliích a sirnicích alkalických a tvoří síroantimoničnany; nejobyčejnější síroantimoničnan jest *Schlippeova sůl* $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$.

Kyselinami se vylučuje ze síroantimoničnanů sirník antimonitý a sirovodík.

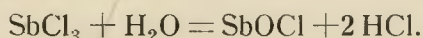
Do obchodu přichází sirník antimonitý pod jménem *zlatá síra* a slouží jako přísada při vulkanisování kaučuku.

SLOUČENINY ANTIMONU S HALOGENY.

Antimon slučuje se s chlorem v *chlorid antimonitý* SbCl_3 ; získáme jej také rozpouštěním surmy v kyselině solné za tepla.



Jest to látka bezbarvá, krystalická, zve se *máslem antimonovým*; v malém množství vody se rozpouští, většim přídavkem vody se však hydrolysuje a vzniká bílá ssedlina oxychloridu antimonitého, měnivého složení na př.



Většim množstvím vody vznikají chloridy chudší chlorem a bohatší kyslíkem, posléze kysličník antimonitý a volná kyselina solná. Bílé sraženiny vzniklé rozkladem chloridu antimonitého vodou slovou dle italského lékaře *Algarota práškem Algarotovým*.

Srážení chloridu antimonitého zamezíme přísadou kyseliny solné nebo vinné, kterážto poslední tvoří rozpustné sloučeniny *antimonylovinné* $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_6 \cdot \text{SbO}$.

Bez rozkladu rozpouští se chlorid antimonitý v absolutním alkoholu, éteru a sirouhlíku.

Chlorid antimonitý tvoří s chlorem chlorid antimonitý, s chlorovodíkem a s některými solemi kovovými sloučeniny *chloroantimonité* na př. $2 \text{SbCl}_3 \cdot \text{HCl}$, Na_3SbCl_6 atd.

Chlorid antimonitý SbCl_3 vzniká přímým působením chloru v antimon nebo v chlorid antimonitý. Jest to kapalina bezbarvá nebo nažloutlá, na vzduchu dýmající, ochlazením tuhne v krystalickou látku. Teplem se štěpí v chlorid antimonitý a chlor.

Známe též *chlorid antimoničitý* SbCl_4 ve způsobě podvojných solí s chloridy caesia a rubidia, Cs_2SbCl_6 a Rb_2SbCl_6 .

S bromem dává antimon *bromid antimonitý* SbBr_3 , bezbarvé jehlice tající mezi 90° až 94° a *bromid antimoničný* SbBr_5 .

S jodem tvoří antimon *jodid antimonitý* SbJ_3 , přicházející ve třech různých krystalických tvarech, z nichž šesterečný rubínový tvar jest nejstálější a snad tvoří také *jodid antimoničný* SbJ_5 .

S fluorem tvoří antimon *fluorid antimonitý* SbF_3 , látku krystalickou, bezbarvou, na vzduchu rozplývavou a *fluorid antimoničný* SbF_5 , látku olejovitou, vroucí při 155° . S fluoridy alkalickými dává fluorid antimoničný pěkně krystalované soli, na př. KSbF_6 metafluoroantimoničnan draselný.

VI. SKUPINA UHLÍKU.

BOR, UHLÍK, KŘEMÍK, GERMANIUM.

BOR, B = 11,0.

Bor přichází v přírodě jen ve sloučeninách s kyslíkem jako kyselina boritá *sassolin*, a soli její boritany *borax* přirozený čili *tinkal* $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, *boracit* $\text{Mg}_7\text{B}_{16}\text{O}_{30}\text{Cl}_2$ chloridoboritan hořečnatý, *boronatrokalcit*, $\text{CaNaB}_5\text{O}_9 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ boritan sodnovápenatý, *borokalcit* čili *kolemanit* $\text{CaB}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ boritan vápenatý a také jako součást některých křemičitanů na př. v turmalinu. Též v rostlinách přichází bor ve skrovném množství, na př. ve vinných hroznech.

Bor přichází jako kyselina boritá nebo boritany ve skrovném množství také v některých vodách minerálních a ve vodě mořské. Mořská voda obsahuje v 1 m^3 až 0,2 g kyseliny borité. Voda jezera Monte Rotondo obsahuje 0,2% kyseliny borité.

Bor známe ve dvou modifikacích, jedna jest *beztvará*, druhá *krystalovaná*.

Beztvarý bor získáme žíháním kysličníku boritého s práškovým hořčíkem, jakožto černý prášek, hutnoty 2,45.

Krystalovaný bor získáme rozpouštěním boru v roztopeném hliníku. Po vychladnutí vyloučí se žluté až hnědé hlatě boru, velmi tvrdé; tato modifikace jest tvrdší než korund, nazývá se *borem démantovým*; má hutnotu 2,68.

Vedle démantového boru tvoří se také lupenkovitý, bronzově zbarvený *bor grafitový*, obsahující značné množství hliníku.

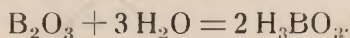
Bor práškovitý, rozpálen na vzduchu, shoří v kysličník boritý B_2O_3 ; krystalovaný bor vzdoruje oxydaci i při velkém žáru.

Bor slučuje se s některými kovy v *boridy*, známe na př. šedý krystalický borid železa FeB , niklu NiB , vápníku Ca_3B_2 , *nitrid boru* (borodusík) BN , který působením vodní páry dává kyselinu boritou a amoniak.

S vodíkem dává bor *borovodíky*, které vznikají rozkladem kovových boridů kyselinami, na př. borovodík B_4H_{10} , t. zv. *tetraboran* bezbarvá kapalina nepříjemného zápachu. Zahřetím na 100° mění se v *diboran* B_2H_6 , plyn nepříjemně páchnoucí.

KYSLIČNÍK BORITÝ B_2O_3 .

Kysličník boritý získáme žiháním kyseliny borité; jest to sklovitá hmota, ve vodě rozpustná na kyselinu boritou

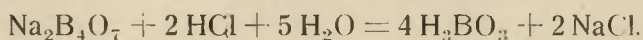


KYSELINA BORITÁ H_3BO_3 .

Kyselina *boritá* či *orthoboritá* nachází se v přírodě jako minerál *sassolin*, v skrovném množství v plynech a parách unikajících ze štěrbin a děr některých sopek v Itálii.

Tyto páry, které se nazývají *fumaroly*, vedou se vodou a získává se takto z nich kyselina boritá toskánská (Monte Cerboli).

Jinak připravujeme kyselinu boritou rozkladem horkého roztoku boritanu alkalického kyselinu solnou; ochlazením vykrystaluje kyselina boritá:



Průmyslově získává se kyselina boritá též rozkladem borotrokalcitu $CaNaB_5O_9 \cdot 6 H_2O$ kyselinou solnou.

Kyselina boritá tvoří lupénky bílé, perleťově lesklé; 1 díl kyseliny borité rozpouští se při 14° v 25,6 d. vody, ve 3 dílech vroucí vody. Vařením vodného roztoku téká s parami vodními něco kyseliny borité. Rozpouští se také v líhu a zapálíme-li tento roztok, hoří plamenem zeleným; zabarvení plamene způsobeno jest vzniklým těkavým boritanem ethylnatým.

Kyselina boritá jest slabá kyselina, modré lakmusové barvivo, barví červeně, kurkumový papírek po vysušení červenohnědě, který ovlhčením hydroxydem sodným nabude barvy černozelelé; nesvitivý plamen barví zeleně.

Slabě kyselá povaha kyseliny borité se značně zesílí přidavkem glycerinu, vzniká dosti silná kyselina glycerinboritá; na základě této reakce lze kyselinu boritou určití odměrným způsobem.

Zahříváním na 100° mění se kyselina boritá v kyselinu *metaboritou* HBO_2 , prášek barvy bílé, při 140° mění se v kyselinu *tetraboritou*, *pyroboritou*, $H_2B_4O_7$, látku sklovitou, křehkou. Žárem mění se posléze v kysličník boritý B_2O_3 .

Kyseliny borité používá se ve sklářství při výrobě borosilikátového skla, kterému kyselina boritá dodává větší lesku a větší trvanlivosti vůči změnám teploty, v hutnictví, při spájení a svařování kovů, ke kalení oceli, v ohněstrůjství, ke konzervování potravin a v lékařství.

Soli kyseliny borité zovou se *boritany* či *boráty*. Soli kyseliny ortoborité H_3BO_3 neznáme, známe však *metaboritany* a *polyboritany* (di-, tri-, tetraboritany atd.), které odvozujeme od kyseliny ortoborité, odštěpením vody za sloučení se několika molekul kyseliny. Soli těchto kyselin přicházejí v minerálech, na př. *tinkal* jest tetraboritan sodný, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, *boronatrokalcit* je vápenatosodná sůl kyseliny pentaborité $\text{CaNaB}_6\text{O}_{13} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Působením peroxydu sodíku na kyselinu boritou vzniká *perboritan sodný* $\text{NaBO}_3 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$, jehož se užívá jako bělicího prášku a v lékařství. Volné kyseliny perborité neznáme.

BORODUSÍK BN.

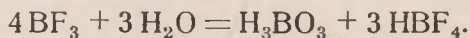
Borodusík vzniká různými způsoby, prudkým pálením beztvářého boru v dusíku nebo v plynném amoniaku, žiháním boraxu se salmiakem, ferrokyanidem draselným, kyanidem draselným nebo s močovinou, vedením chloridu boritého a suchého amoniaku rozpálenou trubicí atd.

Borodusík jest bílý beztvářý prášek, zahříváním na vzduchu, ve vodíku, kyslíku a sirovodíku se nemění. Ponoříme-li jej přímo do plamene, zabarvuje plamen zeleně, poněvadž vodními parami, vznikajícími v plameni spalování, rozkládá se borodusík v kyselinu boritou a amoniak.

BOR A HALOGENY.

Bor slučuje se s halogeny, dává plynný *chlorid boritý* BCl_3 , kapalný *bromid boritý* BBr_3 , tuhý krystalický *jodid boritý* BJ_3 a plynný *fluorid boritý* BF_3 .

Fluorid boritý jest bezbarvý, na vzduchu dýmající plyn, reaguje s vodou; vzniká kyselina boro-fluorovodíková a kyselina boritá



Kyselina boro-fluorovodíková tvoří *boro-fluoridy*, na př. boro-fluorid draselný KBF_4 , ve studené vodě málo rozpustný.

BOR A SÍRA.

Bor dává se sírou *sírník boritý* na př. pálením boru v proudu sirovodíku



Jsou to bezbarvé jehličky, ostře páchnoucí.

Působením síry v sirouhlíkový roztok jodidu boritého vzniká *sírník borečný* B_2S_5 , bílý krystalický prášek.

KARBIDY BORU.

Karbid boru B_2C_2 vzniká tavením kysličníku boritého s uhlím v elektrické peci jako černá, grafitu podobná hmota.

Karbid B_6C získán byl *Moissanem* rozpouštěním boru a uhlíku v roztaveném železe, stříbře nebo mědi v elektrické peci jakožto černé, lesklé krystaly, vzdorující kyselinám, chloru i kyslíku, tak tvrdé, že jimi lze leštiti diamant.

UHLÍK, $C = 12,00$.

Volný uhlík vyskytuje se v přírodě ve třech allotropických tvarech jako *démant*, *tuha* a *uhlí*; prvé dva jsou krystalované, uhlí jest beztvaré.

Ve sloučeninách ústrojných jest uhlík podstatnou součástí, avšak i minerální sloučeniny uhlíku jsou hojně rozšířeny, na př. *vápenec* $CaCO_3$, *magnesit* $MgCO_3$, *dolomit* $MgCa(CO_3)_2$ atd.

Démant vyskytuje se v horninách na Urale, v Brasilii, v Australii, v Indii, ponejvíce však v jižní Africe.

Krystaluje v soustavě krychlové, jest obyčejně bezbarvý, mnohdy i různě zbarvený, má hutnotu 3,51; jest nejtvrdší látka přirozená, vyznačuje se silným leskem, lámavostí a velkým rozptylem světla. Pálen v kyslíku shoří při 700° až 800° na kysličník uhličitý; elektřinu a teplo vede skrovně.

Náhledy o vzniku *démantu* nejsou ustáleny; podle pokusů *Moissanových* zdá se, že se *démant* (podobně jako jiné sopečné horniny) vytvořil z uhlíku rozpuštěného v roztopené hornině za účinku velkého tlaku a náhlým ochlazením.

Také se již podařilo vyrobiti *démant* uměle, ale dosud jen ve velmi drobných krystalech.

Démantu používá se po vybroušení jako drahokamu, úlomků *démantů* k řezání skla, při výrobě jemných drátů z tvrdých kovů, a černých *démantů* k vrtání země.

Tuha čili *grafit* přirozený nachází se v Sibíři, na Ceyloně, v severní Americe, v Čechách a na Moravě, promísena s křemenem.

Krystaluje v jednoklonných tabulkách nebo v lupénkách, lesku kovového, barvy tmavě šedé, jest neprůhledná, velmi měkká a barví šedě; má hutnotu 2,23, elektřinu a teplo vede dobře. Na vzduchu nebo v kyslíku spalována, shoří snadněji než *démant*, asi při 700° , v kysličník uhličitý.

Kyselinou dusičnou a chlorečnanem draselným mění se v *kyselinu grafitovou* $C_{11}H_4O_5$, látku žlutou, krystalickou; okysličením alkalickým roztokem manganistanu draselného mění se v *kyselinu mellitovou* $C_6(CO_2H)_6$ (benzolhexakarbonovou).

Tuha vzniká při výrobě surového železa; uhlík rozpouští se v roztopeném železe dosti značně, chladnutím vylučuje se z části ve tvaru lupenkovité tuhy.

Tuha vyrábí se uměle dle metody *Achesonovy* rozkladem karbidu křemíku v elektrické peci; přichází do obchodu pod jménem *Achesonův* grafit.

Z umělé tuhy připravuje se *grafit vločkový* a *grafit kolloidní*, jenž přichází do obchodu jako *aquadag* a *oilclag* a slouží jako přísada k zvýšení mazavosti olejů.

Tuhy užívá se hojně v průmyslu ku výrobě tužek, kelímků, t. zv. pasovských, v galvanoplastice, jako nátěru proti rezavění atd.

Uhlík beztvary tvoří se rozkladem ústrojných látek, zahříváme-li je za nepřístupu neb omezeného přístupu vzduchu; takto získaný uhlík není ovšem čistý, obsahuje něco vodíku, kyslíku, dusíku a minerální látky. Pálen na vzduchu, shoří v kysličník uhličitý.

Jiné tvary beztvareho uhlíku jsou: *kopt* či *saze*, jemně rozptýlený uhlík, který vzniká při nedokonalém hoření četných ústrojných látek a jest obsažen v kouři topenišť.

Vyrábí se z mastnot a silic, z dehtu kamenouhelného, acetyleny; používá se ho k výrobě černých barev.

Dřevěné uhlí jest zbytek po destilaci dříví. Jest lehké, pórovité, pohlcuje značnou měrou plyny i četné látky, zvláště barviva z roztoku; používá se ho tudíž k čištění vody, k odbarvování různých kapalin, které také zbavuje zápachu.

Tak na př. 1,57 g dřevěného uhlí (odpovídající 1 cm³ uhlí) pohlcuje při 15° 178 cm³ ammoniaku, 166 cm³ chlorovodíku, 165 cm³ kysličníku siřičitého, 97 cm³ kysličníku uhličitého.

Pohlcování záleží v tom, že dřevěné uhlí zhušťuje na svém značném povrchu plyny nebo rozpuštěné látky; zjev ten nazýváme *adsorpcí*. Není to tedy jen absorpce v obvyklém slova smyslu.

Dřevěného uhlí, zvláště upraveného, používá se k výrobě střelného prachu; kokosového uhlí používá se k oddělování plynů a k vyzovování vakua v nádobách, pohlcováním plynu v nich uzavřeného.

Uhlí živočišné vzniká suchou destilací různých zvířecích odpadků (kostí, kůže, krve atd.); dle suroviny získá se uhlí *krevní*, *kostní* či *spodium* atd. Spodium obsahuje asi 84% fosforečnanu vápenatého, 6% uhličitanu vápenatého a asi 10% uhlíku. Adsorbuje z roztoku různé látky, zvláště ústrojná barviva ještě více než uhlí dřevěné, a používá se ho v průmyslu k čištění a odbarvování kapalin na př. červeného vína, šťáv ovocných, cukerných atd.

Uhlí retortové z plynáren tvoří se při výrobě svitiplynu rozkladem těkavých zplodin destilace uhlí kamenného; jest látka tvrdá, kovově lesklá. Používá se ho k výrobě uhlíků pro elektrické lampy, k výrobě desek nebo válců pro galvanické články.

Kok vzniká destilací kamenného uhlí při výrobě svitiplynu, jako vedlejší výrobek, vyrábí se však úmyslně pro potřeby průmyslu. Jest to látka černá, tvrdá, lesklá, nesnadno zápalná, při hoření dává však vysoký žár; používá se k topení a zvláště v hutnictví. 1 kg koku dává spálením 7000 až 8000 kalorií.

K uhlíku beztvarému počítáme též různá paliva přirozená, uhlíkem bohatá jako *uhlí kamenné, hnědé, anthracit* atd. Tyto druhy uhlí nejsou čistým uhlíkem, ba zdá se, že neobsahují skoro žádného volného uhlíku, nýbrž že jsou to směsi různých ústrojných, uhlíkem bohatých sloučenin.

Veškeré druhy uhlí vznikly za dávnověku rozkladem rostlin za nepřístupu vzduchu a za značného tlaku. Z hmoty rostlinné unikal znenáhla vodík a kyslík jako voda, uhlík a kyslík jako kysličník uhličitý a uhlovodíky, zbytku pak přibývalo uhlíku. Anthracit jest nejstarší, hnědé uhlí a rašelina nejmladší produkt tohoto rozkladu.

Uhlík jest za obyčejné teploty netečný, při zvýšené teplotě slučuje se však s mnohými prvky přímo, s kyslíkem v kysličník uhelnatý a uhličitý, se sírou v sirouhlík atd. S vodíkem slučuje se v žáru na methan CH_4 nebo na acetylen C_2H_2 . Rovněž odnímá v žáru kyslík mnohým sloučeninám kyslíkatým a redukuje kysličníky kovové v kovy.

Mnohé roztopené kovy rozpouštějí uhlík a slučují se s ním v karbidy, tak vzniká na př. karbid železa.

Uhlík jest velmi ohnivzdorný, teprve v žáru elektrického oblouku asi při 3500° se vypařuje.

Uhlík jest prvek čtyřmocný, někdy i dvojmocný; řada jeho sloučenin jest velice četná, což si vykládáme tím, že atomy uhlíkové mají zvláštní schopnost, pojití se vzájemně v sloučeniny složité.

SLOUČENINY UHLÍKU S KYSLÍKEM.

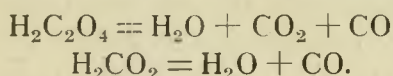
KYSLIČNÍK UHELNATÝ CO.

Kysličník uhelnatý vzniká nedokonalým hořením uhlíku; jest podstatnou součástí plynů ve vysokých pecích, generátorového a vodního plynu, také ve svítiplynu se nachází.

Vyrábí se vedením kysličníku uhličitého přes žhoucí kok

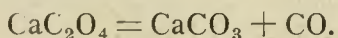


Můžeme jej připravit také zahříváním kyseliny šfavelové nebo kyseliny mravenčí se sehnanou kyselinou sírovou

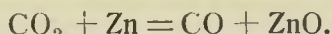


Kysličníku uhličitého zbavíme kysličník uhelnatý propíráním louhem alkalickým.

Jinak připravíme kysličník uhelnatý žiháním šfovanu vápenatého s kysličníkem vápenatým:



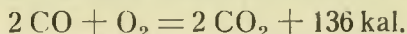
Nebo rozkládáme žlutou krevní sůl $K_4Fe(CN)_6$ zahříváním se 70%ní kyselinou sírovou. Také redukcí kysličníku uhličitěho zinkovým práškem v žáru vzniká kysličník uhelnatý



Kysličník uhelnatý jest plyn bezbarvý, bez zápachu, má hutnotu 0,967, ve vodě se rozpouští jen nepatrně.

Lze jej tlakem nesnadno zkapalnit, snadněji za současného chlazení kapalným vzduchem.

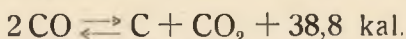
Zapálen na vzduchu, hoří plamenem modravým v kysličník uhličitý:



S chlorem slučuje se na slunečním světle ve fosgen $COCl_2$, se sírou slučuje se při 300° v oxysulfid uhlíku COS. S niklem a železem dává karbonyly $Ni(CO)_4$ a $Fe(CO)_5$. S draslíkem dává při 80° hexaoxybenzolkalium $C_6(OK)_6$.

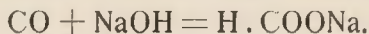
Při zvýšené teplotě redukuje mnohé kysličníky (mědi, železa, olova, cínu). Roztoky některých vzácných kovů redukuje za obyčejné teploty na př. z roztoku chloridu palladného a zlatitého, z amoniakálního roztoku solí stříbrných vylučuje kov (papírky palladové jako činidlo na CO).

Vedeme-li kysličník uhelnatý rozpálenou trubicí za přítomnosti katalysátorů železa nebo niklu, štěpí se v uhlík a kysličník uhličitý



Reakce tato jest tudíž protichůdnou reakci rozpáleného uhlíku s kysličníkem uhličitým.

Vedeme-li kysličník uhelnatý přes zahřátou žiravinu, vzniká mravenčan alkalický



Této reakce používá se k výrobě kyseliny mravenčí a šfavelové a k odstranění kysličníku uhelnatého z vodního plynu (směsi vodíku a kysličníku uhelnatého).

Ammoniakálním nebo chlorovodíkovým roztokem chloridu měďného se kysličník uhelnatý pohlcuje, vzniká $Cu_2Cl_2 \cdot CO \cdot 2 H_2O$.

Této reakce používá se při přípravě vodíku z vodního plynu.

Jest velmi jedovatý, vdychován slučuje se s krví a způsobuje omámení a smrt, byť i byl zředěn vzduchem; již při 0,05% CO ve vzduchu způsobuje závrť; jest tím nebezpečnější, že jest bezbarvý a bez zápachu. Nedokonalým hořením uhlí v kamnech a zamezením tahu do komína, vzniká kysličník uhelnatý a vdechováním jeho nastávají otravy.

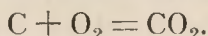
Kysličníku uhelnatého pro jeho značnou výhřevnost používá se v průmyslových závodech k topení,

KYSLIČNÍK UHLIČITÝ CO_2 .

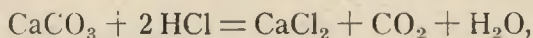
Kysličník uhličitý jest v přírodě značně rozšířen, jest stálou součástí vzduchu, vzniká neustále dýcháním, jakož i hořením, tlením a hnitím látek uhlíkatých, kvašením šťáv cukerných atd. Na některých místech vyvěrá ve značném množství ze země (v Itálii u Neapole psí jeskyně, v Porýnsku). Taktéž nachází se rozpuštěn ve vodách přirozených (kyselkách).

Mnohem hojněji vyskytuje se ve sloučeninách jako uhličitany: *vápenec* CaCO_3 , *magnesit* MgCO_3 , *dolomit* $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, *witherit* BaCO_3 , *stroncianit* SrCO_3 atd.

Vzniká hořením uhlíku, jakož i látek, obsahujících uhlík



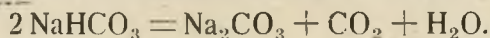
Připravuje se v laboratoři rozkladem uhličitánů, obyčejně uhličitanu vápenatého (mramoru) zředěnou kyselinou solnou v *Kippově* přístroji



pálením magnesitu na 400 až 500°

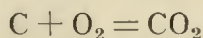
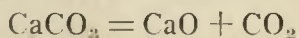


nebo zahříváním dvojuhličitanu sodného na 100° až 200°



Úplně čistý kysličník uhličitý získáme zahříváním směsi 1 dílu uhličitanu sodného Na_2CO_3 s 3 díly dvojchromanu draselného $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Průmyslově vyrábí se v pecích prudkým pálením uhličitanu vápenatého nebo dokonalým spalováním koku



V cukrovarech se oba způsoby výroby kysličníku uhličitého provádějí v jediné peci a plyn takto získaný nazývá se »saturačním«.

Kysličník uhličitý získává se také jako vedlejší výrobek při výrobě sody dle ammoniakového způsobu pálením dvojuhličitanu sodného. Též jímá se kysličník uhličitý unikající ze země v Porýní.

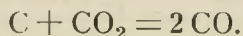
Kysličník uhličitý jest plyn bezbarvý, chuti nakyslé, poněkud štiplavého zápachu, hutnoty 1,529 (vzduch = 1) je tudíž o polovinu těžší vzduchu.

Jeden litr kysličníku uhličitého váží při 0° a 760 mm tlaku 1,977 g.

Plýnný kysličník uhličitý rozpouští se dosti značně ve vodě; při 14° a normálním tlaku pohlcuje 1 objem vody přibližně 1 objem kysličníku uhličitého. Voda nasycená kysličníkem uhličitým za vyššího tlaku pouští přebytek kysličníku uhličitého, jakmile se tlak uvolní (šumění kyselek, sodové vody, šampaňského vína). Varení lze kysličník uhličitý z roztoku vypuditi.

Kysličník uhličitý nehoří, hoření nepodporuje, svíčka v něm shasne; není dýchatelný, již několik procent kysličníku uhličitého ve vzduchu činí jej nedýchatelným.

Žhavým uhlím redukuje se kysličník uhličitý v kysličník uhelnatý



Kysličník uhličitý lze již při obyčejné teplotě tlakem 58 atm. zkapalnit; není tudíž plynem v pravém slova smyslu. Kritická teplota jest $+31,9^\circ$, kritický tlak 77 atm.; zkapalněný kysličník uhličitý jest bezbarvý a velice pohyblivý, jeho bod varu obnáší -79° ; při 24° má hutnotu 0,72, jest tedy lehčí než voda.

Jelikož jeho kritická teplota leží při $31,9^\circ$, lze jej až do této teploty uchovávat zkapalněný v uzavřených nádobách. Necháme-li kapalný kysličník uhličitý vytékat do vzduchu, přichází do prudkého varu; rychlým vypařováním se teplota vytékajícího kapalného kysličníku uhličitého však tak značně sníží pod jeho bod tání (-57°), že se promění na hmotu pevnou.

Tuhý kysličník uhličitý jest látka bílá, kyprá, sněhu podobná, která se na vzduchu odpařuje mnohem volněji než kapalný kysličník uhličitý. Při tání mění se kysličník uhličitý bez přechodu v kapalinu ihned v plyn.

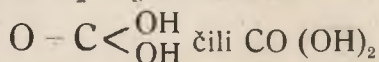
Vložíme-li kousek tuhého kysličníku uhličitého na ruku, necítíme zvláštního pocitu chladu, poněvadž vrstva vypařujícího se kysličníku uhličitého dělí jej od kůže (zjev podobný jako Leidenfrostův úkaz s kapkou vody na žhavé desce), avšak zmáčkeme-li tuhý kysličník uhličitý mezi prsty, vzniká puchýř na kůži jako spálením.

Stlačíme-li tuhý kysličník uhličitý ve vhodné dřevěné formě obyčejným lisem v mističku a nalejeme-li do ní něco rtuti, zmrzne tato v krátké době. Taková mistička z kysličníku uhličitého vydrží při obyčejné teplotě několik hodin, než se promění v plyn.

Smísíme-li tuhý kysličník uhličitý s éterem v hustou kaši, obdržíme zimotvornou směs o teplotě až -80° .

Kysličník uhličitý přichází do obchodu zkapalněný v ocelových válcích; používá se ho k výrobě umělých minerálních vod, k přetlačování piva, k umělé výrobě ledu, při hašení ohně atd.

Kyselina uhličitá H_2CO_3 strukturně



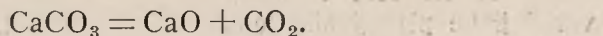
v tuhém tvaru známa není.

Vodní roztok kysličníku uhličitého považujeme za roztok kyseliny uhličité, týž reaguje kysele, zahřetím rozpadá se však kyselina uhličitá v kysličník uhličitý a vodu.

Kyselina uhličitá jest dvojsytná a tvoří *uhličitany normálně* či *karbonáty*, na př. Na_2CO_3 a *kyselé uhličitany* čili *bikarbonáty*, na př. NaHCO_3 . Z normálních uhličitanů rozpouštějí se ve vodě pouze uhličitany alkalické, jejichž roztoky reagují alkalicky.

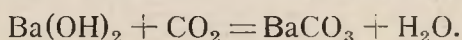
Známe však také *zásadité* uhličitaný, na př. zásaditý uhličitan olovnatý $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$, které vznikají podvojnými reakcemi.

Uhličitaný rozkládají se snadno i ústrojnými kyselinami na př. kyselinou octovou. Žiháním rozpadají se uhličitaný, vyjma uhličitanů alkalických a uhličitanu barnatého, v kysličníky a kysličník uhličitý.



Uhličitan barnatý rozkládá se částečně teprve prudkým žářem.

Kysličník uhličitý poznáváme dle toho, že uváděn do vápenné nebo barytové vody, vylučuje z ní bílou sraženinu

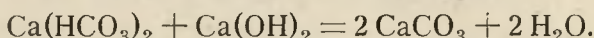


Kyselé uhličitaný alkalické jsou ve vodě nesnadněji rozpustné než normální; kyselé uhličitaný alkalických zemin, železa a manganu se ve vodě rozpouštějí jen skrovně.

Roztoky kyselých uhličitanů zahřetím se rozkládají, vznikají normální uhličitaný, kysličník uhličitý a voda

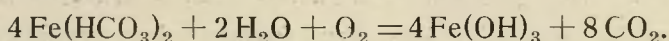


Také je lze rozložit působením zásad na př.



Na obou reakcích zakládá se čištění tvrdých vod, jejichž tvrdost jest způsobena kyselým uhličitanem vápenatým nebo hořečnatým (viz stať »voda« str. 42.).

Kyselý uhličitan železnatý, nebo manganatý rozkládá se kyslíkem vzdušným:



Elektrolýsou sehnaných roztoků uhličitanů alkalických při -10°C , vznikají *peruhličitaný*, na př. $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_6$, které slouží jako okysličovadla. Volné kyseliny peruhličité neznáme.

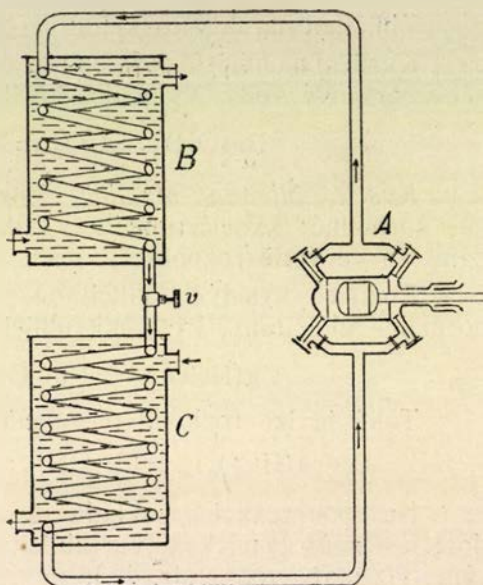
CHLADÍCÍ STROJE.

Chladicí stroje slouží k umělému ochlazování místností (v tržnicích, kde se uschovávají potraviny, sklepů v pivovarech, na lodích atd.) nebo k výrobě umělého ledu. K tomu účelu používá se kysličníku uhličitého, kysličníku siřičitého neb methylchloridu, jež mají vlastnost, že se snadno zkapalňují a vypařují a při odpařování utahují značné množství tepla.

Chladicí stroj (obr. 19.) skládá se z kompressoru *A*, z nádržky s vodou a hadice *B*, a z nádržky, ve které se nachází roztok chloridu sodného $18-22^\circ \text{Bé}$, s hadicí *C*.

Chlazení provádí se takto: Plyn: na př. kysličník siřičitý, stlačí se v kompresoru *A* a žene se do hadice *B*, kde po schlazení zkapalní; zkapalněný nechá se vytékatí tenkým proudem ventilem *v* do hadice *C*, čímž při náhlém rozpětí rychle se vypařuje a následkem utajení tepla ochlazuje se solný roztok značně pod nulu, až na -20°C ; do této nádržky vkládají se při výrobě ledu plechové nádoby s vodou. Vypařený plyn se opět z hadice *C* kompressorem nassává, znovu stlačuje a žene opět do hadice *B*.

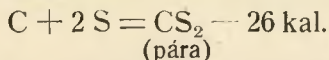
Obr. 19.



SÍROUHLÍK CS_2 .

Sírouhlík byl připraven poprvé r. 1796 *Lampadiem* při destilaci pyritu s uhlím.

Sírouhlík připravuje se účinkem sirné páry na žhoucí uhlí.



Jest kapalina bezbarvá, světlo silně lámající, ve vodě nerozpustná, s lihem a éterem se mísí; vře při 46° .

Bezbarvý sírouhlík jest příjemného zápachu, uchováváním na světle žloutne a nabývá nepříjemného zápachu; čistíme jej třepáním se rtutí.

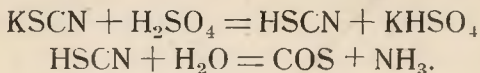
Sírouhlík rozpouští jod, síru, fosfor, tuky, pryskyřice, kaučuk a používá se ho tudíž jako rozpustidla těchto látek.

Sírouhlík jest velmi snadno zápalný, hoří plamenem namodralým, na CO_2 a SO_2 , proto při zacházení s ním nutna opatrnost.

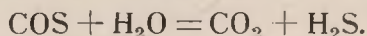
Se sirníky alkalickými slučuje se sírouhlík v *thiouhličitan*y, které odvozujeme od *kyseliny thiouhličité*, na příkl. thiouhličitan draselný K_2CS_3 , kterých se užívá jako prostředku proti révokazu (fylloxere).

OXYSULFID UHLÍKU COS .

Oxysulfid uhlíku či *karbonylsulfid* lze připravit působením zředěné kyseliny sírové v sulfokyanid alkalický. Vzniká zprvu kyselina sulfokyanatá, která se ihned rozkládá v oxysulfid uhlíku a ammoniak

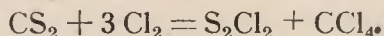


Oxysulfid uhlíku jest plyn bezbarvý, slabého zápachu. Na vzduchu zapálen hoří modravým plamenem. Jeho vodní roztok se zvolna rozkládá v kysličník uhličitý a sirovodík



CHLORID UHLIČITÝ CCl_4 .

Chlorid uhličitý (tetrachlormethan) připravuje se vedením směsi chloru a par sírouhlikových rozpálenou trubicí porculánovou



Působením louhu alkalického rozloží se vzniklý chlorid sirný a chlorid uhličitý přežene se vodní parou.

Jest to kapalina bezbarvá, příjemně páchnoucí; používá se ho jako rozpustidla. Slouží k extrakci tuků, olejů a pryskyřic a jako náhražka terpentýnového oleje.

KARBONYLCHLORID COCl_2 .

Za chlorid kyseliny uhličitě lze považovati *karbonylchlorid* či *fosgen* COCl_2 .

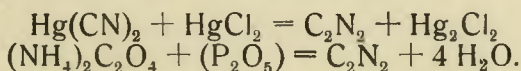
Připravuje se různými způsoby, na př. vedeme-li směs kyslíku uhelnatého a chloru, přes rozpálenou platinovou houbu.

Jest to plyn bezbarvý, hutnoty 3,46, dusivého zápachu, snadno se v kapalinu kondensující. Používá se ho v organické chemii k syntésám.

UHLÍK A DUSÍK.

Uhlík slučuje se s dusíkem v *kyan* (CN), jednomocný to radikál, jenž podobá se v chemickém ohledu prvkům halovým.

Kyan volný známe pouze jako *dikyan* $(\text{CN})_2$, vzniká pálením kyanidu rtuťnatého za přísady chloridu rtuťnatého nebo působením kysličníku fosforečného na šťovan ammonný:



Jest to plyn bezbarvý, hutnoty 1,80, velice jedovatý, zapálen hoří plamenem fialovým, vzniká dusík a kysličník uhličitý.

Snadno se mění (polymerisuje) v *parakyan*, látku hnědočernou, ve vodě a líhu nerozpustnou.

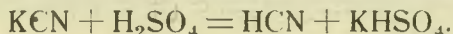
Tvoří s kovy sloučeniny kyanové, na př. kyanid draselný KCN, který vzniká žháním dusíkatých látek ústrojných za přítomnosti uhličitanu draselného nebo žiravého drasla.

Působením sloučenin železnatých mění se kyanid draselný ve ferrokyanid draselný $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$, t. zv. *žlutou krevní sůl* (viz železo).

Jméno kyan (modrý) obdržel, poněvadž berlínská modř jest sloučenina kyanová.

KYANOVODÍK HCN.

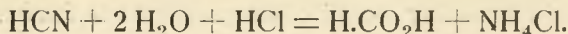
Tvoří se přímým sloučením vodíku a dusíku se žhavým uhlíkem; uvolňuje se z kyanidů silnějšími kyselinami, na př.



Připravuje se destilací žluté krevní soli se zředěnou kyselinou sírovou, nebo se vyrábí sloučením vodíku, dusíku a sloučenin obsahujících uhlík, v elektrickém oblouku, a také z acetylenu a dusíku.

Čistý kyanovodík jest kapalina bezbarvá, snadno těkavá, zápachu omamujícího, vře při $26,5^\circ$, tuhne při -14° , zapálen hoří plamenem fialovým; s vodou se mísí v každém poměru.

Zahříváním se sehnanou kyselinou solnou štěpí se v kyselinu mravenčí a chlorid amonný



Kyanovodík jest jeden z nejprudších jedů; již množství 0,05 g usmrcuje člověka; účinek jeho záleží v ochromení ústrojů dýchacích; nejučinnější protijed jest tříprocentní peroxyd vodíku. Velice zředěného roztoku kyanovodíku (hořkomandlová voda, slivovice) užívá se však jako léku.

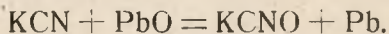
Kyanovodík jest slabá kyselina; náhradou jeho vodíku za kovy vznikají soli, *kyanidy*, ze kterých již kyselina uhličitá uvolňuje kyanovodík. Rozpustné jsou ve vodě toliko kyanidy alkalické, kyanidy žíravých zemin a kyanid rtuťnatý, jejich roztoky reagují alkalicky; jsou velmi prudké jedy.

Kyanidů alkalických používá se hojně v průmyslu při tavení kovů, k vyluhování stříbrných a zlatých rud, při stříbření a pozlacování, v organické chemii, atd.

KYSELÍNA KYANATÁ $HO.C \equiv N$.

Kyselina kyanatá, připravuje se suchou destilací močoviny; jest to kapalina těkavá, již při 0° polymerisuje se v t. zv. *cyamelid*, látku bílou, beztvorou.

Soli kyseliny kyanaté vznikají okysličením kyanidů, na př. manganistanem draselným nebo tavením s kovovými kysličníky, redukce schopnými, na př.



Kyanatany se působením silnějších kyselin rozkládají a uvolněná kyselina kyanatá štěpí se v kysličník uhličitý a v amoniak. Působením vody mění se kyanatany alkalické v uhličitany a močovinu.

Kyselině kyanaté jest isomerní *kyselina třaskavá* $C \equiv NOH$ (oxim karbonylu), kterou známe jen v solích na př. jako *třaskavou rtuť* a *třaskavé stříbro*. Tyto sloučeniny vznikají působením kyseliny dusičné ve rtuť nebo stříbro za přísady líhu. *palminol*

Jsou velmi výbušné; slouží ku přípravě výbušných zápalek do patron nebo ke způsobení výbuchu dynamitu.

Polymer kyseliny kyanaté jest *kyselina kyanurová* $C_3N_3(OH)_3$. Připravuje se zahříváním močoviny za přísady chloridu zinečnatého.

Jest to látka krystalická, v horké vodě rozpustná; vařením s kyselinou solnou štěpí se znenáhla v kysličník uhličitý a amoniak; tvoří soli *kyanurany*.

KYSELINA SULFOKYANATÁ HSCN.

Kyselina sulfokyanatá čili *rhodanovodík* jest obdobná kyselině kyanaté. Připravuje se rozkladem sulfokyanatanu rtuťnatého kyselinou solnou.

Jest to kapalina nažloutlá, nestálá, za obyčejné teploty se ihned polymerisuje.

Sulfokyanatany připravují se vařením roztoků kyanidů nebo tavením kyanidů se sirným květem.

Rhodanid sodný $NaSCN$, rhodanid draselný $KSCN$, rhodanid amonný NH_4SCN jsou ve vodě rozpustné, rhodanid stříbrný $AgSCN$ jest látka bílá ve vodě nerozpustná.

PLYNNÁ PALIVA A SVÍTIVA.

Suchou destilací uhlí kamenného, hnědého a různých jiných ústrojných látek rostlinných i zvířecích získáváme *svítiplyn*, směsici to vodíku, kysličníku uhelnatého, methanu a některých těžkých uhlovodíků, malého množství sirovodíku, amoniaku a dusíku, vodu dehtovou, dehet a kok.

Svítiplyn vyrábí se takto: Uhlí kamenné nebo hnědé pálí se v uzavřených železných nebo šamotových válcích či retortách.

Unikající těkavé zplodiny odvádějí se do společného válce vodorovného t. zv. *hydrauliky*, kde se srážejí prvě podíly těkavých látek v kapalinu.

Z hydrauliky ssaje se surový svítiplyn do chladičů či *kondenzátorů*. Jsou to vysoké železné válce, chlazené vodou. V nich usazuje se další podíl dehtotvorných látek.

Odtud přivádí se svítiplyn do propíračů či *skrubrů*. Jsou to železné válce, vyplněné síty nebo kokem, po němž stéká voda. Ve

skrubrech pohlcují se látky ve vodě rozpustné zvláště ammoniak, sirovodík, kyanovodík a sulfokyanovodík, částečně kysličník uhličitý.

Propraný plyn vede se do *suchých čističů*, nádob, ve kterých na sýtech jest rozprostřen hydroxyd železitý (rozemletá bahenní ruda) s vápnem, čímž se zadrží sirovodík (vzniká Fe_2S_3), volná síra, kyanovodík a sirouhlík. Vyčištěný plyn odvádí se do *plynojemů*.

Čistěný svítiplyn obsahuje přibližně:

- 49% objem. vodíku,
- 34% methanu,
- 8% kysličníku uhelnatého,
- 4% těžkých uhlovodíků,
- 4% dusíku,

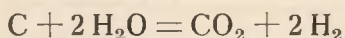
zbytek jest sirovodík, ammoniak a kysličník uhličitý.

Svítiplynu používá se přímo nebo smíseného se vzduchem k svícení a topení. O složení a zpracování dehtu promluveno jest v chemii organické.

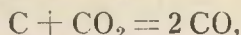
Spalování tuhých paliv na roštích má tu vadu, že k úplnému spálení jest nezbytno přivést značný přebytek vzduchu, který se však vzniklým teplem také ohřívá na újmu konečné teploty v peci. Proto se používá v průmyslu paliv plyných, která mají tu výhodu, že jejich plamen jest prost sazí a popele; jimi lze docílit vyšší teploty a lze je dle potřeby mísit se vzduchem.

Jedním takovým plyným palivem jest *vodní plyn*.

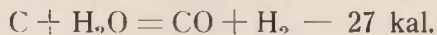
Vyrábí se rozkladem vodní páry žhavým uhlím. Zprvu tvoří se při teplotě pod 600° kysličník uhličitý a vodík



při teplotě nad 800° se však kysličník uhličitý mění působením uhlíku v kysličník uhelnatý



takže celkem probíhá reakce při 1000°



Technicky připravený vodní plyn obsahuje přibližně 45% kysličníku uhelnatého, 45% vodíku, 5% kysličníku uhličitého, 2 až 7% dusíku a 1% methanu.

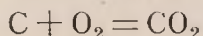
Spálením 1 cm^3 vodního plynu vyvine se asi 2600 kalorií.

Vodního plynu používá se k topení, kde třeba vysokých teplot a k výrobě vodíku (viz strana 32.).

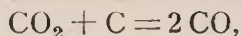
Vodní plyn hoří plamenem nesvitivým, lze jej však též upotřebiti k osvětlování, přimísíme-li k němu přiměřené množství par snadno těkavých a hořlavých látek, v jichž plamenu se vylučuje uhlík; takovou látkou jest na př. benzol C_6H_6 . Vedeme-li na příkl. vodík benzolem a směs vodíku a par benzolových zapálíme, hoří plamenem svitivým. Anebo vnoříme do nesvitivého plamene tuhá tělíska, která se v něm rozpálí do prudkého žáru a stanou se svítí-

vými na př. kysličníky vápníku, hořčíku, ceru, thoria; na tomto zjevu jsou založeny Auerovy hořáky.

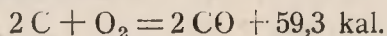
Další plynné palivo jest *generátorový plyn*, který se získá spalováním koku napřed v kysličník uhličitý



ten se žhoucím kokem přeměňuje v kysličník uhelnatý



tak že celkově probíhá reakce



Generatorový plyn obsahuje asi 26% kysličníku uhelnatého, 4% kysličníku uhličitého, 69% dusíku, 0,6% vodíku a 0,2% methanu. Výhřevnost generatorového plynu obnáší asi 800 kalorií počítaje na 1 cm³.

Jelikož při vzniku vodního plynu z uhlí a vodní páry se spotřebuje teplo (viz rovnici nahoře), ochlazuje se uhlí a jest třeba, spotřebované teplo opět nahraditi.

To se provádí tím způsobem, že se vrstvou uhlí střídavě žene vzduch, až se uhlí rozpálí do bílého žáru a pak opět vodní pára.

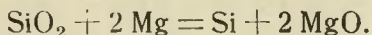
Generatorový plyn a vodní plyn jímají se buď každý zvlášť nebo dohromady. Směs obou plynů obsahuje asi 30% kysličníku uhelnatého, 15% vodíku, 5% kysličníku uhličitého a 50% dusíku, má výhřevnost asi 1300 kalorií počítaje na 1 cm³.

Této směsi používá se k pohánění plynových motorů.

KŘEMÍK, Si = 28,3.

Křemík náleží k nejrozšířenějším prvkům na zemi, přichází však výhradně jako kysličník křemičitý a křemičitany; více jak třetina zemské kůry tvořena jest sloučeninami křemíku.

Křemík známe ve třech allotropických tvarech, z nichž jeden jest beztvary, druhé dva jsou krystalované. *Beztvarý křemík* získáme, pálíme-li směs práškovitého křemene s kovovým hořčíkem.

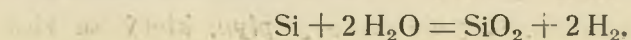


Beztvarý křemík jest hnědý prášek, jenž zahřetím na vzduchu snadno se zapaluje a shoří v kysličník křemičitý. Pouze kyselina fluorovodíková jej rozpouští.

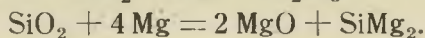
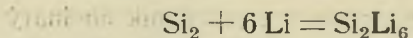
Krystalovaný křemík získáme, rozpustíme-li křemík v roztopeném hliníku a necháme vychladnouti; kyselinou solnou odstraníme hliník a zbývají tmavé kovolessklé, tvrdé jehlice nebo osmistěny křemíku.

Krystalovaný křemík má tvrdost 7, hutnotu 2,39, vede elektrický proud tak dobře jako tuha, na vzduchu se ani prudkým žářem nezapaluje.

Vodou za přítomnosti alkalií rozkládá se jako křemík beztvary v kysličník křemičitý a vodík:



Sloučeniny křemíku s kovy slují *silicidy*; vznikají přímým sloučením kovů s křemíkem nebo kysličníkem křemičitým



Význam mají silicidy železa v surovém železe a silicidy mědi; používá se jich jako přísady k oceli a k siliciové bronzí.

Z obecných kovů tvoří silicidy kovy žiravých zemin, hořčík, mangan, měď, železo, nikl, kobalt, chrom, molybden, platina, vizmut a antimon, kdežto zinek, hliník, cín, olovo, kadmium, rtuť, zlato a stříbro silicidů nedávají.

KYSLIČNÍK KŘEMIČITÝ SiO_2 a KYSELINY KŘEMIČITÉ.

Kysličník křemičitý a křemičitany nacházejí se v přírodě velmi hojně v minerálech i v rostlinách. Kysličník křemičitý nachází se v přírodě krystalovaný jako křemen, hutnoty 2,6 až 2,7, jako *tridymit*, hutnoty 2,3 a beztvary hutnoty 2,2.

Nejčistší kysličník křemičitý jest *křišťál* ($h = 2,66$), přichází v šestibokých hranolech a rhomboedrech; bývá také různě zbarven, na př. fialově kysličníky manganu a železa, takový zove se *amethystem*, dále žlutě (*citrin*), růžově, hnědě atd. *Jaspis*, *karneol*, *achát*, *chalcodon*, *chrysopras*, jsou neprůhledné, různě zbarvené odrůdy křemene.

Avanturin jest křemen, prostoupený drobkounkými, červeno-hnědými lístky slídy.

Krystaly čistého křemene otáčejí rovinu polarisovaného světla, některé v pravo, jiné v levo, a používá se jich při výrobě optických přístrojů.

Kysličník křemičitý připravíme žiháním kyseliny křemičité; tvoří bílý prášek ve vodě nerozpustný, avšak rozpustný v horkém louhu alkalickém. Rozpouští jej z kyselin pouze fluorovodík; tavením se žiravinami nebo uhličitany alkalickými mění se v křemičitany alkalické, různého složení, na př. Na_2SiO_3 , $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_7$. Žiháním s kyselinou metafosforečnou vzniká $\text{SiO}_2 \cdot \text{P}_2\text{O}_5$.

Křemen jest velmi nesnadno tavitelný, teprve žárem elektrické peci při 1750° se roztápí.

Z křemene samotného nebo za přísady kysličníku zirkoničitého vyrábí se rozmanité náčiní k průmyslovým a chemickým účelům, které snese náhlé změny teploty, aniž by prasklo a vzdoruje kyselinám.

Kyselina křemičitá přichází v přírodě jako minerál *opál*, ve skrovném množství v různých vodách přirozených, ve značnějším

množství v geysírech islandských, dále v rostlinstvu, zvláště v pokožce travin, přesličky atd.

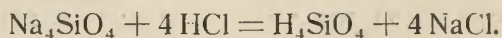
Hlinka infusoriová (tripl) jest beztvářá kyselina křemičitá, skládá se podstatně ze skořápek dávnověkých rosiček a ústrojných sloučenin; tvoří mnohde mocná ložiska, i u nás se hojně nalézá.

Hlinka infusoriová jest velmi lehká a pórovitá, pohlcuje asi pětinasobné množství kapalin, na př. brom (bromum solidificatum), nitroglycerin (dynamit), atd.

Vede špatně teplo a zvuk, proto se jí používá k obalování parních rour, mezistěn ohnovzdorných pokladen, k vyplňování prostory pod podlahou. Hojně se jí používá jako filtrační hmoty a k leštění kovů.

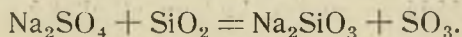
Do obchodu přichází zbavena ústrojných látek vyžíháním a mívá načervenalou barvu od kysličníku železitého.

Uměle získáme kyselinu křemičitou rozkladem křemičitanů kyselinami. Přidáme-li k sehnanému roztoku křemičitanu alkalického zvolna kyseliny solné, vylučuje se kyselina křemičitá jako bezbarvá, rosolovitá sraženina



Přesytíme-li však rychle zředěnější roztok křemičitanu sodného kyselinou solnou, nastane sice rozklad, ale kapalina zůstává čirou, uvolněná kyselina křemičitá vylučuje se teprve po delší době. Odpaříme-li čirou kapalinu k suchu, stává se kyselina křemičitá ve vodě nerozpustnou.

Kyselina složení H_4SiO_4 nazývá se obvykle kyselinou *orthokřemičitou*; vysušením ztrácí vodu a mění se v kyselinu *metakřemičitou*, přibližného složení H_2SiO_3 . Kyselina orthokřemičitá jest velice slabá kyselina, která barví lakmusový papírek sotva znatelně; její soli rozkládají se již kyselinou uhličitou. V žáru však rozkládá kyselina křemičitá nejen uhličitany, nýbrž i síran sodný



Kyselina metakřemičitá jest látka bílá, kyprá, rozpouští se jen kyselinou fluorovodíkovou, v horkém louhu alkalickém nebo v roztoku uhličitánů alkalických. Žiháním mění se v kysličník křemičitý.

Soli kyseliny křemičité zovou se *křemičitany* či *silikáty*. Tyto tvoří četné minerály, z nichž mnohé mohou býti také uměle připraveny.

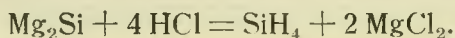
Některé křemičitany odvozují se od kyseliny orthokřemičité, na př. *olivín*, $\text{SiO}_4(\text{Mg}, \text{Fe})_2$, *slída* $(\text{SiO}_4)_3(\text{Al}, \text{Fe})_2(\text{Mg}, \text{Fe})_2(\text{K}, \text{H}_2)$, *granát* $(\text{SiO}_4)_3(\text{Al}, \text{Fe})$, $(\text{CaFe})_3$, *diopas* CuH_2SiO_4 , *fenakit* BeSiO_4 , jiné od kyseliny metakřemičité na př. *mastek*, *asbest* $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$, *smaragd*, *beryll* $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$, *augit*, jiné opět od kyselin křemičitých, které vznikají ze dvou neb více molekul kyseliny orthokřemi-

čité, odštěpením vody $m \text{ H}_2\text{SiO}_4 - n \text{ H}_2\text{O}$; sem patří na př. živce *orthoklas* $\text{Si}_3\text{O}_8\text{Al}(\text{K}, \text{Na})$, *oligoklas* $\text{Si}_4\text{O}_8\text{AlNa}$, $\text{Si}_2\text{O}_8\text{Al}_2\text{Ca}$, *mořská pěna* $\text{Mg}_2\text{Si}_3\text{O}_8 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$.

Ve vodě rozpustné jsou pouze křemičitany alkalické, křemičitan sodný a draselný.

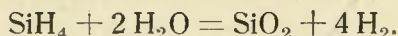
KŘEMÍKOVODÍK SiH_4 .

Křemíkovodík (monosilan) vzniká, polijeme-li silicid hořčíku kyselinou solnou.

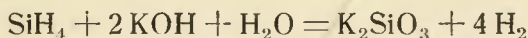


Jest to plyn bezbarvý, nepříjemně páchnoucí, na vzduchu se zapaluje samovolně a hoří bílým plamenem. Úplně čistý se samovolně nezapaluje.

Vodou se znenáhla rozkládá na kyslíčník křemičitý a vodík



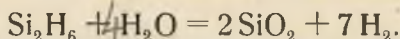
Taktéž reaguje s louhy alkalickými, při čemž vzniká křemičitan alkalický



Známe také složitější křemíkovodíky *disilan* Si_2H_6 , *trisilan* Si_3H_8 , *tetrasilan* Si_4H_{10} , *pentasilan* Si_5H_{12} , a *hexasilan* Si_6H_{14} .

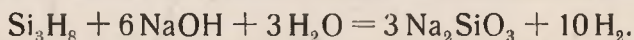
Disilan jest bezbarvý, nepříjemně páchnoucí plyn, na vzduchu se zapaluje, v líhu benzolu a sírouhlíku se rozpouští bez rozkladu, s chloridem uhlíčitým nebo s chloroformem prudce reaguje (hoří) na rozdíl od monosilanu.

Vodou se rozkládá v kyslíčník křemičitý a vodík:



Trisilan jest lehce pohyblivá, bezbarvá kapalina, na vzduchu se zapaluje s výbuchem, rovněž vybuchuje s chloridem uhlíčitým.

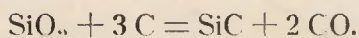
Vodou rozkládá se zvolna, louhem alkalickým rychle:



Tetrasilan jest bezbarvá kapalina, na vzduchu se zapaluje s výbuchem, rozkládá se vodou a louhem alkalickým jako trisilan.

KARBID KŘEMÍKU SiC .

Karbid křemíku vyrábí se na veliko dle metody *Achesonovy* přímým slučováním stejných podílů křemene a uhlí (koku) za přidání chloridu sodného v žáru elektrické peci při 1200—1400°



Čistý karbid křemíku jest bezbarvý, má hutnotu 3,2 a slouží jako drahokam,

Technický výrobek, t. zv. *karborundum* jest tmavě zelený krystalovaný, silně lesklý, velmi stálý, rozpálen na vzduchu se neokysličuje, obyčejnými rozpustidly se nerozpouští.

Dýmavá kyselina dusičná, fluorovodík, roztopený chlorečnan a ledek, na něj neúčinkují. Roztavenými alkaliemi mění se za přístupu vzduchu znenáhla v uhličitan a křemičitan alkalický.

Žiháním s chromanem olovnatým se rozkládá, uhlík z něho uniká jako kysličník uhličitý.

Karbid křemíku má tvrdost 9,5, tedy o málo menší než dýmant. Upotřebí se ho tudíž k broušení tvrdých hmot a jako náhražky smyru.

Jelikož vede elektrický proud, používá se ho pod jménem *silundum* k zhotovování odporů a žárových tělísek pro elektrické vařiče a pícky.

Sloučenina křemíku, uhlíku a kyslíku, složení asi $\text{Si}_2\text{C}_2\text{O}$, připravená tímtož způsobem jako karbid z křemičitého písku, koku a drtin dřevěných, slouží pod názvem *siloxikon* k výrobě kelímků, které vzdorují roztavenému železu a kyselým i zásaditým struskám.

Žárem nad 2500° štěpí se v křemík, karbid křemíku a kysličník uhelnatý.

Známe také karbid SiC_2 a *karbazotsilicium* $\text{Si}_2\text{C}_2\text{N}$.

KŘEMIK A DUSÍK.

Pálením křemíku v dusíku do bílého žáru, zvláště za přítomnosti uhlí nebo kyanu vzniká bílý *nitrid křemíku* Si_3N_4 ; vodou štěpí se zvolna v kyselinu křemičitou a amoniak.

Působením amoniaku v chlorid křemičitý vzniká *amid křemíku* $\text{Si}(\text{NH}_2)_4$ a *imid křemíku* $\text{Si}(\text{NH})_2$.

Působením amoniaku na křemíochloroform (SiHCl_3) vzniká *hydrid* $\text{Si}(\text{N})\text{H}$; ten se působením vody rozpadá v kyselinu křemičitou a amoniak za vývoje vodíku.

KŘEMIK A SÍRA.

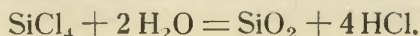
Tavením křemíku se sírou vzniká *sirník křemičitý* SiS_2 . Tvoří bezbarvé hedvábné jehličky, které se na vlhkém vzduchu rozkládají v kyselinu křemičitou a sírovodík.

Působením sírovodíku v chlorid křemičitý vznikají sloučeniny SiCl_2S a SiCl_2SH .

KŘEMIK A HALOGENY.

Beztvarý křemík slučuje se s chlorem na *chlorid křemičitý* (tetrachlorsilan) SiCl_4 , s bromem na *bromid křemičitý* SiBr_4 , s jodem na *jodid křemičitý* SiJ_4 a s fluorem na *fluorid křemičitý* SiF_4 .

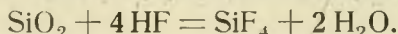
Chlorid křemičitý jest bezbarvá kapalina, hutnoty 1,5, vře při 56,9°; vodou se rozkládá na kyselinu křemičitou a chlorovodík



Taktéž působí chlorid křemičitý na jiné kyslíkaté sloučeniny, octovou kyselinu mění v acetylchlorid, nitrit v nitrosylchlorid, kyslíčník sirový v pyrosulfurylchlorid, kyslíčník fosforečný v oxychlorid fosforu.

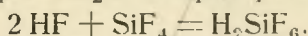
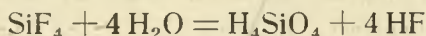
Známe také složitější halové deriváty křemíku, na př. Si_2Cl_6 , Si_3Cl_8 .

Fluorid křemičitý (fluorokřemík, tetrafluorsilan) SiF_4 vzniká působením fluorovodíku na kyslíčník křemičitý, na př. zahříváme-li křemec a křemenný písek se sehnanou kyselinou sírovou



Jest to plyn bezbarvý, ostře páchnoucí, má hutnotu 3,6.

Vodou se pohlcuje a ihned rozkládá; vzniká zprvu kyselina křemičitá a fluorovodík, a ten s fluoridem křemičitým dává kyselinu fluorokřemičitou.



KYSELINA FLUOROKŘEMIČITÁ H_2SiF_6 .

Kyselina fluorokřemičitá vzniká, jak v předešlém odstavci bylo pověděno, rozkladem fluoridu křemičitého; známe ji jen ve vodním roztoku, neboť při větší koncentraci rozpadá se opět ve fluorokřemík a fluorovodík.

Dává *fluorokřemicitany* na př. K_2SiF_6 , ponejvíce ve vodě rozpustné. Alkalických solí používá se jako antiseptik a ke klížení papíru.

GERMANIUM, GE = 72,5.

Germanium jest vzácný prvek. Bylo objeveno Winklerem v minerálu *argiroditu* (Ag_6GeS_5) ve Freibergu v Sasku a později v minerálu *canfielditu*, který se nachází v severní Americe.

Germanium získá se redukcí kyslíčníku germanitého uhlíkem nebo vodíkem v mírném žáru.

Jest šedobílé, lesklé, křehké, hutnoty 5,47 při 20°, taje při 916°.

Dává kyslíčník *germanatý* GeO a *germaničitý* GeO_2 , s vodíkem *germanovodík* GeH_4 .

Germanium slučuje se s halovými prvky a dává *chlorid germaničitý* GeCl_4 , kapalinu vroucí při 86° a *fluorid germaničitý* GeF_4 , který známe jen jako hydrát $\text{GeF}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, bezbarvé, rozplývavé krystalky.

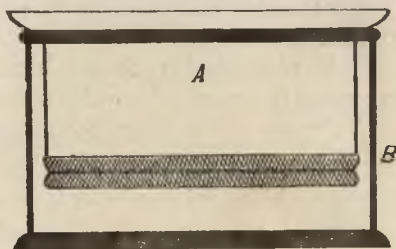
Se sírou tvoří germanium *sírník germanatý* GeS a *sírník germaničitý* GeS_2 .

Germanium tvoří přechod mezi nekovy a kovy.

DIALYSA, KRYSTALLOIDY, KOLLOIDY.

Vpravíme-li roztok získaný působením kyseliny solné ve zředěný roztok křemičitanu alkalického do nějaké nádoby, jejíž dno tvoří pergamenový papír a tuto nádobu vnoříme částečně do větší nádoby, naplněné vodou, shledáme, že chlorid alkalický a kyselina solná pronikají či *diffundují* blanou do zevnější nádoby, kdežto kyselina křemičitá zůstává ve vnitřní nádobě. Diffuse soli a kyseliny solné trvá tak dlouho, až kapalina vnitřní i zevnější nabudou stejné koncentrace. Nahradíme-li vnější roztok čerstvou vodou, diffunduje sůl a kyselina solná znovu, takže několikerým obnovením vody v zevnější nádobě lze zbaviti roztok kyseliny křemičité úplně soli a kyseliny solné.

Obr. 20.



Zjev ten pozorován byl roku 1864 *Grahamem* a nazván dialysou. Přístroj k tomu sloužící nazývá se *dialysátorem*. Nejjednodušší dialysátor (obr. 20.) skládá se z nízkého otevřeného válce *A*, který je na jedné straně potažen pergamenovým papírem a z větší nádoby skleněné *B*, do níž se zavěsí menší válec. Do toho naleje se kapalina, která má býti dialysována, zevnější nádoba naplní se vodou. Diffusí přecházejí krystalloidy do větší nádoby, ve které občas vodu obnovíme.

Graham shledal, že jako kyselina křemičitá chovají se též četné jiné sloučeniny a rozdělil látky v *krystalloidy*, které propustnými blanami difundují a v *kolloidy*, které blanami neprocházejí.

Ke krystalloidům náleží veškeré krystalované látky ve vodě rozpustné, kyseliny a ammoniak, mezi kolloidy patří mimo kyselinu křemičitou hydroxydy železa a hliníku, chromu, chlorid stříbrný, sirník kademnatý, arsenitý, zinečnatý atd., četné ústrojné sloučeniny na příkl. *klih, bílkoviny, škrob*, rostlinné gumy atd.

Mnohé roztoky kolloidálních látek vylučují kolloid ve způsobě látky beztvaré, polotuhé, vodou bohaté jako rosol. Zjev ten nazýváme rosolováním, koagulací, srážením atd.

Roztok kolloidální zrosolovává někdy samovolně, někdy vychladnutím, jindy opět oteplením, často i přidáním alkalické soli. Sehnanější roztok klišu zrosolovává ochlazením; roztoky bílkovin se srážejí oteplením, nebo přidáním kovových soli.

Některé kolloidy, vyloučené z roztoku, lze převéstí opět v roztok, takové nazýváme *kolloidy zvratnými*, na př. kyselina molybdenová, wolframová, kliš, škrob; jiné kolloidy nelze převéstí již v roztok, jsou to *kolloidy nezvratné*; k nim náleží většina kolloidů anorganických, na příkl. hydroxyd hlinitý, železitý, chromitý, kyselina ciničitá, sirník arsenitý, nikelnatý, kolloidální stříbro, zlato, platina.

Kolloidy nezvratně vylučují se snadno z roztoku již skrovným přídavkem elektrolytu, na př. vyloučí se z kolloidálního roztoku siřník arsenitý nebo kademnatý okyselením kapaliny.

Vodné roztoky kolloidálních látek nazýváme *hydrosoly (soly)*, *rosoly* kolloidálních látek *hydrogely (gely)*.

Dle nynějších názorů jsou kolloidální roztoky pouze zvláštním případem soustav heterogenních.

Rozeznáváme v nich částice rozptýlené, tvořící *fázi dispersní* a prostředí, v němž částice tyto jsou rozptýleny či *prostředí dispersní*.

Suspense, kolloidální roztoky a pravé roztoky liší se od sebe pouze jemností částic, rozptýlených v dispersním prostředí čili stupněm disperse.

Roztoky kolloidů liší se od roztoků krystalloidů mnohými vlastnostmi.

V obyčejném drobnohledu nejeví viditelných částic; lze je pozorovati pouze ultramikroskopem.

Částečky v kolloidálním roztoku rozptýlené nelze zachytiti filtračním papírem, poněvadž jsou menší než póry papíru. Zadržíme je pouze blanami z některých kolloidů, na př. z kolodia.

Roztoky kolloidů nejeví téměř žádného tlaku osmotického, mají skoro týž bod varu i tuhnutí jako rozpustidlo.

Částečky v kolloidálním stavu mají elektrický náboj, u některých kolloidů kladný, u jiných záporný. Vedeme-li do roztoku kolloidálního elektrický proud, putují elektricky nabitě částice dispersní k příslušné elektrodě dle povahy svého náboje, jsou však svojí funkcí úplně rozdílné od ionů. Jsou-li nabitý kladně, putují ke katodě a vymizí z prostoru anodového, jsou-li nabitý záporně, hromadí se u anody a vymizí z prostoru katodového. Zjev ten nazýváme *elektroosmosou* či *kataforesou*.

Mnohé jinak ve vodě nerozpustné látky anorganické lze za přítomnosti některých kolloidů organických vyloučiti ve tvaru kolloidálního podobného. Tak na př. přidáme-li k vodnímu roztoku gelatiny a bromidu amonného roztoku dusičnanu stříbrného, vzniká kolloidální bromid stříbrný.

Podobně lze připravit kolloidy rtuti, stříbra, zlata, platiny atd.

Takové kolloidy, které zamezují srážení jiného kolloidu, nazýváme *kolloidy ochrannými*, jsou to kliš, gumma arabská, dextrin, škrob atd.

Roztoky kolloidů můžeme připravit dvojím způsobem. Prvým způsobem jest *rozptylovací*, dle něhož rozdělíme částice látky až do stupně jemnosti stavu kolloidálního.

Sem patří rozpouštění klišu nebo škrobu ve vodě a *elektrické rozprašování* kovů, které záleží v tom, že se vytvoří mezi elektrodami kovovými pod vodou elektrický oblouk,

Dle druhého způsobu *shlukovacího* (kondenzačního) způsobíme v pravém roztoku látky určitým vlivem sdružení molekul v částice, odpovídající kolloidálnímu stavu.

Takto připravíme kolloidální roztok kyseliny křemičité dialysou okyseleného roztoku křemičitanu, kolloidální roztok hydroxydu hlinitého dialysou zásaditého chloridu hlinitého, kolloidální roztok stříbra nebo zlata redukcí hydrátem hydrazinu, kolloidální roztok berlínské modři srážením chloridu železitého ferrokyanidem draselitým atd.

Dialysy a kolloidů upotřebí se hojně v průmyslu, na př. při výrobě kolloidálního stříbra, kolloidálního grafitu (jehož se upotřebí k mazání strojů místo olejů strojních) v cukrovarství, chemickém průmyslu, ve sklářství, při výrobě třaskavin, v barvířství, při zpracování tříslovin atd.

POLYMORFIE, ISOMORFIE.

Látky, jež krystalují v téže soustavě, ale jejichž hlatě se odvozuji od různých základních tvarů, nebo které krystalují v různých soustavách, nazýváme vícetvaré či polymorfní a tuto vlastnost látek vůbec polymorfii.

Polymorfii prvků nazýváme *allotropii*.

Síra krystaluje za různých okolností v hlatích kosočtverečných nebo v jednoklenných. Podobně chovají se četné jiné prvky a sloučeniny. Uhlík vyskytuje se jako dýmant, krystalující v soustavě krychlové nebo jako tuha ve způsobě hexagonálně-rhomboedrické, uhličitán vápenatý známe ve způsobě klencového vápence, kosočtverečného arragonitu a krystalického konchoitu.

Tvoří-li látka dvoje krystalované tvary, nazýváme ji *dimorfní*, tvoří-li troje takové tvary, nazýváme ji *trimorfní*. Jednotlivé tvary téže látky jmenujeme *heteromorfními*; tak na př. vápenec jest heteromorfním tvarem arragonitu.

Heteromorfní i allotropické tvary látek liší se však také od sebe i jinými vlastnostmi fyzikálními, na př. bodem tání jako síra, elektrickou vodivostí jako dýmant a tuha atd., ba i chemickými účinky jako na př. kyslík a ozon.

U mnohých látek polymorfních lze způsobiti přechod jednoho tvaru ve druhý v obou směrech, tak na př. síru kosočtverečnou můžeme zahříváním na určitou teplotu změnit v jednoklennou a opáčně, fosfor bílý můžeme změnit v červený a tento opět v bílý.

Látky toho druhu pak nazýváme *enantiotropními* (viz také jodid rtuťnatý).

Látky polymorfní, které této vlastnosti nemají, nazýváme látkami *monotropními*.

U látek enantiotropních mohou vznikaouti při určité teplotě oba tvary a onen stav nazýváme *bodem zvrátu*,

Krystalují-li v téže soustavě látky chemicky příbuzné nebo obdobně chemicky složené, t. j. mající stejný počet a stejné uspořádání atomů v molekule, nazýváme je isomorfními a vlastnost tu isomorfii.

Tak na př. jsou isomorfní síra a selen, kysličníky hlinitý, železitý a chromitý, síran sodný a hořečnatý (tvoří rhombické hranoly), síran hlinito-draselný, železito-draselný a chromito-draselný, podobně chloristan draselný KClO_4 , jodistan draselný KJO_4 , manganistan draselný KMnO_4 atd.

Krystaly isomorfních látek, prvků i sloučenin, mohou tvořiti *krystaly smíšené*, které obsahují jednu nebo druhou složku v množství libovolném, na př. síran zinečnato-hořečnatý.

Krystal jedné látky isomorfní, vnořen do nasyceného roztoku látky druhé, pokrývá se rovnoměrně druhou látkou, tak že se tvar rostoucího krystalu nemění. Tento zjev pozorujeme zvláště u kamenů hlinitého, železitého a chromitého.

DISSOCIACE, POLYMERISACE.

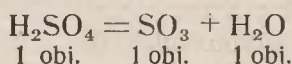
Zahříváme-li kyselinu sírovou k varu, shledáme, že se štěpí v kysličník sírový a vodu, t. j. štěpí se v molekuly jednodušší. Ochlazujeme-li páry kyseliny sírové, slučují se molekuly SO_3 a H_2O znovu na kyselinu sírovou.

Pochod, při němž postupným působením tepla složité molekuly látek rozdělují se v molekuly jednodušší, které se opět slučují v látku původní, jakmile příčina rozkladu ustala, nazýváme dissociací; teplota, při níž dissociace nastává, zove se teplotou dissociace.

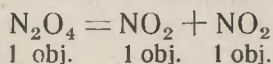
Kyselina sírová dissociuje se tudíž při vyšší teplotě v molekuly SO_3 a H_2O . Jako kyselina sírová chovají se mnohé jiné látky, tak na př. chlorid fosforečný PCl_5 , štěpí se v PCl_3 a Cl_2 , chlorid amonný NH_4Cl v NH_3 a HCl , chlor Cl_2 , brom Br_2 a jod J_2 v atomy Cl , Br a J , jodovodík JH v jod a vodík, N_2O_4 v jednodušší molekuly NO_2 atd.

Při veškerých dissociacích zvětšuje se objem, případně tlak.

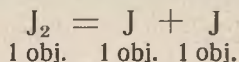
Kyselina sírová rozkládá se zahřetím v molekuly kysličníku sírového a vody:



Kysličník dusičitý štěpí se v jednodušší molekuly:



páry jodu v atomy



Dissociaci poznáme mnohdy změnou barvy, na př. zahříváme-li chlorid fosforečný, barví se zeleně vzniklým chlorem, kysličník dusi-

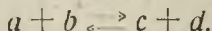
čitý zahříváním nabývá tmavě rudé barvy, jodovodík zahříváním nad 180° barví se fialově.

Ochlazením látky teplem rozštěpené, nemusí vzniknouti původní látka, tak na př. zahřejeme-li kysličník rtuťnatý, vznikne rtuť a kyslík, ale zpětným ochlazením nevznikne již kysličník rtuťnatý a proto není každý rozklad složitější látky dissociací v uvedeném slova smyslu, není-li vyhověno druhé podmínce.

Sloučí-li se jednoduché molekuly látky v molekuly složitější, nazýváme zjev ten *polymerisací* na př. $\text{NO}_2 + \text{NO}_2$ se polymerisuje v N_2O_4 , kyan CN polymerisuje se v dikyan $[\text{CN}]_2$ atd.

RYCHLOST REAKCE. ZÁKON GULDBERG-WAAGEŮV O ÚČINNOSTI HMOTY.

Na str. 42. seznali jsme pojem reakce zvrtné, kterou vyjádříme obecně



Působí-li tudíž látky a a b na sebe směrem \longrightarrow , vznikají nové látky c a d , které opět mezi sebou mohou reagovati a tak vznikají reakci zpětnou směrem \longleftarrow původní látky a a b . Systém reakční jest tedy v jistém pohybu.

Klid v tomto systému čili rovnováha nastane, bude-li množství vzniklých produktů reakčních a a b , jakož i c a d v obou směrech za jednotku času stejné, t. j. budou-li rychlosti reakční v obou směrech sobě rovny.

Reakční rychlosti rozumíme poměr mezi počtem molů (gram-molekul) reagující látky a časem (vteřina, minuta), ve kterém se tyto rozložily nebo vznikly.

Rychlost reakční jest závislá především od *teploty*, zvyšováním teploty se reakce urychlí; tak na př. železné piliny a síra za obyčejné teploty téměř na sebe nepůsobí, zahřetím počne však reakce ihned.

Snižováním teploty se rychlost reakční mnohdy snižuje nebo i úplně zamezí. Dle pokusů *Pictetových* (1893) neprobíhají za hluboké teploty reakce, které jinak jsou velmi bouřlivé, na př. kyselina solná nereaguje se sodíkem za teploty -90° , táž kyselina s amoniakem za teploty -120° .

Rovněž i přílišné oteplení může reakci zameziti. Při teplotě nad 420° nereaguje na př. kysličník sírový s vodou.

Na urychlení reakce působí též *světlo*. Chlor a vodík slučují se ve tmě velmi zvolna, na světle okamžitě.

Dalším činitelem působícím na rychlost reakční jsou *katalysátory*. Kladné katalysátory rychlost reakce zvyšují, záporné snižují.

Ale ani při stálé teplotě není rychlost reakční veličinou neměnitelnou, nýbrž záleží od *koncentrace* látek na sebe působících.

Guldberg a Waage seznali (r. 1867), že *chemické působení je přímo úměrné hmotě látek reagujících* a nazvali zjev ten *zákonem o účinnosti hmoty*.

Účinnou hmotou nějaké látky rozumíme její molekulární koncentraci čili počet molů látky v jednotce objemové (litru) reagujícího prostředí.

Zahrnuje v sobě tedy každé chemické působení čili reakce:

1. rychlost reakční,
2. podmínky stavu rovnovážného.

Lze tudíž také říci:

Rychlost reakční je přímo úměrna molekulární koncentraci reagujících látek.

Tak na př. zinek se tím rychleji rozpouští v kyselině solné, čím jest kyselina sehnanější, i když při reakci udržujeme stálou teplotu (reakce sama jest exothermická).

Matematickou rovnicí vyjádřen zní zákon *Guldberg-Waageův*

$$v = k \cdot c$$

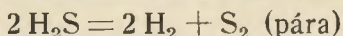
kde v značí rychlost reakční,

c koncentraci zúčastněné látky,

k konstantu rychlostní, t. j. rychlost, jakou

by reakce probíhala, kdyby c bylo stále = 1.

Rovnice tato platí pro reakci *unimolekulární*, t. j. takovou, kde se reakce zúčastní pouze jeden druh molekul, tedy na př.

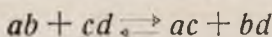


Pro reakci *bimolekulární* a *vícemolekulární*, kde se reakce účastní dvojí druh nebo více druhů molekul, platí, že rychlost reakční jest úměrna součinu koncentrací zúčastněných molekul, tudíž

$$v = k \cdot c_1 \cdot c_2 \cdot c_3 \dots c_n$$

CHEMICKÁ ROVNOVÁHA.

Působí-li na sebe látky *ab* a *cd*, které dávají produkty *ac* a *bd*, a jsou-li reakční rychlosti v obou směrech stejny, bude



Nazveme-li

c_1 koncentraci látky *ab* v grammolech,

c_2 " " *cd* " "

c_1' " " *ac* " "

c_2' " " *bd* " "

bude dle zákona *Guldberg-Waageova* rychlost reakční v čase t

směrem $\rightarrow v = k \cdot c_1 \cdot c_2$

v témže čase t

směrem $\leftarrow v_1 = k' \cdot c_1' \cdot c_2'$

Pro stav rovnovážný platí (v čase t)

$$v = v_1' \text{ čili } k \cdot c_1 \cdot c_2 = k' \cdot c_1' \cdot c_2',$$

tudíž podíl $\frac{k}{k'} = \frac{c_1' \cdot c_2'}{c_1 \cdot c_2}$

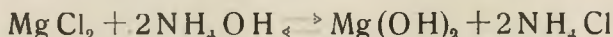
Nastane-li při jednoduché chemické reakci rovnováha, jest součin koncentrací látek na jedné reakční straně k součinu koncentrací látek na druhé straně vždy v určitém, stálém poměru.

$$\text{Podíl } \frac{k}{k'} = K$$

jest *rovnovážná konstanta působnosti hmoty* a má vždy tutéž hodnotu, ať byl váhový poměr látek *ab* a *cd* jakýkoliv.

Změníme-li koncentraci jedné látky, musí se změnit koncentrace látky druhé, aby byla zachována rovnováha.

Působí-li na př. na chlorid hořečnatý amoniak, probíhá reakce



Rovnováha nastane, dá-li součin koncentrací reagujících látek strany druhé, dělený součinem koncentrací látek strany první, za podíl rovnovážnou konstantu.

Je-li tedy

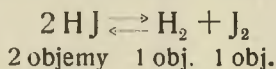
$$\begin{array}{ll} c_1 & \text{koncentrace } \text{Mg Cl}_2 \\ c_2 & \text{„ } \text{NH}_4 \text{OH} \\ c'_1 & \text{koncentrace } \text{Mg (OH)}_2 \\ c'_2 & \text{„ } \text{NH}_4 \text{Cl} \end{array}$$

bude:

$$\frac{c'_1 \times c'_2}{c_1 \times c_2} \text{ t. j. } \frac{\text{koncentrace } \text{Mg (OH)}_2 \times \text{koncentr. } \text{NH}_4 \text{Cl}}{\text{koncentrace } \text{Mg Cl}_2 \times \text{koncentr. } \text{NH}_4 \text{OH}} = \frac{k}{k'} = K$$

Zvýšíme-li koncentraci MgCl_2 , musí se zvýšit koncentrace Mg(OH)_2 , poněvadž se však tím překročí rozpustnost Mg(OH)_2 , vyloučí se jistý podíl hydroxydu hořečnatého.

Zahříváme-li plynný jodovodík na vyšší teplotu, štěpí se ve vodík a jod, objem celku se však nemění.

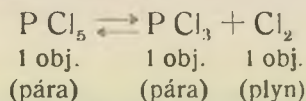


Přidáme-li k této plynné směsi vodíku nebo jodu, nebo zmenšíme-li objem směsi plynů, zvýší se sice tlak parciální, ale rovnovážná konstanta K se nezmění.

Proto lze říci: *Rovnovážný stav reakcí, jež probíhají beze změny objemu, nemění se tlakem.*

Avšak *rovnovážný stav reakcí spojených se změnou objemovou, se tlakem mění.* Zvýšení tlaku podporuje pochod, jímž se objem zmenšuje, zmenšení tlaku podporuje reakci, při níž se objem zvětšuje.

Tento zjev pozorujeme, zahříváme-li chlorid fosforečný, kde dissociací nastává změna objemu.



Avšak také i *teplota* působí v rovnováhu. Zvýšíme-li teplotu soustavy nalézající se v rovnováze a neměníme při tom objemu, vzniká reakce endothermická; snížíme-li teplotu soustavy rovnovážné, vzniká reakce exothermická.

Tyto poučky o vlivu tlaku a teploty na stav rovnovážný jsou pouze zvláštním případem zákona *Le Chatelierova*:

Poruší-li se zevnějším vlivem rovnováha nějaké soustavy, vznikne reakce, jež působí proti tomuto vlivu a zruší částečně jeho účinky.

GIBSOVO PRAVIDLO FASÍ. SOUSTAVA, FASE A SLOŽKY.

Každý hmotný útvar, který má ve všech částech stejné vlastnosti, nazývá se *homogenní látkou*; síra, vápenec, voda, nasycený roztok soli, tedy prvky i chemické sloučeniny, jsou látky homogenní, ať se nacházejí ve stavu kapalném nebo plynném.

Několik látek navzájem se dotýkajících tvoří *soustavu* či *systém látek*.

Činí-li na nás soustava látek dojem látky *jednotné*, jako na př. roztok soli ve vodě, nazýváme ji *stejnorodou*, *homogenní* soustavou látek.

Nejeví-li se nám látka jednotnou jako na př. krystaly soli smíšené s roztokem soli nebo plovoucí led ve vodě, nazýváme takovou soustavu *nestejnorodou*, *heterogenní*.

Soustava látek je v rovnováze, neutrpí-li žádná ze součástí soustavy ani kvalitativní ani kvantitativní změny.

Podmínky rovnováhy v soustavě určeny jsou vztahem mezi počtem *fasí* a *složek*.

Fasemi označujeme homogenní, fysikálně od sebe rozlišné části heterogenní soustavy, které lze od sebe mechanicky oddělit. Tak na př. v soustavě: led + voda jsou 2 fase, jedna tuhá, druhá kapalná. V soustavě led + voda + pára jsou 3 fase, tuhá, kapalná a plynná. V soustavě $\text{CaCO}_3 + \text{CaO} + \text{CO}_2$ jsou 2 fase tuhé, třetí plynná.

Složkami nazýváme takové součásti soustavy, které se mohou v měnitvém poměru sestupovati, tak na př. v soustavě led + vodní pára jest jen jedna složka, totiž voda, v soustavě $\text{CaCO}_3 + \text{CaO} + \text{CO}_2$ jsou 2 složky, totiž CaO a CO_2 , neboť třetí fase CaCO_3 složena jest z obou předešlých fasí.

Podmínky rovnováhy v soustavě heterogenní nalezneme, vezmeme-li v úvahu teplotu, tlak a koncentraci složek, jež tvoří tuto soustavu.

Soustava led + voda + vodní pára, jest v rovnováze jen při určité teplotě a tlaku; nemůžeme si voliti žádnou z podmínek rovnováhy, mají-li všechny tři fáse vedle sebe obstáti; pravíme, že soustava nemá žádné *volnosti* a platí

$$0 \text{ volnosti} + 3 \text{ fáse} = 1 \text{ složka} + 2.$$

Při soustavě $\text{CaCO}_3 + \text{CaO} + \text{CO}_2$ můžeme si zvoliti některou podmínku rovnováhy, tedy buď teplotu nebo tlak a platí pak:

$$1 \text{ volnost} + 3 \text{ fáse} = 2 \text{ složky} + 2.$$

Při soustavě tuhá sůl + její nasycený roztok jest určena rovnováha teplotou a koncentrací roztoku i tlakem; zde můžeme si zvoliti 2 podmínky rovnováhy na př. teplotu a koncentraci a platí tudíž

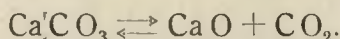
$$2 \text{ volnosti} + 2 \text{ fáse} = 2 \text{ složky} + 2.$$

Na základě těchto úvah vyslovil *Gibbs* pravidlo: *součet volností a fází rovná se počtu složek zvětšenému o číslo 2*, t. j.

$$v + f = s + 2,$$

kde *v* znamená počet volností, *f* počet fází a *s* počet složek.

Pálíme-li uhličitán vápenatý v uzavřené nádobě, nastává reakce



Ptáme se kolik podmínek rovnováhy můžeme si zvoliti. V soustavě jsou 2 složky (CaO a CO_2) a 3 fáse, bude tudíž

$$v = 2 - 3 + 2 = 1$$

t. j. můžeme si zvoliti jen jednu podmínku rovnováhy na př. teplotu, nemá-li býti rovnováha porušena.

OXYDACE A REDUKCE.

Zvětší-li některý ion svůj kladný elektrický náboj nebo *zmenší-li* svůj záporný elektrický náboj, zove se pochod ten *okysličení* či *oxydaci*.

Změní-li se na př. ion cínu dvojmocného Sn^{++} v ion cínu čtyřmocného Sn^{++++} a tím zvětší se také jeho kladný elektrický náboj, pravíme, že sůl cínatá okysličila se v sůl ciničitou.

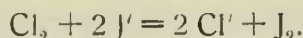
Změní-li se ion manganu MnO_4^{--} v ion manganistanu MnO_4^{-} a tím také zmenší se jeho záporný náboj, pravíme, že mangan se okysličil v manganistan.

Zmenší-li některý ion svůj kladný náboj nebo *zvětší-li* svůj záporný náboj, zove se pochod ten redukci na př. Sn^{++++} přejde redukcí v Sn^{++} , MnO_4^{-} přejde v MnO_4^{--} .

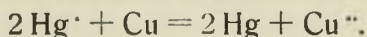
Vstup látky náboje prosté v ion kladný je pro látku tu *okysličením*, na př. kovový zinek přecházejí do roztoku se okysličuje



Vstup látky náboje prosté v ion záporný je pro látku tu *redukci*, na př. přeměna chloru v chlorovodík jest redukcí



Vystoupí-li látka z ionu kladného jest to pro ni *redukci*: na př. vylučování kovové rtuti z roztoku jest redukcí

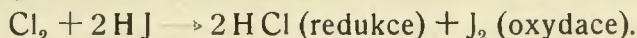


Vystoupí-li látka z ionu záporného je to pro ni *okysličením* na př. vylučování jodu z roztoku jest okysličením



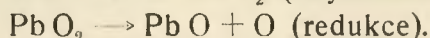
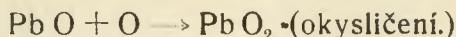
O látkách bezkyslíkatých pravíme:

Pojetí vodíku (kladného) je pro látku *redukci*, *odněti* vodíku je *oxydaci*.



U látek *kyslíkatých* lze vyjádřiti okysličení a redukcí takto:

Pojetí kyslíku (záporného) je pro látku *okysličením*, *odněti kyslíku* *redukci*:



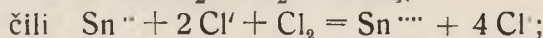
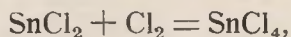
Poněvadž roztok musí zůstati elektroneutrálný, bývá okysličení jedné látky pravidelně spjata s redukcí látky druhé.



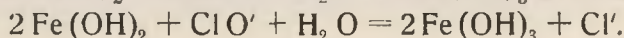
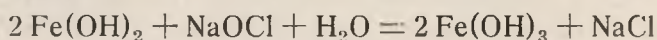
OXYDACE.

Nejčastější okysličovací prostředky, jichž užíváme v chemii, jsou: *chlor, brom, jod, kyselina chlorná, kyselina chlorečná, chlornan sodný, chlornan vápenatý, chlorečnan draselný*.

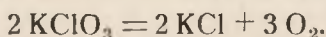
Tak na př. chlorid cínatý okysličuje se chlorem v chlorid ciničitý



Chlornanem sodným okysličuje se hydroxyd železnatý v hydroxyd železitý.

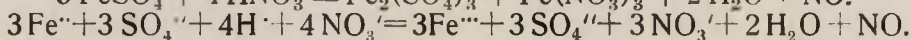
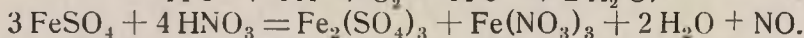
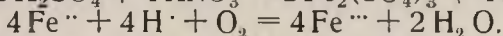
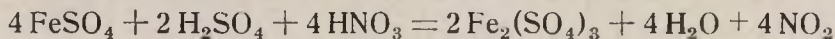


Chlorečnan draselný okysličuje, rozkládá se v chlorid draselný a kyslík:

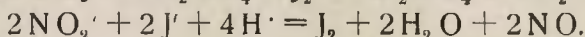
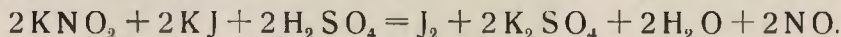


Kyselina dusičná rozkládá se postupně až na dusík a kyslík, který okysličuje.

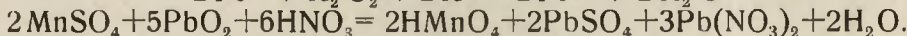
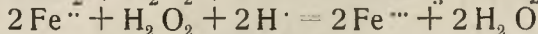
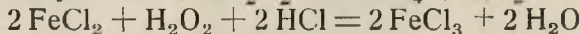
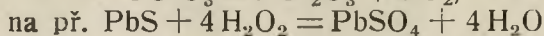
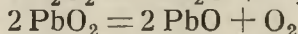
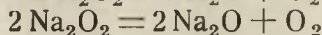
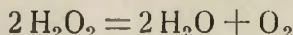
Tak na př. síran železnatý mění se zahříváním s kyselinou dusičnou v síran železitý.



Dusitany alkalické, okyselené kyselinou sírovou, rozkládajíce se, poskytují volný kyslík, na př.:

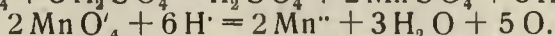
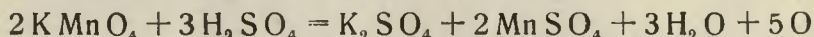


Peroxyd vodíku a sodíku, kysličník olovičitý, chromový (kyselina chromová), rozkládajíce se, poskytují volný kyslík:

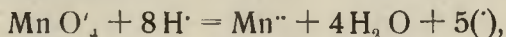


Manganistan draselný a chromany alkalické rozkládajíce se, poskytují kyslík a mění se v soli manganaté a chromité, t. j. iony MnO_4' a CrO_4'' nebo $\text{Cr}_2\text{O}_7''$ přecházejí v iony Mn^{++} a Cr^{+++} .

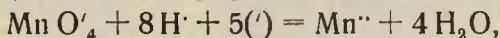
Manganistan draselný rozkládá se za *přítomnosti* kyseliny sírové¹⁾ a okysličitelných látek takto:



Nebo můžeme psáti:

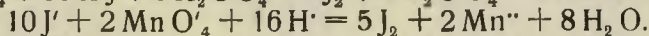
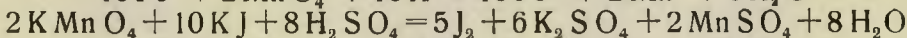
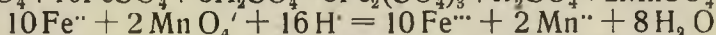
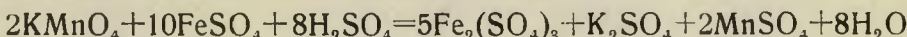


je-li obsažen ion, který může přijmouti kladné náboje a



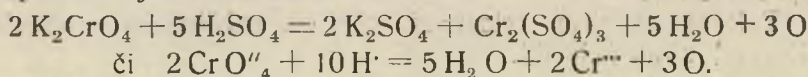
je-li obsažen ion, který může uvolnit záporné náboje;

uvolňuje se kyslík, který okysličuje na př.:

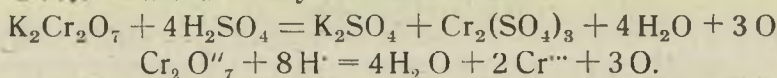


¹⁾ Reakce probíhá dle udaného vzorce tenkrát, je-li obsažena jen kyselina sírová, neboť za přítomnosti kyseliny solné nastává také částečné okysličení této v chlor.

Chroman draselný rozkládá se za přítomnosti kyseliny sírové a okysličitelných látek takto:



Dvojchroman draselný rozkládá se takto:

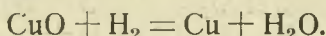


Kysličník měďnatý. Kysličníku měďnatého používá se k okysličení látek ústrojných v žáru.

REDUKCE.

Nejčastěji v chemii užívaná redukční činidla jsou:

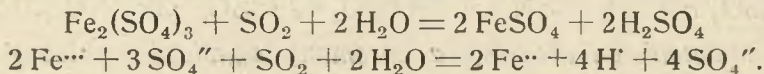
Vodík. Kysličník měďnatý, žihán v proudu vodíku, dává kovovou měď a vzniká voda:



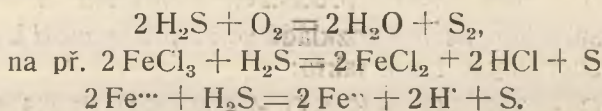
Uhlík. Kysličník olovnatý, žihán na uhlí, dává kovové olovo a vzniká kysličník uhelnatý:



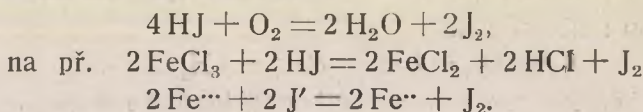
Kysličník siričitý odebírá látkám kyslík a mění se v kyselinu sírovou, tak na př. síran železitý redukuje se jím v síran železnatý:



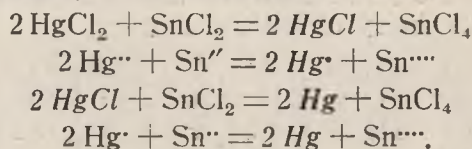
Sirovodík mění se v redukující vodík a síru



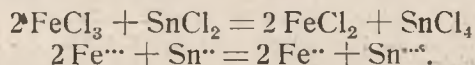
Jodovodík chová se obdobně:



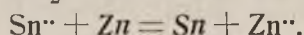
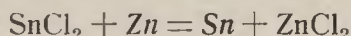
Chlorid cínatý. Chloridem cínatým lze redukovati chlorid rtuťnatý na chlorid rtuťný a dále na rtuť:



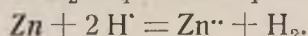
Chlorid železitý redukuje se chloridem cínatým v chlorid železnatý:



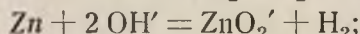
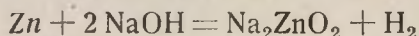
Kovy: a) *zinek*, vložen do roztoku chloridu cínatého vylučuje kovový cín:



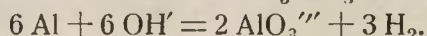
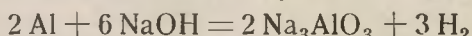
b) *Zinek*, polit kyselinou sírovou, vyvinuje redukující vodík:



c) *Zinek*, polit roztokem hydroxydu sodného, vyvinuje redukující vodík.



taktéž hliník v alkalickém roztoku vyvinuje vodík



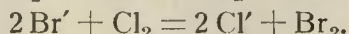
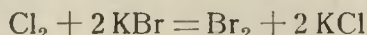
V reakci a) a b) se pouze přenáší kladný náboj z cínu, po případě z vodíku na zinek. Zinek se tudíž okysličuje, kdežto cín, po případě vodík se vylučují redukcí.

Reakce c) jest pro zinek a hliník redukcí.

Vzniká-li volný vodík v prostředí kyselém, pravíme, že vzniká redukcí.

Vzniká-li vodík v prostředí alkalickém, říkáme, že vzniká oxydací.

Přecházení náboje, jaké bylo pozorováno při reakci a) a b) děje se při každém elektrolytickém vylučování kovu, rovněž při vylučování bromu a jodu chlorem, na př.:



Každý ion tím, že odnese stejné množství elektřiny, nevykoná tutéž práci, práce ta jest také závislá na *napětí roztoku*, t. j. na tlaku, který rozpuštěné iony v roztoku vykonávají a jenž srovnán býti může s tlakem osmotickým, od kterého se liší tím, že částčky tlak vykonávající jsou elektricky nabity.

Willmore sestavil dle tohoto napětí některé kationy a aniony v řady.

Řada kationů jest: Mg, Al, Mn, Zn, Cd, Fe, Co, Ni, Pb, (H), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Řada anionů jest: J, Br, O, Cl, OH, SO₄, HSO₄.

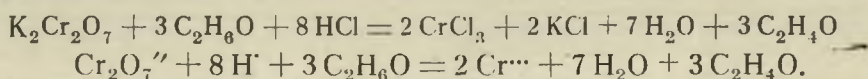
V řadě kationů vyloučí se každý člen z roztoku všemi předcházejícími členy t. j. kterýkoliv kov této řady může vyloučiti veškeré v pravo stojící kovy z roztoku solí; působící kov vstupuje pak do roztoku jako ion.

Vylučování ionu kovem záleží však nejen na povaze kovu, nýbrž i na *koncentraci* ionu v roztoku t. j. na koncentraci ionu kovu, který se má vyloučiti a onoho, kterým se vylučování způsobuje.

I může se působení sousedních členů řady zvrátiti, je-li na př. koncentrace ionu, který se má vyloučiti, skrovná, neb koncentrace ionu, který záměnou vzniká, velká.

Tak na př. vnoříme-li do roztoku zinkokyanidu draselného $K_2[Zn(CN)_4]$ měděný plech, vylučuje se zinek.

Alkohol. Redukce alkoholem v kyselém roztoku záleží v jeho změně v aldehyd na př.:



Varem alkohol a aldehyd těkají a kapalina obsahuje jen ion Cr''' (chlorid chromitý).

Reakce té používáme pouze k redukci chromové neb dvojchromové kyseliny a jejich soli alkalických v soli chromité.

KOVY.

Kovy mají společné vlastnosti, *kovový lesk*, jsou do jisté míry *neprůhledné, vodí teplo a elektřinu*.

Většinou krystalují v soustavě krychlové, jinak také v soustavě šesterečné nebo čtverečné.

Barva jejich jest různá, ponějvíce bílá nebo šedá. Dle hutnoty rozeznáváme *kovy lehké*, t. j. takové, jejichž hutnota jest menší než 5; kovy o hutnotě větší nazýváme *kovy těžkými*.

Některé kovy snadno tají, jako olovo a cín; jiné roztápějí se jen velkým žárem, jako železo, nikl, mangan, chrom. Tvrdost jejich jest nestejná. Některé lze krájetí za obyčejné teploty jako vosk, na př. sodík; jsou více méně kujné a tažné, jako železo, měď, hliník, hořčík; některé křehké, jako vizmut, zinek, cín.

Kovy se obecně s vodíkem neslučují; ty, které se však s ním slučují, dávají sloučeniny netěkavé, rázu lehkých slitin, na rozdíl od nekovů; s kyslíkem slučuje se největší část kovů přímo, jen některé kovy se s kyslíkem vůbec neslučují, na př. platina, iridium.

Většina kysličníků kovů se ve vodě nerozpouští; ty, které se ve vodě rozpouštějí, tvoří s vodou hydroxydy.

Mnohé kovy rozkládají vodu, některé za obyčejné teploty, na př. sodík, při čemž vznikají hydroxydy, jiné opět jen v žáru, na př. železo, nikl, při čemž vznikají kysličníky.

Mnohé kovy lze slévati a skytají ztuhnutím zdánlivě homogenní hmotu, slitinu. Účelem slévání kovů k různým potřebám jest docíliti určitých vlastností slitin, na př. zmírniti křehkost, zvýšiti kujnost nebo pevnost, snadnější zpracování, zvýšiti neb snížiti bod tání původního kovu.

Některé kovy mohou býti slévány spolu ve všech poměrech jako na př. olovo a cín, ponějvíce však jen v poměrech omezených.

Slitinu několika kovů, která ze všech kombinací má nejnižší bod tání, zoveme *slitinou eutektickou*.

Slitiny kovů se rtutí nazýváme *amalgamy*.

Povaha kovů jest *elektropositivní*, vylučují se tudíž kovy elektrickým proudem na polu *záporném*.

Podle společných chemických vlastností dělíme kovy v tyto skupiny:

I. kovy	II. kovy	III. skupina	IV. skupina
alkalické	alkalických zemin	hořčíku	hliníku
sodík,	vápník,	hořčík,	hliník,
draslík,	stroncium,	zinek,	vzácné zeminy,
rubidium,	baryum,	kadmium,	gallium,
caesium,	radium,	rtuť,	indium,
lithium,		beryllium,	thallium.

V. skupina železa	VI. skupina cínu	VII. vzácné kovy
železo, nikl, kobalt, mangan, chrom, molybden, wolfram, uran,	cín, olovo, vismut, stříbro, měď,	titan, tantal, vanad, niob, zlato, platina, rhodium, iridium, ruthenium, palladium, osmium.

Podle periodické soustavy rozdělíme kovy v tyto skupiny:

I. Alkalické kovy:

Sodík, draslík, rubidium, caesium a lithium.

Těžké kovy skupiny alkalických kovů:

Měď, stříbro a zlato.

II. Kovy žiravých zemin:

Beryllium, hořčík, vápník, stroncium, baryum a radium.

Těžké kovy skupiny žiravých zemin:

Zinek, kadmium a rtuť.

III. Kovy zemin a vzácné kovy:

Hliník a vzácné zeminy, gallium, indium a thallium.

IV. Kovy skupiny uhlíku:

Cín a olovo. Titan a zirkon.

V. Kovy skupiny fosforu:

Vanad, niob a tantal. Vismut.

VI. Kovy skupiny síry:

Chrom, molybden, wolfram a uran.

VII. Skupina:

Mangan.

VIII. Skupina:

Železo, nikl a kobalt. Kovy platinové.

I. SKUPINA ALKALICKÝCH KOVŮ.

SODÍK, DRASLÍK, RUBIDIUM, CAESIUM, LITHIUM.

Alkalické kovy jsou velmi měkké a lehké, bílé barvy a pěkného lesku. Na vzduchu se velmi snadno okysličují; rozkládají vodu již za obyčejné teploty, při čemž tvoří snadno rozpustné hydroxydy, které jsou silnými zásadami.

Alkalické kovy jsou *jednomocné*, jejich kysličníky se pálením neštěpí v kov a kyslík, dávají s vodou silné zásady.

Draslík, rubidium a caesium jsou navzájem nejpodobnější; *lithium* tvoří přechod ke kovům alkalických zemin.

SODÍK, Na = 23,00.

Sodík (natrium) nalézá se v přírodě hojně v podobě solí sodných; nejobecnější z nich jest *chlorid sodný* NaCl (kamenná sůl); jest podstatnou součástí různých křemičitanů, vyskytujících se v horninách.¹⁾ Mořská voda obsahuje průměrně 2,8%, solné prameny až 26% chloridu sodného.

Kovový sodík připraven byl po prvé r. 1807 *Davym* elektrolysou žiravého natronu.

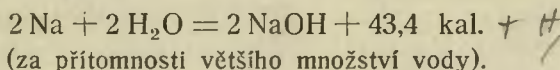
Lze jej připravit též redukcí hydroxydu sodného neb uhličitanu sodného v žáru uhlím, karbidem železa, hořčíkem nebo hliníkem. Průmyslově vyrábí se elektrolysou hydroxydu sodného, zahřátého na 330°, mezi železnými elektrodami

Na záporném polu se vylučuje sodík, na kladném polu kyslík a voda.

Sodík jest stříbrobílý, silně lesklý kov, hutnoty 0,97, krystaluje v osmistěnech. Za obyčejné teploty jest měkký, ohebný a lze jej krájet jako vosk; pod nulou však zkřehne. Taje při 95,6°, vře při 742°, a mění se v bezbarvé páry.

Na vzduchu sodík rychle nabíhá a přeměňuje se v hydroxyd sodný. Rozpálen, shoří na vzduchu žlutým plamenem ve směs kysličníků Na₂O a Na₂O₂.

Rozkládá vodu již za obyčejné teploty, vzniklý hydroxyd se rozpouští, vodík uniká



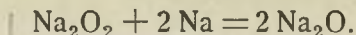
Hodíme-li kousek sodíku na vodu, roztopí se ihned teplem vznikajícím reakcí, kulička sodíka na vodě rychle krouží a konečně

¹⁾ Kdežto větráním hornin vzniklé rozpustné soli draselné přecházejí většinou do rostlin, chlorid sodný odvádí se tekoucí vodou značnou měrou do moře, v němž se po tisících let nahromadil; do těla zvířecího a lidského přechází chlorid sodný také rostlinami.

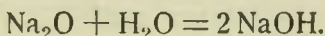
zmizí; při tom vybavuje se 43,4 kalorií tepla. Jelikož sodík jest na vzduchu nestálý a vodu rozkládá, chováme jej pod petrolejem nebo vaselinovým olejem.

Používá se ho při výrobě některých kovů, k přípravě peroxydu natria a v organické chemii.

Kysličník sodný Na_2O lze připravit zahříváním peroxydu sodíku se sodíkem



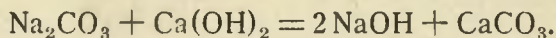
Jest to bílá, rozplývavá látka, která působením vody přechází v roztok hydroxydu sodného



Hydroxyd sodný NaOH , *žiravý natron*, připravuje se čistý rozkladem vody sodíkem.

Průmyslově vyrábí se rozkladem uhličitanu sodného žiravým vápnem nebo elektrolysou chloridu sodného.

Dle *prvého způsobu* zahřívá se zředěný roztok sody v železné nádobě za přidání přiměřeného množství rozmíchaného hašeného vápna, až sfiltrovaný podíl kapaliny kyselinou nešumí.



Čirý roztok po usazení utvořeného uhličitanu vápenatého se stáhne, odpaří se ve vakuu při 180° k suchu a taví se: takto získá se *surový natron*, který přichází do obchodu v kusech.

Pro mnohé účely se však surový hydroxyd sodný čistí; vyluhuje se lihem, v němž se rozpouští pouze hydroxyd sodný, nečistoty a uhličitany zbudou nerozpuštěny. Z čiré kapaliny oddestiluje se líh, zbytek se suší, taví a leje do forem stříbrných nebo železných. Získá se *lihem čistěný natron* v tyčinkách (*Natrium causticum alcoholis depuratum*.)

Nejde-li o výrobu čistého louhu sodného, používá se místo sody síranu sodného.

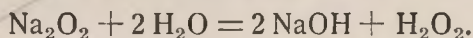
Dle *druhého způsobu* rozkládá se roztok chloridu sodného použitím uhelných elektrod a rtuti elektrickým proudem. Vzniká jednak chlor, který se odvádí, jednak amalgama sodíku se rtutí, která se vodou rozkládá; vzniklý roztok hydroxydu sodného odpaří se k suchu a zbytek se taví; získá se 99,5%ní hydroxyd sodný.

Hydroxyd sodný jest látka bílá, která na vzduchu vlhne a přibírajíc vláhu, se rozplývá; pohlcuje ze vzduchu kysličník uhličitý a mění se znenáhla v tuhý uhličitan sodný. Teplem se v mírném žáru roztápí v kapalinu čirou, olejovitou, jež vychladnutím krystallicky ztuhne; má hutnotu 2,13.

Ve vodě se hydroxyd sodný snadno rozpouští, při 10° rozpouští se 51,5 částí hydroxydu sodného ve 100 částech vody; roztok reaguje silně alkalicky a zve se *louhem sodným*. Sehnatý roztok silným chladem vylučuje bezbarvé krystaly monohydrátu $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, dihydrátu $\text{NaOH} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, případně heptahydrátu $2 \text{NaOH} \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.

Hydroxyd sodný je silná zásada, s kyselinami tvoří soli sodné, ve vodě po většině rozpustné. Roztok jeho působí na skleněné nádoby, z nichž rozpouští kysličník křemičitý.

Peroxyd sodíku Na_2O_2 vyrábí se z kovového sodíku, přes nějž se vede při 300° suchý vzduch. Jest to nažloutlý prášek, který se ve vodě ledové rozpouští; vzniklý roztok reaguje alkalicky a obsahuje peroxyd vodíku dle reakce



Rozpouštěním peroxydu sodíku v obyčejné vodě se však vzniklý peroxyd vodíku rozkládá a uniká kyslík. Peroxydu sodíku používá se jako okysličovadla k bělení.

Chlorid sodný NaCl nalézá se v přírodě jako *sůl kamenná* ve velkých ložiskách (Vělička v Haliči, Stassfurt) nebo rozpuštěn v mořské vodě a v slaných pramenech (Solná komora).

Čistý chlorid sodný jest bezbarvý, krystaluje v kostkách, řidčeji v osmistěnech, zahříváním vybuchuje čili jak říkámie třeští; krystalky uzavírají totiž malé množství matičného louhu, jehož voda zahříváním se mění v páru a tato krystalky trhá. Tají při 801° a vyšší teplotou se mění v páry.

Ve 100 č. vody rozpouští se 36 č. chloridu sodného; rozpustnost za chladu a za tepla jest však celkem velmi málo rozdílná.

Sůl vyrábí se jednak odpařováním slaných pramenů přirozených t. zv. *rap*, hornicky ze solných ložisek na př. ve Věličce v Haliči a též odpařováním mořské vody na pobřeží.

Jest důležitou příměsí potravin, používá se jí hojně v průmyslu k výrobě sody, hydroxydu sodného, k přípravě chladivé směsi s ledem atd.

Bromid sodný NaBr , **jodid sodný** NaJ tvoří krystaly ve vodě rozpustné; používá se jich v lékařství.

Dusičnan sodný NaNO_3 , **ledek sodný**, *čilský* nebo *kubický* nachází se v Čili, Peru a v Bolívii, kde se dobývá a překrystalováním čistí.

Pole ledková jsou v bezdeštném pásmu v rozloze mnoha čtverečných mil.

Vrstvy ledkové, zvané *caliche*, dosahující hloubky až 2 m, jsou pokryty vrstvou písku a slepenců živcovitých. obsahují mimo ledek (až 80%) směs kamenné soli, síranů alkalických a malé množství chloridu, jodidu, jodičnanu sodného a chloristanu draselného. Ledek se v tamnějších továrnách několikanásobnou krystalisací čistí a na lodích odváží.

Dusičnan sodný krystaluje v bezbarvých rhomboedrech, podobných krychlím, a odtud název *ledek kubický*.

Na vzduchu vlhne, ve vodě se snadno rozpouští. Tají při 318° ; prudčeji pálén, pouští část kyslíku a mění se v dusitan sodný.

Ledku sodného používá se v průmyslu k výrobě kyseliny dusičné. Ledek jest důležitým hnojivem, nesmí však obsahovati chlo-

ristan draselný, který bývá v surovém ledku obsažen, neboť chloristan působí na rostliny zhoubně.

Dusitan sodný NaNO_2 vyrábí se tavením ledku sodného s olovem. Jest to látka bílá, krystalická, ve vodě rozpustná. Slouží v průmyslu barvářském.

Síran sodný $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ vyskytuje se též v přírodě jako minerál, ve vodách hořkých atd. Vyrábí se průmyslově z chloridu sodného působením kyseliny sírové nebo podvojným rozkladem roztoků síranu hořečnatého a chloridu sodného, ze kterých vykrystaluje dříve síran sodný.

Síran sodný přichází do obchodu pod jménem *Glauberova sůl* ve velkých jednoklonných, bezbarvých krystalech; tvoří také přesycené roztoky.

Glauberova sůl taje při $32,4^\circ$ ve své krystalové vodě a vylučuje se bezvodý síran; takový sluje *thenarditem*.

Kyselý síran sodný $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ jest vedlejším výrobkem při výrobě kyseliny dusičné.

Tvoří bezbarvé, sloupkovité krystaly, ve vodě rozpustné; zahříváním mění se v pyrosíran $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ a prudším žářem v síran sodný, při čemž se odštěpuje kysličník sirový.

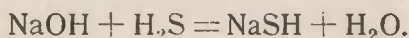
Sířičitan sodný $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ a **kyselý sířičitan sodný** NaHSO_3 získají se působením kysličníku sířičitého na roztok uhličitanu sodného. Obě soli jsou ve vodě rozpustné, kyslíkem vzdušným se okysličují na síran; slouží k bělení vlny, hedvábí a ve fotografii.

Sírnatan sodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ vzniká vařením sehnatého roztoku sířičitanu sodného se sirným květem. Tvoří bezbarvé, jednoklonné krystaly, ve vodě rozpustné, které při 56° tají a při 100° ztrácejí vodu. Slouží v běličství, ve fotografii, v chemické analýse atd.

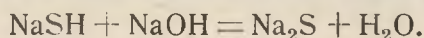
Chlornan sodný NaClO (*louh Labaraqueův*) získává se rozkladem chlorového vápna uhličitanem sodným, nasycováním louhu sodného chlorem za studena nebo elektrolysou chloridu sodného (viz draslík str. 168.). Slouží v běličství.

Chlorečnan sodný NaClO_3 , získává se nasycováním louhu sodného nebo elektrolysou chloridu sodného za tepla (viz draslík str. 168.).

Sírník sodný Na_2S a **hydrosulfid sodný** NaHS . Sírník sodný připravuje se žiháním síranu sodného s uhlím. Rozpouští se snadno ve vodě, z níž krystaluje v bezbarvých hlatích $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$. Hydrosulfid sodný obdržíme nasycením louhu sodného sirovodíkem.



Přidáme-li k tomuto roztoku louhu sodného, vznikne sírník sodný



Vodní roztok sirníku sodného reaguje silně alkalicky, roztok sulfhydrátu sodného neutrálně.

Tavením sirníku sodného se sírou vznikají *polysulfidy* Na_2S_2 , Na_2S_3 atd., které jsou barvy oranžové.

Sírná játra sodná jsou směsí polysulfidů a připravují se sléváním uhličitanu sodného se sírou.

Fosforečnany sodné známe:

primární orthofosforečnan sodný, mononatriumfosfát

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, tvoří bezbarvé krystaly, roztok reaguje kyselé;

střední, orthofosforečnan sodný, dinatriumfosfát $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; tvoří bezbarvé hlatě, na vzduchu snadno větrající, žháním se rozkládá a dává pyrofosforečnan sodný $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ a

normální, orthofosforečnan sodný, trinatriumfosfát $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, který reaguje silně alkalicky.

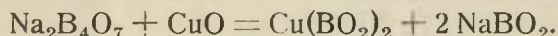
Fosforečnan sodnoammonný $\text{NH}_4\text{NaHPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ krystaluje ze směsi roztoků fosforečnanu sodného a salmiaku. Zahříváním ztrácí vodu a ammoniak a zbývá metafosforečnan sodný.

Tetraboritan sodný, borax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ přichází v přírodě jako minerál *tinkal*. Vyrábí se z kyseliny borité, nasycením jejího horkého roztoku uhličitanem sodným nebo rozkladem boronatrokal-citu horkým roztokem sody.

Tvoří bezbarvé jednoklonné krystaly na vzduchu větrající; rozpouští se ve vodě zvláště snadno za tepla, roztok reaguje alkalicky.

Zahříváním roztápí se ve své krystalové vodě, kterou ztrácí, nadýmá se v bílou houbovitou hmotu (*pálený borax*); větším žárem se roztápí a vychladnutím ztuhne v průhlednou bezbarvou hmotu, t. zv. sklo boraxové; roztopený rozpouští různé kysličníky kovů a nabývá dle povahy kysličníku různé barvy.

Tak na př. pálením boraxu v okysličujícím plameni za přídavku kysličníku měďnatého barví se »boraxové sklo« zelenomodře; při tom vznikají metaboritany



Borax slouží při spájení kovů, při redukci kysličníků, v analytické chemii, při výrobě polévaného kameninového a fayencového nádobí, při výrobě emailů na železné nádobí, v koželužství a v lékařství.

Působením peroxydu vodíku na borax vzniká *perborax* $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_8 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, jehož slabě alkalický roztok má okysličující vlastnosti peroxydu vodíku.

Používá se ho jako desinfekčního prostředku v lékařství a jako pracího prášku.

Perboritan sodný $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ slouží jako bělicí prášek; v roztoku jeví vlastnosti peroxydu vodíku, upotřebuje se ho v lékařství, jako bělidla, k výrobě pracích prášků (viz str. 126.).

Uhličitan sodný, natriumkarbonat, soda Na_2CO_3 jest bílá látka, ve vodě snadno rozpustná; roztok reaguje alkalicky.

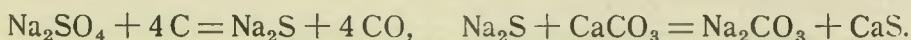
Rozpustnost sody teplotou stoupá, při 34° C jest největší, vyšší teplotou rozpustnost klesá.

Ze sehnanějšího roztoku vylučují se jednoklonné bezbarvé krystalky, o 10 mol. vody, které na vzduchu snadno větrají a ztrácejí

asi polovinu vody; mění se v bílý, kyprý prášek. Svážením nasyceného roztoku vylučuje se monohydrát $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Zahříváním se soda roztápí ve své krystalové vodě; při 100° ztrácí veškerou vodu a zbývá *bezvodý uhličitán sodný*, t. zv. *kalcinovaná soda*. Žiháním taje v bezbarvou kapalinu.

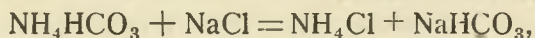
Soda vyráběla se dříve z chloridu sodného dle metody *Le-blancovy*; chlorid sodný se rozkládal kyselinou sírovou; vzniklý síran sodný se páčil s uhlím a utvořený sirník sodný s uhličitánem vápenatým



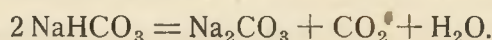
Nyní vyrábí se soda dle metody *Solvayovy*. Do nasyceného roztoku chloridu sodného uvádí se předem ammoniak a pak za tlaku plynný kysličník uhličitý



Vzniklý kyselý uhličitán ammonný reaguje s chloridem sodným



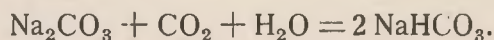
vyloučí se kyselý uhličitán sodný, za chladu nesnadno rozpustný, který se oddělí filtrací od matečného louhu a zahříváním přemění se v normální uhličitán sodný



Unikajícího kysličníku uhličitého se použije znovu; matičný louh, obsahující chlorid ammonný, se rozkládá vařením s vápnem; uvolněného ammoniaků použije se opět k reakci.

Uhličitánu sodného používá se hojně v průmyslu, při výrobě skla, různých sloučenin, při praní a čištění atd.

Kyselý uhličitán sodný (bikarbonát) NaHCO_3 vylučuje se v podobě krystalické sraženiny, uvádíme-li kysličník uhličitý do nasyceného roztoku sody:



Tvoří jednoklonné desky, obvykle však jen krystalický prášek, chuti slabě louhovité. Zahříváním roztoku se mění v normální uhličitán sodný.

Peruhličitán sodný $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_8$ vzniká elektrolytickou oxydaci roztoku uhličitánu sodného; rozkládá se snadno v kyselý uhličitán sodný a kyslík.

Křemičitán sodný či **vodní sklo** Na_2SiO_3 vzniká sléváním stejných podílů sody a kysličníku křemičitého; rozpouští se ve vodě a roztok reaguje silně alkalicky.

Prodejné *vodní sklo* sodné jest křemičitán sodný měnivého složení; tvoří látku sklovitou, zelenavě zbarvenou, která se rozpouští teprve ve vodě vařící pod tlakem nebo prve rozetřena v hustou kapalinu. Používá se ho jako tmele, pojidla barviv, k plnění mýdla, k uchovávání vajec.

Roztok vodního skla, do obchodu přicházející, není jednotná látka (viz str. 140.); původní sůl se při rozpouštění také hydrolytickým účinkem vody štěpí a roztok obsahuje značné množství koloidního roztoku kyseliny křemičité (viz str. 145.).

Soli sodné barví nesvítivý plamen *oranžově-žlutě*, kteréžto zabarvení jest tak silné, že zakrývá zabarvení plamene veškerými ostatními solenými kovovými způsobené. Již nejmenší sledy chloridu sodného ve vzduchu zabarvují nesvítivý plamen.

DRASLÍK, $K = 39,10$.

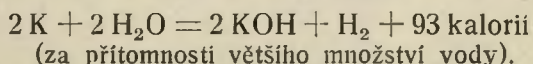
Draslík (*kalium*) vyskytuje se v přírodě jen ve sloučeninách, zvláště v křemičitanech *orthoklasu*, *slidě* atd. Větráním hornin přecházejí soli draselné do půdy, odtud do rostlin a jimi do těla zvířecího.

Taktéž přichází jako chlorid draselný rozpuštěn v mořské vodě, avšak v mnohem skrovnější míře než chlorid sodný.

Draslík připravuje se elektrolysou roztopeného chloridu draselného nebo roztopeného hydroxydu draselného nebo kyanidu draselného, redukcí hydroxydu draselného hliníkem nebo hořčíkem, taktéž i působením karbidu vápenatého ve fluorid draselný.

Draslík podobá se velice sodíku, jest kov stříbrobílý, silně lesklý, za obyčejné teploty měkký, krystaluje v osmistěnech, $h = 0,86$, taje při 62° , vře při 667° a mění se v zelené páry.

Na vzduchu se rychle okysličuje a mění se v hydroxyd draselný. Rozpálen hoří fialovým plamenem; vodu rozkládá prudčeji než sodík, unikající vodík se při tom vzejme a hoří fialovým plamenem.

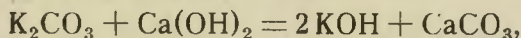


Kysličníky kovové redukuje draslík rychleji, než sodík. Sléváním 1 č. sodíku se 2 č. draslíku vznikají slitiny za obyčejné teploty kapalné.

Kysličník draselný K_2O vzniká částečným okysličením draslíku kyslíkem.

Tvoří nažloutlé krystalky, které se rozpouštějí ve vodě na hydroxyd draselný.

Hydroxyd draselný KOH připravuje se jako hydroxyd sodný působením vápna na uhličitan draselný



nebo elektrolysou roztoku chloridu draselného. Na rtuťové katodě vylučuje se draslík, který s vodou dává hydroxyd draselný a vodík, na grafitové anodě vylučuje se chlor. Hydroxyd draselný se zahustí, vykristaluje z něho prve nerozložený chlorid draselný a pak se zpracuje podobně jako hydroxyd sodný.

Hydroxyd draselný či *žiravé draslo* je látka bílá, krystalická, jež pohlcuje ze vzduchu vláhu i kysličník uhličitý a rozplývá se v roztok uhličitanu draselného.

Ve vodě jest snadno rozpustný i v líhu; roztok zoveme *louhem draselným*, reaguje silně alkalicky, leptá sklo a hliněné nádoby. Z 50% ního roztoku vylučuje se ochlazením na 0° hydrát $\text{KOH} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

Přichází do obchodu v *kusech* neb *líhem čistěný v tyčinkách*. (Kalium causticum alcoholis depuratum.) Používá se ho v průmyslu, v mydlářství, při výrobě kyseliny šfavelové, v barvářství atd.

Chlorid draselný KCl nachází se v přírodě jako minerál *sylvin*. Vyrábí se průmyslně z t. zv. *Stassfurtských solí*.

Mohutná ložiska solí draselných a sodných, která vznikla vyschnutím dávnověkých slaných moří, nacházejí se v Německu u Stassfurtu. Nejdůležitější z minerálů tam přicházejících jsou *sylvin* KCl, *karnalit* $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ a *kainit* $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$.

Z nich získává se chlorid draselný krystalisací horkého nasyceného roztoku. Chlorid draselný vykristaluje, chlorid a síran hořečnatý snadno rozpustný zbývá v roztoku.

Chlorid draselný krystaluje v bezbarvých krychlech, jež se chovají při zahřívání jako chlorid sodný. Taje při 770° a v žáru snadno téká.

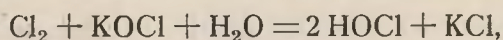
Bromid draselný KBr a **jodid draselný KI** tvoří bezbarvé, ve vodě rozpustné krychle. Oba slouží v lékařství a ve fotografii.

Chlornan draselný KClO_3 (*louh Javelský*) připravuje se uváděním chloru do chladného louhu draselného, jako chlornan sodný.

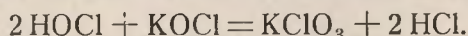
Chlorečnan draselný KClO_4 vyrábí se nasycováním horkého louhu draselného chlorem nebo elektrolysou chloridu draselného.

Dle prvního způsobu přesytí se louh draselný prve chlorem, a pak se zahřívá.

Chlor působí na vzniklý chlornan draselný

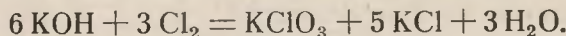


uvolněná kyselina chlorná okysličuje chlornan v chlorečnan



Uvolněná kyselina solná vylučuje z chlornanu kyselinu chlornou, která s chlornanem tvoří opět chlorečnan a tak malé množství kyseliny solné stačí přeměnití veškerý chlornan v chlorečnan.

Celkovou reakci lze vyjádřiti touto rovnicí:



Při elektrickém rozkladu chloridu draselného vylučuje se na anodě chlor a na katodě draslík. Draslík dává s vodou hydroxyd draselný a vodík, který uniká.

Diffusí nebo mechanickým mísením přichází chlor ve styk s louhem, vzniká chlornan a zahříváním z chlornanu chlorečnan jako při způsobu prvním.

Aby se zabránila redukce vznikajícího chlornanu vodíkem ve zrodu, přidává se do elektrolytu 0,5% chromanu draselného.

Chlorečnan draselný tvoří bezbarvé, perleťově lesklé jedno-klonné destičky, chuti jako ledek chladivé, rozpouští se ve studené vodě málo, v horké značněji. Taje při 360° a prudčeji rozpálen, rozkládá se v chlorid draselný a kyslík.

Jest prudké okysličovadlo, smísen s hořlavými látkami, jako uhlím, sírou, ústrojnými látkami, a zahřát, prudce vybuchuje, mnohdy pouhým rozetíráním těchto hmot, pročež nutno s ním velmi opatrně zacházeti (viz též str. 99.).

Chlorečnanu draselného používá se v ohněstrůjství, jako okysličovadla, k výrobě kyslíku, v lékařství.

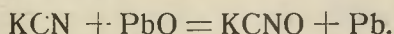
Chloristan draselný, perchlorát draselný KClO_4 přichází v přírodě v čilském ledku. Mírným pálením chlorečnanu draselného vzniká směs chloristanu a chloridu draselného, z níž krystalisací se získá chloristan ve studené vodě nesnadno rozpustný (viz též str. 100.).

Kyanid draselný KCN tvoří se zahřetím ústrojných dusíkatých látek s draslíkem.

Vyrábí se vedením ammoniaku přes směs rozpáleného hydroxydu draselného neb uhličitanu draselného a uhlí.

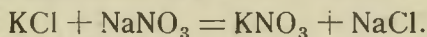
Krystaluje v bezbarvých kostkách, ve vodě se snadno rozpouští, roztok reaguje alkalicky a zapáchá kyanovodíkem, který se z něho uvolňuje působením kyslíčnicku uhličitého ze vzduchu. Jest velmi prudkým jedem.

Zahříváním se snadno roztápí, roztopený slučuje se s kyslíkem, odejímá jej na př. mnohým kyslíčnickům kovovým, přecházejí v kyanatan draselný KCNO na př.



Používá se ho velmi mnoho v průmyslu, v galvanoplastice, při pozlacování, k extrakci zlata z rud, k redukci kyslíčnicků v kovy (viz též str. 136.).

Dusičnan draselný KNO_3 , ledek obecný (*salpetr*), nachází se v přírodě dosti hojně. Vyrábí se nyní ponejvíce ze solí draselných ve Stassfurtě, tak zv. *konverzí*. V přiměřeně sehnaném roztoku chloridu draselného rozpustí se odpovídající množství dusičnanu sodného; nastane podvojný rozklad



Za horka vyloučí se chlorid sodný, průběhem schlazení vykristaluje dusičnan draselný.

Dusičnan draselný krystaluje v bezbarvých šestibokých hranolech soustavy kosočtverečné, pročež se nazývá také *ledkem prismatickým*. Rozpouští se v horké vodě mnohem snadněji než v chladné. Taje při 339°, prudčeji pálen ztrácí část kyslíku a mění se v dusitan draselný. Při zvýšené teplotě jest prudkým okysličovadlem.

Slouží ku konservování masa, jako hnojivo a k výrobě černého střelného prachu.

Střelný prach jest směsí ledku draselného, síry a dřevěného uhlí. Účinek střelného prachu jest způsoben tím, že vzniká při zapálení velké množství plynů, objem jejich jest tisíckrát větší, než objem původního prachu; jelikož se plyny následkem hoření prudce ohřejí, nabudou velkého objemu.

V novější době používaný bezdýmný střelný prach vyrábí se z ústrojných sloučenin.

Dusitan draselný KNO_2 ; platí o něm podobné jako o dusitanu sodném.

Síran draselný K_2SO_4 krystaluje v kosočtverečných hlatích bezvodý, rozpouští se ve vodě nesnadněji než síran sodný; taje při 1080° , vyrábí se podobně jako síran sodný působením kyseliny sírové v chlorid draselný nebo rozkladem Stassfurtských solí, podvojného síranu draselno-hořečnatého chloridem draselným.



Používá se ho k výrobě kamenců, uhličitanu draselného a jako hnojiva.

Kyselý síran draselný KHSO_4 rozpouští se snadno ve vodě; zahříváním mění se v pyrosíran draselný $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ a prudším žářem v síran draselný K_2SO_4 .

Siřičitan draselný K_2SO_3 a **kyselý siřičitan draselný** KHSO_3 ; o nich platí totéž, co o siřičitanech sodných.

Sírník draselný K_2S a **hydrosulfid draselný** KHS připravují se jako sirníky sodné a mají jim podobné vlastnosti.

Fosforečnany draselné K_3PO_4 , K_2HPO_4 , KH_2PO_4 připraví se jako obdobné soli sodné, jsou ve vodě snadno rozpustné.

Uhličitan draselný K_2CO_3 , vyrábí se vyluhováním popela rostlin vnitrozemských, ponejvíce však z *výpalků melassových*, kapaliny to, která zbývá po zpracování melassy na líh. Po oddestilování lihu zbývající výpalky melassové se odpaří a pálí (výpalkové uhlí). Vyluhováním zbytku získá se roztok uhličitanu a síranu draselného, z něhož částečným odpařením a postupnou krystalisací získá se uhličitan draselný.

V Německu vyrábí se uhličitan draselný ze Stassfurtského chloridu draselného. K roztoku chloridu draselného přidává se uhličitanu hořečnatého a působí se na směs za tlaku kyslíkem uhličitým. Vzniklý *kyselý uhličitan hořečnato-draselný* $\text{KHMg}(\text{CO}_3)_2$ rozkládá se vodou při 120° v uhličitan draselný a hořečnatý.

Čistý uhličitan draselný připravujeme pálením vinného kamene $\text{KH} \cdot \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$ bez přístupu vzduchu. Vznikne uhlík a uhličitan draselný.

Uhličitan draselný do obchodu přicházející pod jménem *potas* jest bílá krystalická látka, na vzduchu rozplývavá; ve vodě se snadno rozpouští, ve 100 g vody rozpouští se 114 g uhličitanu draselného

při 25°; roztok reaguje silně alkalicky. Ze sehnání roztoku krystaluje v bezbarvých *hlatích* $2\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Kyselý uhličitan draselný KHCO_3 připravuje se jako kyselý uhličitan sodný, krystaluje jednoklonně.

Odpařením roztoku uhličitanu draselného a sodného získáme **uhličitan sodnodraselný**, který taje snadněji než oba uhličitaný o sobě a používá se ho jako tavidla k rozkladu křemičitanů.

Elektrolýsou nasyceného roztoku uhličitanu draselného při —10 až —15° vylučuje se namodralý prášek *peruhličitanu draselného* KCO_3 ; volné kyseliny peruhličité neznáme; KCO_3 jest energické okysličovadlo.

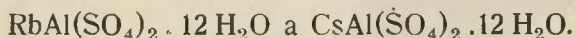
Křemičitaný draselné podobají se velmi křemičitanům sodným. Známe také *vodní sklo* draselné.

Soli draselné barví nesvítivý plamen fialově, za přítomnosti solí sodných fialové zabarvení se neobjeví.

RUBIDIUM, Rb = 85,5, CAESIUM Cs = 132,9.

Rubidium a **caesium** jsou v přírodě rozšířeny ve sloučeninách, ale vždy ve množství skrovném, v některých minerálech, na př. lepidolitu a v některých minerálních vodách.

Soli rubidné a caesné, *chlorid rubidný* RbCl a *chlorid caesný* CsCl , jsou ve vodě méně rozpustné než soli draselné; tvoří ne- snadno rozpustné *kamence*



Kyselý šťovan rubidný $\text{Rb}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ jest ve vodě mnohem méně rozpustný než kyselý šťovan caesný; na základě této vlastnosti lze rubidium dělit od caesia fraktionovanou krystalisací.

Soli *rubidné* barví nesvítivý plamen červenofialově, soli *caesné* modrofialově.

LITHIUM, Li = 7,03.

Lithium rozšířeno jest v přírodě ve sloučeninách, ale vždy ve skrovném množství, v různých minerálech, na př. lepidolitu a v některých minerálních vodách.

Lithium jest stříbrolesklý kov, tvrdší než draslík a sodík, a lze je vytahovati v drát; hutnotu má 0,534 při 20°.

Zahřáto na vzduchu na 200°, shoří oslňujícím plamenem na *kyslíčnik lithný* Li_2O .

Vodu rozkládá, ale volněji než sodík, vzniká *hydroxyd lithný* LiOH a vodík.

Skytá soli, z nichž **uhličitan** Li_2CO_3 a zvláště **fosforečnan** Li_3PO_4 jsou ve vodě velmi málo rozpustné, kdežto **chlorid lithný** LiCl a **síran lithný** Li_2SO_4 jsou ve vodě snadno rozpustné. Chlorid lithný rozpouští se také v alkoholu a ve směsi alkoholu a éteru; používá se jich v lékařství.

Soli lithné barví nesvítivý plamen karmínově.

AMMONIUM.

Solím alkalickým podobají se soli ammonné, v nichž předpokládáme jednomocný **radikál ammonium** NH_4 , který skytá s halogeny a zbytky kyselin soli. Hydrát ammonný jest velmi nestálý, již zahříváním roztoku štěpí se v ammoniak a vodu.

Soli ammonné liší se od alkalických solí poměrně snadnou tekavostí, při čemž se buď pouze dissociují v ammoniak a kyselinu a ochlazením vzniká opět původní sůl, na př. chlorid ammonný, nebo se úplně rozkládají, na př. dusičnan ammonný. Žiravinami se rozkládají za odštěpení ammoniaku (viz str. 59.).

Chlorid ammonný NH_4Cl , **salmiak**, vyskytuje se někdy poblíž sopek činných.

Vyrábí se uváděním ammoniaku do kyseliny solné; získaný roztok chloridu ammonného se zahustí a ponechá krystalisaci nebo se odpaří k suchu a čistí se sublimací.

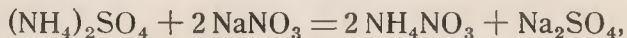
Chlorid ammonný krystaluje v kostkách, sublimovaný tvoří kusy vláknitého útvaru, jest bezbarvý, rozpouští se snadno ve vodě.

Zahříváním těká, aniž se roztápí, při čemž se dissociuje, ochlazením par vznikne opět původní chlorid ammonný (viz. str. 148.).

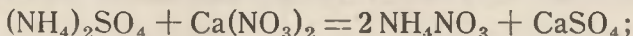
Používá se ho v galvanických článcích, při spájení kovů atd.

Dusičnan ammonný NH_4NO_3 jest isomorfní s dusičnanem draselným a připravuje se neutralisací ammoniaku kyselinou dusičnou.

Průmyslově se vyrábí ze síranu ammonného a dusičnanu sodného



nebo působením síranu ammonného v dusičnan vápenatý



takto se získá 99,9% ní výrobek.

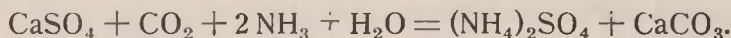
Ve vodě se rozpouští snadno za silného snížení teploty. Zahříváním rozkládá se v kysličník dusný a vodu. Užívá se ho k výrobě třaskavin, k přípravě chladivých směsí.

Dusitan ammonný NH_4NO_2 jest bezbarvá krystalická látka, velmi nestálá.

Síran ammonný $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ jest isomorfní se síranem draselným.

Vyrábí se uváděním ammoniaku do zředěné kyseliny sírové, nebo se do směsi síranu vápenatého a 25% ního ammoniaku vhání

za tlaku kysličník uhličitý, vznikne síran ammonný a uhličitan vápenatý



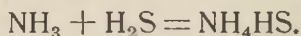
Kysličník uhličitý k tomu účelu použitý musí býti čistý, nesmí obsahovati kysličník uhelnatý.

Síran ammonný rozpouští se snadno ve vodě, ve 100 č. vody až 50 č. síranu ammonného; žiháním se rozkládá v ammoniak, kysličník siřičitý, dusík a vodu. Používá se ho jako hnojiva.

Persulfat ammonný $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ jest látka bezbarvá; působí jako okysličovadlo.

Sírník ammonný $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ jest bezbarvá látka, ve vodě snadno rozpustná; již za obyčejné teploty rozkládá se v ammoniak a hydrosulfid ammonný.

Hydrosulfid ammonný NH_4HS získá se nasycením roztoku ammoniaků sirovodíkem



Přidáme-li k němu tolik ammoniaků, kolik ho bylo původně sirovodíkem nasyceno, utvoří se sírník ammonný



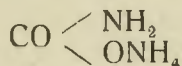
Tyto roztoky čerstvě připravené, zapáchají prudce a nepříjemně. Ve styku se vzduchem žloutnou a nabudou barvy oranžové, posléze se odbarví a vylučují síru. Rozkladem sírníku vylučuje se totiž síra, která se v sírníku ammonném rozpouští a tak vznikají polysulfidy $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ atd., které nazýváme *žlutým sírníkem ammonným*. Týž můžeme připravit též rozpouštěním sírného květu v sírníku ammonném. Ochlazením stejných objemů sirovodíku a ammoniaků tvoří se hydrosulfid ammonný v podobě bezbarvých jehlic.

Fosforečnany ammonné jsou *normální* $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, *sekundární* $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ a *primární* $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

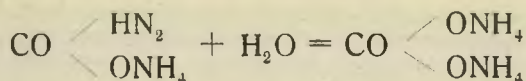
Uhličitan ammonný $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ vzniká uváděním kysličníku uhličitého v roztok ammoniaků. Tvoří bezbarvé krystaly s 1 mol. vody a již za obyčejné teploty se rozkládá v ammoniak a kyselý uhličitan ammonný.

Kyselý uhličitan ammonný NH_4HCO_3 krystaluje v bezbarvých hlatích; ve vodě se rozpouští, teplem téká a se rozkládá.

Prodejný uhličitan ammonný připravuje se zahříváním síranu nebo chloridu ammonného s uhličitanem vápenatým. Unikající těkavé zplodiny srážejí se v jímadle v bezbarvou krystalickou hmotu. Tento výrobek jest směsí kyselého uhličitanu ammonného a t. zv. *karbaminu ammonného*.



Při rozpouštění prodejného uhličitanu ammonného ve vodě rozpustí se kyselý uhličitan beze změny, kdežto karbaminan slučuje se s vodou a mění se v normální uhličitan.



Prodejný uhličitan ammonný zapáchá ammoniakem, poněvadž karbaminan ammonný v něm obsažený rozkládá se znenáhla v ammoniak, kysličník uhličitý a vodu.

TĚŽKÉ KOVY SKUPINY ALKALICKÝCH KOVŮ.

MĚĎ, STRÍBRO, ZLATO.

Kovy tyto náleží v periodické soustavě podle své atomové váhy do první skupiny, ale jsou vyjma toho, že mohou býti také jed-
nomocnými, od kovů alkalických svými vlastnostmi úplně odlišné.

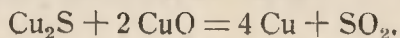
MĚĎ, Cu = 63,57.

Měď vyskytuje se v přírodě ryzí i ve sloučeninách, jako kysličníky, uhličitan, sirníky atd., jako *červená ruda měděná*, čili *kuprit* Cu_2O , *azurit* $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$, *malachit* $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$, *chalkosin* Cu_2S , *kýz měděný chalkopyrit* CuFeS_2 , *bornit* Cu_3FeS_4 . Z těchto rud vyrábí se měď buď na cestě suché, neb na cestě mokré.

Rudy sirné se praží neúplně, aby v nich část síry zbyla. Takto upravená ruda se za přísady křemičitanů taví a získá se t. zv. *lech* či *kámen měděný*, který jest v podstatě sirník měďný Cu_2S a obsahuje něco sirníku železnatého. Lech se znovu praží a taví s křemičitanem a získá se *surová* či *černá měď*. Surová měď se taví v proudě vzduchu, síra v ní obsažená shoří a přimísené kovy se okyslíčí; roztopená měď se míchá dřevěnými tyčemi (polování); zplodinami zuhlování tyčí redukuje se v mědi obsažený kysličník měďný v kov.

K výrobě surové mědi z lechu užívá se v novější době též rychlého a lacinějšího *způsobu konvertorového* (viz železo).

Roztopený lech vlévá se do konvertorů a proudem vzduchu okyslíčí se nečistoty v něm obsažené, jež částečně vytěkají (arsen, antimon, zinek), částečně přecházejí ve strusky (železo); na rozdíl od výroby železa v konvertorech neprohání se však vzduch spodem celou hmotou roztopeného lechu, neboť by se měď z největší části změnila v kysličník, nýbrž přes jeho povrch; částečně při tom vznikající kysličník měďný dává se sirníkem mědi v lechu obsaženém čistou měď a kysličník siřičitý, jenž vytěká.



Měď konvertorová obsahuje 95—99% čistého kovu.

Dle jiného způsobu nechávají kyzy železné, obsahující měď, na hromadách (haldách) větrati, čímž se okysličováním tvoří sírany; tyto haldy vyluhují se poléváním vodou, získaný roztok síranu železnatého a měďnatého vede se žlaby naplněnými odpadky železa, na které se vylučuje měď; takto získá se t. zv. *měď cementová*.

Úplně čistá měď získá se elektrolytickou rafinací. Ze surové mědi ulejou se desky, které se zavěsí do nádob, obsahujících roztok síranu měďnatého, okyselený kyselinou sírovou. Proti těmto deskám zavěsí se čistý měděný plech a nádobami vede se elektrický proud. Surová měď se rozpustí a vylučuje se znovu čistá na měděném plechu.

Kyslíkaté, mědi bohaté rudy se redukuje v pecích uhlím, za přísady látek struskotvorných.

Rudy chudé mědí, odpadky a okuje měděné zpracují se na cestě mokré; praží se za přísady chloridu sodného, vzniklý chlorid měďnatý se vylouží vodou a měď se v roztoku sráží elektrickým proudem; získá se t. zv. *měď elektrolytická*.

Měď jest kov světle červený, silně lesklý, krystaluje v osmistěnech, velmi tažný a pevný, $h = 8,9$; roztápí se při 1080° .

Na vzduchu se okysličuje, v suchém vzduchu černá, ve vlhkém se pokrývá zelenou vrstvou zásaditého uhličitanu měďnatého. Rozpálena na vzduchu se okysličuje v kysličník měďný a měďnatý (okuje při válcování a kování).

V kyselině solné a zředěné kyselině sírové se měď zvolna rozpouští, snadněji v horké sehnané kyselině sírové, v kyselině dusičné snadno. V ammoniaku se za přístupu vzduchu též rozpouští modrou barvou. Z roztoků solí měďnatých vylučuje se měď houbovitě železem, zinkem a hořčíkem.

Mědi používá se hojně k různým účelům, k zhotovování měděného nádobí, trubek a drátu pro účely elektrotechniky, poněvadž má po stříbře největší vodivost.¹⁾ zvláště však ve slitinách, z nichž některé se vyznamenávají velikou pevností, kujností a tažností a lze je pěkně leštit.

Nejdůležitější slitiny mědi s cínem jsou: *zvonovina*, slitina mědi s 20—25% cínu, *zrcadlovina*, slitina mědi s 33% cínu, *dělovina*, slitina mědi s 9—10% cínu.

Fosforová bronz jest slitina 90% mědi a 9% cínu a 0,5—1,0% fosforu, *křemíková bronz* obsahuje 1—2% křemíku; *moderní bronz* má 86,6% mědi, 6,6% cínu, 3,3% zinku, 3,3% olova; *antická bronz* jest slitina mědi a cínu měnivě složená, zřídka obsahuje zinek.

Mosaz je slitina mědi a zinku: *červená mosaz* (červená litina, tombak), obsahuje 15—18% zinku; slouží zvláště k zhotovování součástí strojových, přísadou cínu zvyšuje se její tvrdost, lesk, pev-

¹⁾ Vezmeme-li elektrickou vodivost stříbra = 100, jest vodivost mědi 91, železa však jen 11 až 16.

nost a tažnost (kov *delta*). Kov *durana*, k týmž účelům sloužící, jest slitina mědi, cínu, antimonu, hliníku, železa a kadmia, má vlastnosti železa a nerezaví.

Žlutá mosaz (žlutá litina) obsahuje 20—50% zinku, malé množství olova (1—2%).

Bílá mosaz (bílá litina) obsahuje 50—80% zinku, jest světle žlutá, křehká a lze jí používat jen k slévání.

Z rozmělněné mosazi se vyrábějí *bronzové barvy*; dle různé teploty, při níž prášek mosazný byl zahříván, vznikají různé barevné odstíny.

Kov *talmi* jest pozlacená červená mosaz; *cuiivre poli* jest mosaz obsahující též cín.

Slitina 25% niklu a 75% mědi jest bílá, slouží k ražení mincí. Podobně složené jsou *konstantan* a *nikelin*, jichž se používá v elektrotechnice k zhotovování odporových drátů; přísada manganu zvyšuje odpor.

Pakfong či *argentan* jest slitina mědi, zinku a niklu, barvy žlutobílé. Předměty z pakfongu zhotovené a postříbřené nazývají se *nové stříbro*, *čínské stříbro*, *alpaka*, *christofle* atd.

Bronz hliníková jest slitina mědi s 5 až s 10% hliníku; jest pevná a tvrdá jako obyčejná bronz a tažná jako mosaz, má barvu zlata.

Manganová bronz jest slitina 70% mědi a 30% manganu. Jest nemagnetická, avšak přísadou hliníku, cínu, vizmutu, antimonu, arsenu nebo boru nabývá vlastností magnetických.

Měď dává dvě řady sloučenin: měďné či *kuprosloučeniny* a měďnaté či *kuprsloučeniny*.

SLOUČENINY MĚDNÉ.

Kyslíčník měďný Cu_2O nachází se v přírodě jako červená ruda měděná, *kuprit*.

Vylučuje se z roztoku síranu měďnatého, přidáme-li k němu cukru hroznového a louhu draselného, jako červený prášek.

Hydroxyd měďný $\text{Cu}(\text{OH})$ vzniká rozkladem chloridu měďného louhem alkalickým nebo působením hydroxylaminu v alkalický roztok soli měďnaté za studena.

Jest to žlutá sraženina, která se na vzduchu rychle okysličuje v modrý hydroxyd měďnatý.

Chlorid měďný CuCl připravíme si zahříváním stejných dílů chloridu měďnatého a měděných pilin s desetinasobným množstvím 20%ní kyseliny solné, až tmavěhnědá tekutina se odbarví, načež vlejeme do většího množství studené destilované vody a bílou sraženinu promyjeme vodou.

Chlorid měďný rozpouští se ve vodě jen nepatrně, v kyselině solné a v amoniaku se rozpouští.

Tento roztok slouží při analýze plynů k pohlcování kyslíčnicku uhelnatého a kyslíku. V průmyslu používá se chloridu měďného při výrobě vodíku z vodního plynu, aby se odstranil kyslíčnick uhelnatý.

Chlorid měďný se na vzduchu okysličuje a mění se v chlorid měďnatý.

Jodid měďný CuJ vzniká smíšením roztoku síranu měďnatého s jodidem draselným za tepla. Vylučuje se hnědobílý prášek s jodem.

Kyanid měďný CuCN vylučuje se srážením roztoku síranu měďnatého kyanidem draselným za tepla jako bílá sraženina. Z počátku vzniká sice kyanid měďnatý $\text{Cu}(\text{CN})_2$, ten se ale rozkládá ihned v kyanid měďný a kyan.

Rhodanid měďný CuSCN vylučuje se z roztoků solí měďnatých rhodanidem draselným za přídavku kyseliny siřičité.

Sirník měďný Cu_2S nachází se v přírodě jako *leštěnec měďný* vedle *měďného kyzu* CuFeS_2 nebo Cu_3FeS_3 .

Srážíme-li roztoky solí měďnatých sírovodíkem, vylučuje se sraženina měnivého složení, která obsahuje sirník měďný. Z roztoku v žlutém sirníku ammonném krystaluje také jen měďná sloučenina CuNH_4S_4 .

SLOUČENINY MĚĎNATÉ.

Kyslíčnick měďnatý CuO získá se vedle kyslíčnicku měďného pálením mědi na vzduchu nebo pálením dusičnanu, uhličitánu nebo hydroxydu měďnatého.

Je to látka černá, ve vodě nerozpustná. Uhlím anebo vodíkem se v žáru snadno redukuje v kov.

Pálíme-li ústrojně látky s kyslíčnickem měďnatým, okyslíčí se kyslíkem kyslíčnicku měďnatého uhlík v nich obsažený v kyslíčnick uhličitý a vodík na vodu; na tomto základě používá se kyslíčnicku měďnatého k rozboru ústrojných sloučenin.

Kyslíčnick měďnatý se rozpouští v roztopeném skle a dodává mu barvy zelené.

Hydroxyd měďnatý $\text{Cu}(\text{OH})_2$ vylučuje se srážením roztoku soli měďnaté louhem draselným neb sodným jako modrá ssedlina $(\text{CuO}) \cdot \text{H}_2\text{O}$, která zahříváním odštěpuje část vody a hnědne.

V ammoniaku se hydroxyd měďnatý rozpouští barvou modrou, vzniká ammoniumkuprihydroxyd $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4 \cdot (\text{OH})_2$, který slouží jako Schweitzerovo zkoumadlo na celulosu.

Za přítomnosti některých ústrojných látek, na př. vinné kyseliny, nevylučuje se louhem alkalickým žádná sraženina, roztok barví se pouze modře; z takového roztoku se různými redukujícími látkami zahříváním vylučuje kyslíčnick měďný.

Vyloučíme-li z roztoku soli měďnaté prve vápnem nebo ammoniakem zásaditou sůl, tuto promyjeme a pak na ni působíme louhem draselným, získáme krystalický hydroxyd $\text{Cu}(\text{OH})_2$, kterého se používá jako pěkné modré barvy pod jménem *horské modři*.

Chlorid měďnatý $\text{CuCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ získá se rozpouštěním kysličníku měďnatého v kyselině solné; krystaluje v bledě modrých jehlicích ve vodě a v lihu rozpustných.

Pod jménem *brunšvická zeleň* přichází do obchodu zásaditý chlorid měďnatý.

Síran měďnatý $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ získáme rozpouštěním kysličníku nebo uhličitanu měďnatého ve zředěné kyselině sírové nebo mědi v horké sehnané kyselině sírové. Krystaluje v modrých trojklonných krystalech, jež nazýváme *modrou skalicí*.

Ve 100 g vody rozpouští se 19,3 g krystalovaného síranu měďnatého při 15°, 73,5 g při 100°.

Zahříváním na 200° pouští vodu a mění se v bílý prášek *bezvodého síranu měďnatého*, který se slučuje dychtivě s vodou a používá se ho k odvodňování kapalin na př. lihu nebo k sušení plynů.

Se sírany alkalických kovů tvoří síran měďnatý podvojně soli na př. síran měďnato-sodný $\text{Na}_2\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, se solemi ammonnými dává komplexní soli, na př. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{SO}_4$ nebo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \cdot \text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Železo a zinek vylučují z roztoku síranu měďnatého měď, kteréžto vlastnosti používá se při zpracování kyzů měďných (měď cementová).

Dusičnan měďnatý připravujeme rozpouštěním mědi v kyselině dusičné; tvoří modré sloupkovité krystaly $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, na vzduchu rozplývavé, také v lihu rozpustné.

Lihovým roztokem dusičnanu měďnatého napojený papír po vysušení se velmi snadno zapaluje.

Uhličitán měďnatý nachází se v přírodě jako zelený minerál *malachit* $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ a modrý *azurit* $2 \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Normálního uhličitanu CuCO_3 dosud neznáme. Srážením roztoku síranu měďnatého uhličitánem sodným nebo draselným vznikají zelenavě modré kolloidné sraženiny měnivého složení, které se znáhla mění v krystalický zásaditý uhličitán $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

S uhličitany alkalických kovů tvoří uhličitán měďnatý modré podvojně soli, na př. $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ nebo $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$.

Sírník měďnatý. Srážením roztoku soli měďnaté sirovodíkem vzniká černá sraženina měnivého složení. Rozpouští se částečně v sírníku ammonném. Sírník CuS přichází v přírodě.

Křemičitany měďnaté nacházejí se v přírodě, na př. modrozelený *chrysokoll* $\text{CuSiO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, zelený *dioplas* $\text{CuSiO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

V roztopeném skle (vápenatém i olovnatém) rozpouští se kysličník měďnatý za přítomnosti železných pilin nebo koptu z prvu bezbarvě a vzniká pravděpodobně křemičitán měďnatý. Při dalším zahřívání vylučuje se ve skle velmi jemně rozptýlená měď a sklo barví se pěkně červeně. Je-li ve skle větší množství mědi, nabývá toto barvy temně červené (antické porporino),

Sviňobrodská zeleň $3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ vzniká smísením horkých sehnaných roztoků arsenité kyseliny a octanu měďnatého.

Švédská zeleň (*Scheelova zeleň*) vzniká srážením roztoku síranu měďnatého arsenitanem sodným, sraženina má měnivé složení, na př. $\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2$ nebo $2\text{CuO} \cdot \text{As}_2\text{O}_3 \cdot \text{Cu}(\text{AsO}_2)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; rozpouští se v loužích alkalických modrou barvou.

Octan měďnatý $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ připravuje se rozpouštěním kysličníku měďnatého v kyselině octové; tvoří modré rhombické krystaly. Používá se ho k výrobě barev.

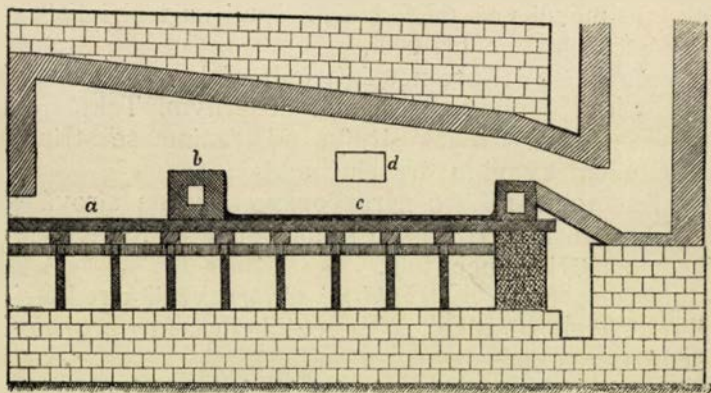
Zásaditý octan měďnatý (modrý) $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ vyrábí se působením par kyseliny octové vyvinujících se z kvasících matolin vinných na měděné desky za přístupu vzduchu.

Podobným způsobem připravená *zelená plista měděná* jest směs zásaditých octanů měďnatých. Obou octanů používá se k výrobě barev.

STRÍBRO, $\text{Ag} = 107,8$.

Stříbro vyskytuje se v přírodě jednak ryzi, jednak ve sloučeninách jako sirník *argentit* Ag_2S , jako *leštěnec stříbrný* $\text{Ag}_2\text{SCu}_2\text{S}$, s antimonem jako *temnorudek* či *pyrargyrit* Ag_3SbS_3 , s arsenem jako *jasnorudek* či *proustit* Ag_3AsS_3 , v leštěnci olověném, v kyzu železném, měděném, pod jménem *polybasit* $(\text{AgCu})_{18}(\text{SbAs})_2\text{S}_{12}$ atd.

Obr. 21.



Vyrábí se v hutích, na př. v Příbrami ze stříbrnosného leštěnce olověného odháněním rudního olova.

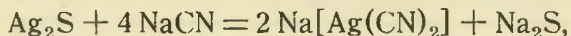
Rudní olovo stříbrem bohatší (nejméně 0,05% stříbra) taví se v *odháněcí peci* (obr. 21.) v proudu vzduchu; olovo, snadno okysličitelné změní se v *klejt* (kysličník olovnatý), který taje a odtéká stále z pece, kdežto stříbro zbude na dně peci ve způsobu kavalce, jež nazýváme *regulus*.

Rudní olovo chudé stříbrem se prve zpracuje *patinsonováním*; olovo se roztápí a nechá se napolo stuhnouti; tím se získá tuhé olovo a, matiční louh (tekuté olovo) stříbrem bohatší, který se pak odhání.

Jiný způsob je *parkesování*: olovo slévá se se zinkem a nechá chladnouti. Zinek odejme olovu stříbro; při chladnutí ztuhne prve zinek a vyplave na povrch tekutého olova, načež se oddělí. Stříbro se z něho získá pálením v proudu přehřáté páry; zinek se okyslíčí v ZnO, zbude stříbro.

Sirné rudy stříbrné, bohaté stříbrem, se praží s chloridem sodným a pak se působí na ně železem za přítomnosti vody; chlorid stříbrný pražením vzniklý, redukuje se ve stříbro, které se vytáhne rtutí. Získaný amalgam se lisuje a ze zbytku se rtuť odstraní destilací.

Dle jiného způsobu se sirné rudy vyluhují kyanidem sodným



vzniká argentokyanid sodný, z něhož se vyloučí stříbro zinkem neb elektrickým proudem.

Prodejné stříbro obsahuje něco mědi, proto se ještě čistí. Stříbro se rozpustí v kyselině dusičné a z roztoku vyloučí se kyselinou solnou chlorid stříbrný; ten se redukuje buď zinkem u přítomnosti vody nebo se slévá s uhličitanem sodným.

Dle novějšího způsobu čistí se stříbro elektrolyticky. Desky stříbrné zavěsí se jako anody do velmi zředěné kyseliny dusičné a elektrickým proudem napjetí 1,5 voltu vylučuje se na katodě čisté stříbro.

Stříbro jest kov bílý, hutnoty 10,5, velmi kujný a tažný, tvrdší než zlato, ale měkčí než měď, lze je tepati na tenké lístky, krystaluje v osmistěnech, taje při 960°.

Na vzduchu se stříbro nemění; je-li však ve vzduchu sírovodík, hnědne až černá vzniklým siřníkem stříbrným. Taktéž působením ozonu stříbro černá. Povlak siřníku odstraníme se stříbra umytím 1% ním roztokem kyanidu draselného.

Kyselina solná stříbro nerozpouští, kyselina sírová teprve za tepla, kyselina dusičná rozpouští stříbro snadno. Roztopené žiraviny a dusičnany na stříbro nepůsobí.

Jemně rozptýlené *molekulární stříbro* vzniká redukcí chloridu stříbrného zinkem neb alkalickým roztokem cukru hroznového; jest barvy šedé.

Kolloidní stříbro vzniká působením formaldehydu nebo tanninu v roztok dusičnanu stříbrného, slabě ammoniakem zalkalisovaného. Jest to látka barvy čokoládové (hydrogel), která se ve vodě rozpouští (hydrosol) barvou hnědou, purpurovou či modrou, líhem se opět sráží. Do obchodu přichází jako *kollargol* nebo *argentum kolloidale*.

Stříbra používá se k hotovení různých předmětů, k ražení mincí, k postříbřování, ve fotografii, ve slitině se zlatem; kolloidálního stříbra v lékařství atd.

Kysličník stříbrný Ag_2O vylučuje se srážením roztoku soli stříbrné louhem draselným nebo sodným jako šedohnědá sraženina. V roztopeném skle se rozpouští a barví je žlutě.

Kysličník stříbrný jest ve vodě jen skrovně rozpustný, má vlastnosti silně zásadité, vylučuje z roztoku solí měď, vizmut, rtuť, zinek, železo, kobalt, chrom, beryllium a hliník jako hydroxydy.

Hydroxyd stříbrný ve stálé formě neznáme, louhy alkalickými vylučuje se z roztoku solí stříbrných kysličník stříbrný.

Působením ammoniaku v kysličník stříbrný vzniká černá sloučenina, *Bertholletovo třaskavé stříbro*, látka silně výbušná, bezpochyby amid stříbra NH_2Ag .

Chlorid stříbrný AgCl vzniká srážením roztoku soli stříbrné kyselinou solnou nebo roztokem chloridu alkalického jako bílá, klkatá sraženina, téměř ve vodě a ve zředěné kyselině dusičné nerozpustná; rozpouští se však snadno v ammoniaku, vzniká $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ nebo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}$. AgCl , v kyanidu draselném, vzniká $\text{KAg}(\text{CN})_2$ a v sirnatu sodném, vzniká $\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Z ammoniakálního roztoku vylučuje se kyselinami opět chlorid stříbrný.

Také se rozpouští chlorid stříbrný v sehnané kyselině solné nebo v sehnaném roztoku chloridů alkalických, z nichž po vychladnutí vykristaluje.

Mírným pálením taje chlorid stříbrný při 485° v kapalinu nažloutlou, která schladnutím stuhne v látku rohu podobnou (*rohové stříbro*).

Bromid stříbrný AgBr jest podobný chloridu; v ammoniaku jest nesnadno rozpustný.

Jodid stříbrný AgJ jest nažloutlý, v ammoniaku nerozpustný.

Chlorid, bromid a jodid stříbrný podléhají účinkům světla, kteréž okolnosti se vyvíjí ve fotografii.

Síran stříbrný Ag_2SO_4 jest bílá látka, rozpouští se ve vodě skrovně, při 100° 1 část síranu teprve v 69 č. vody.

Dusičnan stříbrný (*argentum nitricum*) AgNO_3 vzniká rozpouštěním stříbra v kyselině dusičné; krystaluje v bezbarvých, deskovitých hlatích, není hygroskopický, taje při 208° .

Ve vodě se rozpouští snadno, roztok reaguje neutrálně; ve 100 č. vody rozpouští se při 20° 215 g dusičnanu stříbrného; také v lihu se rozpouští.

Ústrojné látky redukuje z roztoku dusičnanu stříbrného působením světla stříbro; odtud černání kůže roztokem dusičnanu stříbrného. Užívá se ho ve fotografii, v lékařství (*pekelný kámenek*, *lapis infernalis causticus*), atd.

Sírník stříbrný Ag_2S , v přírodě jako minerál *argentit*, vylučuje se z roztoku soli stříbrné sirovodíkem neb sírníky jako černá sraženina.

Kyanid stříbrný AgCN vzniká opatrným přidáváním roztoků kyanidu draselného k roztoku dusičnanu stříbrného, jako bílá sra-

ženina v nadbytku kyanidu draselného rozpustná, vzniká argento-kyanid draselný $K[Ag(CN)_2]$ (viz sole komplexní); užívá se ho k po-stříbřování předmětů. Kyanid stříbrný jest ve vodě nepatrně rozpustný.

Rhodanid stříbrný $AgSCN$ vylučuje se z roztoku soli stříbrné rhodanidem draselným jako bílá sraženina, ve vodě téměř nerozpustná. S nadbytkem rhodanidu dává rozpustnou podvojnou sůl $KAg(SCN)_2$.

Sirnatany sodno-stříbrné $NaAgS_2O_3$ ve vodě málo rozpustný a $2NaAgS_2O_3 \cdot Na_2S_2O_3$, ve vodě snadno rozpustný, vznikají přidáním sirnatanu sodného k roztoku soli stříbrné v nadbytku. Na této vlastnosti založeno jest ustalování fotografických desek po osvětlení a vyvolání obrazu.

Azid stříbra AgN_3 vzniká sražením roztoku dusičnanu stříbrného roztokem azoimidu; jest to látka bílá, výbušná.

ZLATO, $Au = 197,2$.

Zlato vyskytuje se v přírodě ponejvíce ryzí, mimo to jako tellurid *sylvanit* $(AuAg)Te_2$, *nagyagit* atd., provází v nepatrném množství *kyz železný*, *leštěnc* *olověný*, *surmu* atd; bývá též v křemenu obsaženo. Největší ložiska zlata vyskytují se v Transvaalu v Africe, v Australii, Sibíři (Ural, Altaj, Lena, Jenisej), v severní Americe, na Aljašce a v Kalifornii, v jižní Americe.

V Čechách nalézá se zlato v nepatrném množství v křemenném písku v Otavě, kde se dříve rýžovalo, (odtud název zlatonosná Otava) a v rudním olovu u Příbrami, ve větším množství však v Roudném u Vlašimi a v Libčicích u Nového Knína. V Roudném dolovalo se již v 11. století, důl upadl však v zapomnění a teprve od r. 1892 bylo dolování opět zahájeno. Denně vytěží se 120 tun rudy, obsahující průměrně 150 g zlata.

Ve Slovensku jsou zlaté doly u Štávnice a Kremnice.

Známe tři způsoby zpracování rud zlatonosných. Dle prvního způsobu melou se zlatonosné rudy na prášek a z nich se zlato vylučuje chlorovou vodou. Působením chlorové vody vznikne roztok chloridu zlatitého, z něhož se vyloučí zlato buď skalicí zelenou, kyselinou šťavelovou nebo cezením filtry, naplněnými dřevěným uhlím.

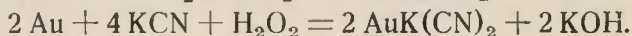
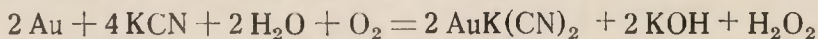
Takto získané zlato obsahuje stříbro, také platinu, palladium, rhodium, tellur a dále se čistí.

Druhý způsob jest *amalgamace*.

Rudy se nejprve praží a rozemílají se na moučku, načež se důkladně mísí s vodou a rtutí za přísady sodíkové amalgamy. Zlato se rtutí dá amalgamu, ze které se získá zlato odehnáním rtuti v retortových pecích.

Obsah retorty se taví a získá se surové zlato, které obsahuje mnohdy až polovici stříbra a dle naleziště rud i jiné vzácné kovy. Zlato se od přímísených kovů dělí chemicky.

Amalgamací získá se asi 65% zlata, obsaženého v rudě. Proto se od amalgamace odcházející rudný rmut třídí v kal, písek a kyz; písek se vypírá nejprve zředěným louhem sodným a pak se vyluhuje dle třetího způsobu roztokem 0,1%ního kyanidu draselného. Působením kyanidu a kyslíku vzdušného nastávají tyto reakce:



Ze vzniklého aurokyanidu draselného vyloučí se zlato buď zinkem nebo elektrickým proudem na olověných katodách.

Zlato jest kov žlutý, silně lesklý, dosti měkký, má hutnotu 19,2, jest ze všech kovů nejkujnější a nejtažnější; mohou býti z něho vyrobeny zcela tenounké lístky (0,001 mm silné), které prosvítají barvou modrozelenou (tepané zlato, pozlátko). Taje při 1064°.

Z kyselin rozpouští je královská lučavka.¹⁾ Za přítomnosti okysličovadel rozpouští se však i v jiných kyselinách; taktéž chlor a brom na ně působí. Na vzduchu jest stálé i za zvýšené teploty.

Působíme-li v mírně alkalický roztok chloridu zlatitého velmi zředěným roztokem formaldehydu za horka, nabude kapalina barvy červené nebo tmavomodré, vzniká *kolloidní zlato*.

Také vzniká kolloidní zlato, zahříváme-li zředěný roztok chloridu zlatitého, neutralisovaného kyselým uhličitánem draselným za přídavku několika kapek tanninu.

Z tohoto roztoku lze zlato vyloučiti přísadou solí; přídavkem gelatiny se vylučování zlata zamezí.

Technicky důležité jsou slitiny zlata s mědí (*červené zlato*) a se stříbrem (*žluté zlato*).

Zlato jest ve sloučeninách jedno- a trojmocné, tvoří sloučeniny zlatné (*aurosloučeniny*) a zlatité (*aurisloučeniny*).

SLOUČENINY ZLATNÉ.

Kysličník zlatný Au_2O jest tmavofialový prášek, zahříváním rozkládá se ve zlato a kyslík.

Hydroxyd zlatný AuOH jest tmavofialový prášek, ve studené vodě barvou modrou rozpustný.

Chlorid zlatný AuCl vzniká zahříváním chloridu zlatitého jako bílý, ve vodě nerozpustný prášek.

Známe také *sirniky* zlata Au_2S , AuS a AuSNa .

SLOUČENINY ZLATITÉ.

Kysličník zlatitý Au_2O_3 jest hnědý prášek.

Z roztoku chloridu zlatitého vylučuje s louhem alkalickým **hydroxyd zlatitý** AuO(OH) .

¹⁾ Směs 1 objemu kyseliny dusičné sehnané a 4 až 6 objemů sehnané kyseliny solné.

Kysličník a hydroxyd zlatitý rozpouštějí se v roztoku kyanidů alkalických a vznikají komplexní soli aurikyanidy na příklad $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_4]$, kterých se používá k pozlacování předmětů.

Tyto komplexní kyanidy vznikají také působením kyanidu alkalického v jemně rozptýlené zlato za spolupůsobení kyslíku vzdušného.

Působením amoniaku v kysličník neb hydroxyd zlatitý vzniká hnědá sloučenina t. zv. **třaskavé zlato**, jež nárazem nebo zahřetím vybuchuje.

Chlorid zlatitý AuCl_3 vzniká přímým slučováním chloru se zlatem; jest to látka žlutohnědá, rozplývavá.

Rozpouštěním zlata v královské lučavce a krystalisací vylučují se žluté jehlice **kyseliny chlorozlatité** $\text{HAuCl}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, které zahříváním se rozkládají a zbývá směs chloridu zlatitého a zlatného.

Chlorid zlatitý barví kůži tmavě purpurově, vzniká kolloid zlata.

Chloridu zlatitého používá se k pozlacování a ve fotografii.

Působením amoniaku v roztok chloridu zlatitého vylučují se sraženiny složení $\text{Au}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ a $\text{ClNH}_2 \cdot \text{Au} \cdot \text{NH} \cdot \text{AuNH}_2\text{Cl}$; za přítomnosti chloridu ammonného vylučuje se $(\text{NH}_2)_2\text{AuCl}$.

Přidáme-li k roztoku chloridu zlatitého roztok chloridu cínatého, vzniká hnědá až purpurová sraženina t. zv. **purpur Cassiův**; slouží k barvení skla na rubínovo.

Purpur Cassiův lze považovati za hydroxyd ciničitý pomíšený s kolloidálním zlatem.

II. SKUPINA KOVŮ ŽÍRAVÝCH ZEMIN.

BERYLLIUM, HOŘČÍK, VÁPNIK, STRONCIUM,
BARYUM, RADIUM.

Kovy žíravých zemin jsou dvojmocné a řadíme je ke kovům lehkým. Mají hutnotu 1,6 až 3,8. Jsou tvrdší a těžší než kovy alkalií, vodu rozkládají nesnadněji. Jejich kysličníky jsou bílé, zemité, téměř netavitelné; s vodou tvoří zásady, ve vodě celkem málo rozpustné. Normálně uhličitany a fosforečnany kovů žíravých zemin jsou ve vodě téměř nerozpustné.

HOŘČÍK, $\text{Mg} = 24,32$.

Hořčík (magnesium) jest velice rozšířený prvek, provází téměř stále vápník; nalézá se v přírodě zvláště jako uhličitán hořečnatý MgCO_3 *magnesit*, s uhličitánem vápenatým $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ jako *dolomit*, jako křemičitany na př. *olivín* Mg_2SiO_4 , řidčeji jako fosforečnan, hojně v Stassfurtských solích jako chlorid hořečnatý s chloridem draselným $\text{KClMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (*karnallit*), jako síran hořečnatý $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ *kieserit*, se síranem draselným $\text{MgSO}_4\text{K}_2\text{SO}_4$.

$6\text{H}_2\text{O}$ *schönit*, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ *kainit*, s chloridem vápenatým *tachhydrit* atd.

Hořčík vyrábí se elektrolysou roztopeného chloridu hořečnatodraselného za přísady fluoridu vápenatého v železných kelímcích, které slouží jako katoda; anodou jest uhelná tyč.

Hořčík jest kov stříbrobílý, hutnoty 1,74, velmi tažný. Taje asi při 750° . Na vzduchu jest stálý. Zahřát asi na 800° hořčík shoří skvěle modravě bílým plamenem na kysličník hořečnatý. Plamen hořčíku vysílá hojnost chemicky činných ultrafialových paprsků.

Vodu rozkládá hořčík i za varu jen slabě. Zahřejeme-li však směs proužků hořčíku s $\frac{1}{20}$ váhy jodu velice opatrně v baňce až jod vyprchá, vznikne »aktivní hořčík«, který rozkládá snadno nejen vodu, nýbrž i mnohé ústrojné sloučeniny.

Ke kyslíku má velmi značnou příbuznost a redukuje snadno v žáru četné kysličníky v kovy; kysličník hořečnatý neredukuje se uhlím ani v žáru elektrické peci.

S dusíkem dává v červeném žáru *nitrid hořčíku* Mg_3N_2 , který se vodou rozkládá v hydroxyd hořečnatý a ammoniak.

Hořčík přichází do obchodu v prášku, jako drát, proužky a plech; používá se ho ve fotografii, k osvětlování, v chemii, zvláště ku přípravě různých slitin s hliníkem nebo zinkem, které se vyznačují lehkostí a dosti velkou pevností; slitina hořčíku s hliníkem zove se *magnaliem*.

Kysličník hořečnatý MgO připravuje se pálením zásaditého uhličitánu hořečnatého, pročež se zove *pálenou magnesií* (magnesia usta).

Jest to bílý, lehký a kyprý prášek, ve vodě nerozpustný. V ohni jest stálý a slouží k přípravě ohnivzdorné hmoty (90% kysličníku hořečnatého, 5% kysličníku železnatého, 5% vápna, hlíny a kysličníku křemičitého), která snese žár až 2000° . Této hmoty používá se k vyložení elektrických pecí.

Čistého kysličníku hořečnatého lisovaného používá se k přípravě tělísek k *Nernstovým* lampám.

Hydroxyd hořečnatý Mg(OH)_2 vylučuje se z roztoku soli hořečnaté srážením louhy alkalickými jako průsvitná, bělavá sraženina. Ve vodě se rozpouští velice nepatrně. Pálením rozkládá se v kysličník a vodu.

Chlorid hořečnatý $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ přichází v přírodě s chloridem draselným jako *karnallit* $\text{KClMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Získá se rozpouštěním uhličitánu nebo kysličníku hořečnatého v kyselině solné; krystaluje v bezbarvých hlatích, na vzduchu se rozplývá; zahříváním se chlorid hořečnatý částečně rozkládá v chlorovodík a oxychlorid hořečnatý Mg(OH)Cl , silným žářem rozkládá se na kysličník hořečnatý a chlor.

Smísíme-li sehnaný roztok chloridu hořečnatého s kyslíčnickem hořečnatým, ztuhne směs v krátké době v bílou, tvrdou hmotu, jež se nazývá cementem *Sorelovým*; jest to zásaditý chlorid hořečnatý $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ s hydroxydem hořečnatým.

Tato hmota smísená s dřevěnými pilinami nebo s korkovou drtí, slouží jako *xyolith* k různým účelům na př. jako stolní desky v laboratořích, k vyložení podlah atd.

Ve směsi s bavlněnými vlákny nebo s dřevěnou drtí slouží k výrobě různých předmětů, jako knoflíků, kulečnickových koulí, avšak nevzdoruje úplně vodě.

Síran hořečnatý $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ přichází v přírodě jako minerál *kieserit* $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ a jako *schönit* $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ v stassfurtských ložiskách solných, v mořské vodě, v některých minerálních vodách (hořké prameny).

Síran hořečnatý lze připravit rozpouštěním uhličitanu hořečnatého v kyselině sírové. Krystaluje v hranolcích nebo v jehličkách, na vzduchu větrajících. Zahříváním pouští vodu, velkým žárem se rozkládá. Do obchodu přichází pod názvem *hořká sůl*; má vlastnosti projímací.

Dusičnan hořečnatý $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ krystaluje v bezbarvých hlatích.

Fosforečnan hořečnatý $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ vylučuje se z roztoku soli hořečnaté jako bílá sraženina působením středního fosforečnanu sodného; taktéž známe kyselé fosforečnany MgHPO_4 a $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, které mají obdobné vlastnosti jako fosforečnany vápníku.

Uhličitan hořečnatý MgCO_3 přichází v přírodě jako *magnesit* MgCO_3 isomorfický s kalcitem a jako *dolomit* $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$.

Vzniká srážením roztoku soli hořečnaté uhličitanem alkaličným jako lehká, bílá sraženina. Do obchodu přichází v kusech pod jménem *bílá magnesie*, která jest zásaditý uhličitan hořečnatý $3 \text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$. Slouží jako bílá barva, jako cidící prášek, při přípravě zubních past a v lékařství.

Uhličitan hořečnatý se ve vodě působením kyslíčnicku uhličitého dosti rozpouští a vzniká *kyselý uhličitan hořečnatý* $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Jest obsažen v mnohých přirozených vodách a tvoří s kyselým uhličitanem vápenatým dočasnou tvrdost vody.

Křemičitany hořečnaté jsou v přírodě značně rozšířeny jako *forsterit* Mg_2SiO_4 , *olivin* $(\text{MgFe})_2\text{SiO}_4$, vodnaté křemičitany *mastek* či *klouzek* $\text{Mg}_3\text{H}_2(\text{SiO}_3)_4$, *mořská pěna* $\text{Mg}_2\text{Si}_3\text{O}_8 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, *serpentin* $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ a *asbest*, kterého se používá jako isolační hmoty, k filtraci, kde nelze užití papíru, jako asbestové lepenky a šňůry k utěsnění části strojů a elektrických přístrojů, poněvadž jest ohnivzdorný a taje dle svého složení teprve při 1100° až 1500° .

Také *augit*, *amfibol* a jiné četné křemičitany obsahují hořčík.

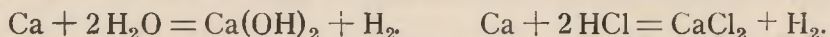
VÁPNIK, $\text{Ca} = 40,07$.

Sloučeniny vápníku jsou v přírodě v rostlinách a zvířatech velice rozšířeny, zvláště jako síran, uhličitan a fosforečnan vápenatý.

Vápník (*kalcium*) může být připraven elektrolysou roztopeného chloridu vápenatého za přísady fluoridu vápenatého nebo tavením chloridu vápenatého se zinkem a sodíkem; do obchodu přichází v tyčinkách.

Vápník jest nažloutle bílý, silně lesklý kov. Na suchém vzduchu se nemění, rozpálen shoří však v kysličník vápenatý.

Rozkládá vodu zvolna a vyvíjí vodík, přecházejí v hydroxyd vápenatý. Ve zředěných kyselinách se snadno rozpouští za vývoje vodíku.



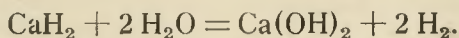
Slitina vápníku s olovem slouží jako náhražka tvrdého olova při přípravě ložiskového kovu.

Vápník rozpálen v proudu dusíku na 500° dává **nitrid vápníku** Ca_3N_2 , který se vodou rozkládá v hydroxyd vápenatý a ammoniak.

Žiháním v parách fosforu vzniká z vápníku **fosfid vápníku** Ca_3P_2 , který působením vody dává samozápalný fosforovodík.

S plynným ammoniakem slučuje se vápník již při 15° na $\text{Ca}(\text{NH}_3)_6$ barvy zlaté; na vzduchu se zapaluje, za nepřístupu vzduchu mění se rychle v *kalciumamid* $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$.

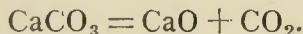
Vápník zahřát v proudu suchého vodíku dává *hydrid* CaH_2 , který přichází do obchodu jako bílá krystalická hmota. Vodou se rozkládá a dává vodík



Hydridu vápníku používá se k výrobě vodíku.

Soli vápenaté barví nesvítivý plamen oranžově.

Kysličník vápenatý CaO připravuje se prudkým žiháním uhličitanu vápenatého



Jest to bílá nebo šedobílá beztvářá hmota. Plamenem kyslíkovodíkovým se prudce rozpaluje a teprve nad 3000° se roztápí.

S vodou se dychtivě slučuje za prudkého vývoje tepla v hydroxyd vápenatý. Na vzduchu přibírá vláhu a kysličník uhličitý a přechází v hydroxyd a pak v uhličitan vápenatý, pročež musí se uschovávat v uzavřených nádobách.

Hydroxyd vápenatý, žíravé vápno $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Hydroxyd vápenatý jest bílá práškovitá látka, která žiháním pouští vodu a mění se v kysličník vápenatý. Ve vodě se poněkud rozpouští, za horka méně než za chladu, 1 č. hydroxydu v 780 č. vody při 15° , v 1280 č. vody při 100° .

Vodní roztok hydroxydu vápenatého sluje *vápenná voda*; reaguje alkalicky, ze vzduchu pohlcuje kysličník uhličitý a kalí se vy-

loučeným uhličitánem vápenatým. Směs hydroxydu vápenatého a vápenné vody sluje *vápenné mléko*.

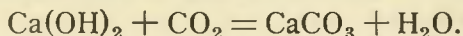
Žiravé vápno jest povahy zásadité a dává s kyselinami soli vápenaté.

Pálením vápence nebo mramoru ve zvláštních pecích vyrábí se *vápno pálené*.

Vápno získané z čistého vápence nazýváme *vápnem tučným*; polijeme-li je vodou, zahřívá se a rozpadá v bílé práškovité hašené vápno.

Podle čistoty použitého vápence a podle pálení hasí se vápno různě, tučné vápno rychle a jest kypré, vápno z vápence obsahujícího křemičitany, *vápno přepálené*, hasí se zvolna.

Vápno slouží k přípravě *malty*, směsi to vápna hašeného, písku a vody, která na vzduchu tuhne a slouží k spojování stavebního materiálu. Tuhnutí malty zakládá se na přeměně hydroxydu vápenatého působením kysličníku uhličitého ze vzduchu v uhličitán vápenatý:



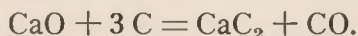
Tuhnutí malty a její vysychání urychluje se spalováním koku v otevřených železných koších, uvnitř zděných místností; hořením koku vyvinuje se kysličník uhličitý a urychluje se přeměna v uhličitán vápenatý a teplem se podporuje vypařování vzniklé vody.

Pálené vápno z vápence, obsahujícího větší množství křemičitanů a hlíny dává s vodou a pískem maltu, jež tvrdne také pod vodou a vápno takové sluje *hydraulické*.

Vápna na skladě samovolným rozhašením rozpadlého (podvápni) používá se jako hnojiva.

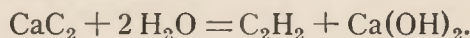
Vápno *natronové* jest směs žiravého vápna a hydroxydu sodného. Získá se rozhašením vápna louhem sodným; používá se ho k zachycování kysličníku uhličitého.

Karbid vápníku CaC_2 vyrábí se působením uhlíku v přebytku na vápno v žáru elektrické peci



K výrobě používá se směsi 10 d. páleného vápna se 7 d. koku.

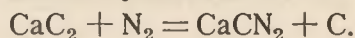
Čistý karbid vápníku tvoří bezbarvé průhledné krystalky, obyčejný technicky připravený jest šedý až černý, někdy lesklý. Vodou se rozkládá za vývoje acetylenu



V žáru působí karbid vápenatý jako redukovadlo a vylučuje mnohé kovy z roztavených solí nebo kysličníků.

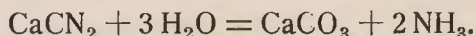
Karbid vápníku slouží k výrobě acetylenu, jehož se používá k osvětlování, k výrobě koptu, kyanovodíku, k výrobě líhu, kyseliny octové atd.

Vedeme-li dusík nebo vzduch přes kalciumkarbid rozžhavený asi na 700° , vznikne *kalciumcyanamid* $\text{Ca} = \text{N}-\text{C} \equiv \text{N}$



Použijeme-li směsi karbidu vápenatého a chloridu vápenatého vzniká působením dusíku kalciumcyanamid již při 300°. Prvá metoda jest metoda *Frank-Carova*, druhá *Polzeniova*.

Tato sloučenina působením vody, zvláště působením přehřáté vodní páry, odštěpuje amoniak



Vyrábí se nyní průmyslově a přichází do obchodu pod jménem *dusíkaté vápno*. Slouží jako hnojivo, jelikož v něm obsažených 12—22 procent dusíku v půdě přechází v amoniak a v dusičnany.

Dusíkaté vápno technické tvoří šedý, na vzduchu vlhnoucí prášek, který se skládá v podstatě z kalciumcyanamidu, jemně rozptýleného uhlíku a vápna. Bylo-li připraveno dle metody *Polzeniovy*, obsahuje též chlorid vápenatý.

Aby se déle uschovalo nezměněné a příliš neprášilo, promíchává se v mísících strojích s malým množstvím oleje a přichází do obchodu jako *hydrované dusíkaté vápno* s obsahem dusíku 15—17%.

Zapáchá po acetylenu a nutno je uchovávat v suchých místnostech, poněvadž účinkem vlhka odštěpuje se z něho amoniak a tím ztrácí na ceně.

Dusíkatého vápna používá se také k výrobě amoniaku (viz str. 60.).

Chlorid vápenatý CaCl_2 připravuje se rozpuštěním uhličitanu vápenatého v kyselině solné a odpařením roztoku ku krystalisaci neb odpařením nebo tavením zbytku. Rozeznáváme tudíž:

krystalovaný chlorid vápenatý, bezbarvé hranoly o 6 mol. vody, $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, které se na vzduchu rozplývají; rozpouští se velmi snadno ve vodě;

sušený chlorid vápenatý, bílá houbovitá hmota, obsahující 2 mol. vody $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, a

tavený chlorid vápenatý je bezvodý, rozpouští se ve vodě za vývoje tepla.

Sušeného a taveného chloridu vápenatého používá se k sušení plynů a kapalin, jelikož pohlcuje dychtivě vodu.

Amoniak chloridem vápenatým sušiti však nelze, slučuje se s ním v $\text{CaCl}_2 \cdot 8 \text{NH}_3$.

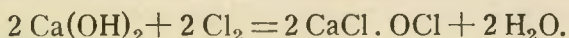
Krystalovaný chlorid vápenatý snísen se sněhem (1 kg chloridu vápenatého a 0,7 kg sněhu) dává zimotvornou směs; teplota klesne až na -55° .

Fluorid vápenatý CaF_2 nachází se v přírodě jako *kazivec*. Připravíme si jej srážením chloridu vápenatého fluoridem amonným; tvoří bílou, ve vodě nerozpustnou sraženinu.

Kazivce používá se k výrobě fluorovodíku a v metalurgii při přípravě různých kovů a sloučenin.

Chlornan vápenatý (*chlorové vápno*) $\text{CaOCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ tvoří účinnou součást chlorového či běličského vápna, které se vyrábí působení-

ním plynného chloru v hašené vlhké vápno; vznikne chlornan a chlorid vápenatý



Reakce nejde úplně jednoduše, pravděpodobně jest chlorové vápno směsí několika sloučenin.

Čistý chlornan vápenatý získá se ze silně ochlazeného sehnatého vodného roztoku chlorového vápna v podobě bezbarvých krystalů. Na vzduchu ztrácí chlorové vápno na své hodnotě působením kyslíčnicku uhličitého. Slouží v běličství, k desinfekci, k výrobě kyslíku, chloru atd.

Sírník vápenatý CaS získáme žíháním síranu vápenatého s uhlím.

Smíšen s kysličníkem a polysulfidy vápníku za přísady sledů sírníku manganatého, měďnatého nebo vizmutitého dává svítící hmotu (luminofor), která vydána byvší slunečnímu světlu, potom po tmě světélkuje.

Podle přípravy světélkuje hmota různými barvami, které se docílí přísadami sírníku strontnatého, barnatého, uhličitanu lithného nebo rubidného.

Sírník vápenatý tvoří také **polysulfidy** (*sírná játra vápenná*) CaS_2 , CaS_3 atd.; používá se ho v koželužství při odstraňování chlupů z kůže.

Sířičitan vápenatý CaSO_3 a **kyselý sířičitan vápenatý $\text{CaH}_2(\text{SO}_3)_2$** vznikají uváděním kysličníku sířičitého ve vápenné mléko. Slouží jako desinfekční prostředek a při výrobě cellulosity dřevité.

Síran vápenatý CaSO_4 vyskytuje se v přírodě ponejvíce jako *sádrovec* $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$; průhledná a štípatelná odrůda zove se *marianské sklo*, odrůda zrnito-krystalická *alabastr*.

Vzniká srážením roztoku soli vápenaté kyselinou sírovou jako krystalická sraženina, ve vodě skrovně rozpustná; roztok slove *sádrovou vodou*.

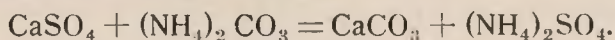
Zahříváním na $110 - 130^\circ$ ztrácí sádrovec 1,5 mol. vody a mění se v t. zv. sádro *pálenou* ($2 \text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

Smísíme-li pálenou sádro s málo vody, ztuhne kašovitá směs v krátké době. Sádra sloučí se při tom s vodou v síran vápenatý o 2 molekulách vody. Vzhledem k této vlastnosti používá se pálené sádry k výrobě odlitků.

Jelikož se sádrovec poněkud ve vodě rozpouští (v 1 litru vody rozpouští se 0,0155 g síranu vápenatého při 18°), obsahují přirozené vody, které se s tímto minerálem stýkaly, rozpuštěný síran vápenatý. Používá-li se takové vody k napájení parních kotlů, vylučuje se síran vápenatý na stěnách kotle jako kotelní kámen. Takové vody čistí se přiměřeným přídatkem sody (viz »Voda« str. 42.).

Síranu vápenatého používá se při výrobě papíru, aby se mu dodalo hladkého povrchu, při výrobě síranu ammonného, jako suroviny k výrobě kyseliny sírové.

Také k hnojení používá se síranu vápenatého, aby se půdě dodalo vápníku a kyseliny sírové a aby se v hnoji vznikající těkavý uhličitán ammonný vázal dle reakce



Dusičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, vzniká za přítomnosti vápna při hnití dusíkatých ústrojných látek působením bakterií a nalézá se v podobě bílého výkvětu na zdivu chlévů a záchodů. Získáme jej rozpouštěním uhličitánu vápenatého v kyselině dusičné a tak se také na veliko připravuje při výrobě kyseliny dusičné z dusíku vzdušného.

Do obchodu přichází jako hnojivo pod jménem *norvěžský ledek*, šedý, na vzduchu vlhnuocí prášek.

Čistý dusičnan vápenatý jest látka bílá, krystalická, na vzduchu vlhnuocí, ve vodě a lihu rozpustná.

Fosforečnan vápenatý jest v přírodě velice rozšířen, místy značně nahromaděn jako *apatit*, pomísen s fluoridem vápenatým jako *fosforit* atd.; také nachází se v rostlinách a ve zvířatech. Kosti obsahují asi 56% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; také v zubech se nachází.

Guano (deštěm vymytý trus mořských ptáků) obsahuje podstatně fosforečnan vápenatý.

Fosforečnany vápenaté známe: fosforečnan vápenatý *trikalciumfosfát* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, nerozpustný ve vodě, *střední fosforečnan vápenatý dicalciumfosfát* CaHPO_4 , také ve vodě nerozpustný a *primární fosforečnan vápenatý, monokalciumfosfát* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, ve vodě rozpustný.

Fosforečnan vápenatý, trikalciumfosfát, vzniká srážením roztoku soli vápenaté středním fosforečnanem sodným za přidavku ammoniaků, dikalciumfosfát srážením soli vápenaté středním fosforečnanem sodným a monokalciumfosfát rozpouštěním fosforečnanu vápenatého v kyselině fosforečné a krystalisací roztoku.

Také známe *tetrakalciumfosfát* $\text{Ca}_4\text{P}_2\text{O}_9$ čili $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$, který jest obsažen vedle křemičitanu vápenatého v t. zv. *Thomasově strusce*.

Uhličitán vápenatý CaCO_3 vyskytuje se v přírodě hojně ve dvou krystalických modifikacích, jako kalcit, krystalující hexagonálně nebo jako *aragonit* krystalující rhombicky. Kalcit tvoří čiré průhledné krystaly, které jeví dvojlohu a nejčistších odrůd (Islandský vápenec) používá se k výrobě Nikolových hranolů pro polarizační přístroje.

Krystalická, zrnitá odrůda zove se *mramor*, celistvá neb drobně krystalovaná odrůda zove se *vápencem*. Obvyčejně obsahuje vápenec malé množství jiných přímísenin, uhličitán hořečnatý, železnatý, křemičitany, uhličitán strontnatý atd.

Skořápky měkkýšů, ptačích vajec, perle, korále, křída, skládají se v podstatě z uhličitanu vápenatého.

Skořápky měkkýšů tvoří asi třetí krystalickou modifikaci uhličitanu vápenatého, t. zv. *konchoit*.

Uhličitan vápenatý připravíme srážením roztoku soli vápenaté uhličitanu alkalickými; vznikne objemná bílá sraženina, která zahříváním sezní a její objem se značně zmenší.

V čisté vodě jest uhličitan vápenatý jen nepatrně rozpustný, v 1 litru vody rozpouští se 0,014 g uhličitanu vápenatého při 25°; rozpouští se však značněji ve vodě, která obsahuje kyslíčník uhličitý a vznikne

kyselý uhličitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Pramenité vody, jež obsahují kyselý uhličitan vápenatý, vylučují normální uhličitan CaCO_3 dle okolností a teploty volněji neb rychleji; tak vznikly vápencové jeskyně.

Vřidelný kámen, ukládající se v horkém karlovarském vřídle na předmětech, jest aragonit.

Křemičitany vápenaté přirozené jsou rozšířeny hojně v mine-
rálech; vzácnější jest čistý křemičitan vápenatý CaSiO_3 nazvaný *wollastonit*.

Křemičitan vápenatý vzniká srážením roztoku soli vápenaté vodním sklem jako bílá neb bezbarvá sraženina různého složení.

Důležité jsou umělé výrobky, obsahující křemičitany vápenaté, *sklo a cement*.

SKLA.

Sklem nazýváme v žáru připravené tavené křemičitany vápenatoalkalické, obyčejně bezbarvé, průhledné, poměrně tvrdé, které vzdorují značně účinku vody a kyselin.

Vápno lze nahraditi kyslíčníkem olovnatým a rozeznáváme tudíž *skla vápenatá* a *olovnatá*; také lze vápno částečně nahraditi kyslíčníkem barnatým, strontnatým, hořečnatým, zinečnatým, hliní-
nitým, zirkoničitým, alkalie kyslíčníkem thallným.

Kyslíčník křemičitý lze nahraditi kyselinou fosforečnou a bo-
ritou (skla *borosilikátová*).

Skla jsou buď *sodná* (natronová) nebo *draselná*.

Natronové sklo jest křemičitan vápenato-sodný, slouží k výrobě obyčejných skleněných předmětů.

Sklo draselné, sklo české, jest křemičitan vápenato-draselný; jest nesnadněji tavitelné než sklo sodné, vzdoruje více některým rozpustidlům a používá se ho zvláště k výrobě chemického náčiní. Na-
zývá se též *českým sklem*, poněvadž se nejprve vyrábělo v Čechách.

Sklo draselné vzdoruje vodě a kyselinám více než sklo sodné; sklo *sodné* více alkaliím a uhličitanům alkalickým.

Sklo jenské (Jena v Německu) obsahující *kyselinu boritou*, jest velmi stálé vůči změnám teploty a používá se ho k výrobě chemického náčiní.

Skla vápenato-alkalická vyrábějí se sléváním čistého práškovitého křemene s uhličitanem sodným nebo draselným a uhličitanem vápenatým.

Při výrobě obyčejných druhů skla používá se také místo uhličitanu vápenatého síranu vápenatého a uhlí, kterým se síran redukuje nejprve v sirník vápenatý, a ten slučuje se pak s křemenem a uhličitanu alkalickými.

Sklo chlazené olejem nazýváme *tvrzeným sklem*; odolává mnohem více nárazu než obyčejné sklo a snáší lépe náhlejší změny teploty.

Sklo olovnaté či *flintové* (strass) jest křemičitan olovnato-draselný; snadněji se taví, jest měkčí než sklo vápenaté, láme silně světlo a jest velmi hutné; používá se ho k zhotovování čoček a hranolů k optickým přístrojům.

Místo draselných solí používá se k výrobě flintového skla kysličníku thallného.

Roztopené sklo rozpouští různé kysličníky kovové a skýtá *barvná skla*: kysličník kobaltnatý barví sklo modře, měďnatý zeleně, měďný červeně, manganatý fialově, chromitý smaragdově, železitý žlutě, železnatý zeleně, uraničitý zelenožlutě a dodává sklu zelené fluorescence, stříbrný žlutě, zlato rubínově atd.

Sklo *avanturinové* obsahuje jemné lupénky kovové mědi.

Skla nejsou určité sloučeniny, dle novějších názorů máme je za *tuhé roztoky* křemičitanů a kysličníku křemičitého; přibližné složení skla jest $6 \text{ SiO}_2 (\text{Na}_2\text{O}, \text{K}_2\text{O}) \cdot (\text{CaO}, \text{PbO})$.

CEMENTY.

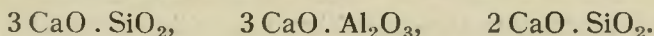
Cementy jsou přirozené nebo umělé výrobky, užívané při stavbách; vodou rozdělány tvrdnou nejen na vzduchu, nýbrž i pod vodou.

Rozeznáváme cementy přirozené, *puzzolany*, *santorin a trass* a umělé cementy *románské*, *portlandské* a *struskové*.

Puzzolany (Puzzuoli u Neapole), *trass* (Porýnsko), *santorin* (Řecko), jsou sopečného původu, v podstatě křemičitanu hlinité s menšími podíly vápna; tuhnou s vodou teprve po smísení s vápnem.

Cementy románské vyrábějí se z hlinitých vápenců (slínů), obsahují vedle křemičitanu a hlinitanu vápenatého kysličník vápenatý. Vodou se nehasí, ale rozemlety v prášek s vodou se slučují.

Cementy portlandské vyrábějí se pálením z hlinitých vápenců nebo pálením směsi hmot hlinitých a vápence až do slinutí při teplotě 1400° . V podstatě obsahuje portlandský cement sloučeniny



Struskové cementy (hydraulity) vyrábějí se mísením mletých rychle ochlazených zásaditých strusek z vysokých pecí s hašeným vápnem.

Názory o složení cementů a o pochodech chemických při tuhnutí cementů nejsou jednotné; má se za to, že cementy jsou směsí zásaditého křemičitanu a hlinitanu vápenatého, které se působením vody změň ve vodnaté křemičitany a hlinitany.

FOSFOREČNÁ HNOJIVA.

Fosforečnan vápenatý jest důležitá živina rostlin. Poněvadž musí býti při zvýšeném hospodaření polním nahražován v půdě, používá se ho k hnojení polí, zvláště však z něho připravených strojních hnojiv t. zv. *superfosfátů*.

Primární fosforečnan vápenatý jsa rozpustný ve vodě, může býti přímo rostlinami přijímán a proto jest rychle *působícím fosforečným hnojivem*. Patří sem *superfosfáty jednoduché*, připravené z fosforečnanů normálních a kyseliny sírové a *superfosfáty dvojité*, připravené z fosforečnanů normálních a kyseliny fosforečné.

Sekundární fosforečnan vápenatý musí býti předem působením kyselin, v půdě a v kořenech obsažených, převeden ve tvar ve vodě rozpustný, t. j. v primární fosforečnan, proto účinek jeho jako hnojiva jest volnějši (*precipitáty*).

Terciární fosforečnan vápenatý, rozpustný jen v silných minerálních kyselinách, přijímají rostliny nesnadno a zvolna (*agrikulturní fosfát a guana fosfátová*).

Z přírody těží se pouze fosforečnany terciární ve vodě nerozpustné, z nichž v továrnách účinkem kyseliny sírové vyrábějí se superfosfáty, obsahující podstatně ve vodě rozpustný primární fosforečnan vápenatý. Suroviny k výrobě těchto hnojiv užívané jsou původu 1. minerálního (nerostného), 2. živočišného.

1. *Fosfáty minerální* jsou terciární fosforečnany vápenaté s různými přimíšeninami. Jsou to podstatně *apatity* a *fosfority*.

Vyskytují se hojně v Rusku (fosfority z počítí řeky Dněstru), ve Francii (Somme-fosfát), v Belgii, ve Švédsku a Norsku, ve Španělsku a v Rakousích, a zvláště hojně v Africe (Alžír a Tunis), odkudž přicházejí pode jmény: Gafsa, Tebessa, Constantine, atd. Též severoamerické fosfáty (Karolina, Kanada, Florida a Tencssee), jsou pro průmysl hnojiv fosforečných velmi důležité. Z tichomořských ostrovů přicházejí fosfáty: Ocean Phosphat, Christmas-Islands- a Nauru Phosphat.

Množství fosforečnanu vápenatého kolísá v těchto fosfátech mezi 55—86%.

2. *Fosfáty živočišné* jsou složením rovněž terciární fosforečnany vápenaté, obsahují však ještě látky ústrojné. Patří sem kosti (spodium a kostní popel), koprolithy, osteolithy a fosfáty guanové.

Kosti obsahují 70% látek minerálních a 30% tuků a bílkovinných látek. Součástky minerální jsou fosforečnany, uhličitany a sírany vápenaté a hořečnaté, z čehož připadá na kyselinu fosforečnou asi 20%. Tuk v kostech jest pro hnojení bezcenný, ba dokonce i škodlivý, ježto zamezuje rozklad.

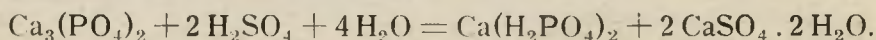
Jako hnojivo slouží též opotřebované spodium z rafinerií cukru, získané z kostí žiháním za nepřístupu vzduchu; z nepotřebného spodia vyrábí se *spodiový superfosfát*.

Další surovinou k výrobě hnojiv fosforečných užívanou jsou *koprolithy*, zkamenělé zbytky původu živočišného, podstatně výkaly, obsahující 30–60% fosforečnanu vápenatého a též větší množství kysličníku hlinitého a železitého, pročež se nehodí k výrobě superfosfátu, dále *osteolithy*, zkamenělé kosti, a *fosfáty guanové*, vzniklé vyloučením ložisek guan obyčejných v deštovém pásmu tropickém. Nejznámější z nich jsou *guanofosfát mejillonský*, *bakerský* a *sombrerský*.

Slouží rozemleté k hnojení buď přímo nebo upravené na superfosfát.

Superfosfát jest směs primárního fosforečnanu vápenatého $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ a vodnatého síranu vápenatého $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Připravuje se z fosfátů minerálních (fosforitů, apatitů) i živočišných (kostí) působením kyseliny sírové



Surovina se nejdříve mele v kulových mlýnech, kde v dírkovaných ocelových válcích drtí se mezi velkými ocelovými koulemi nebo v mlýnech kyvadlových systému *Griffinova*, podobných velikému hmoždíři. Moučka niletím vzniklá dopravuje se transportéry do nádrží, kde se mísí s kyselinou sírovou 50–60° Bé při teplotě 23–30°. Směs fosfátu a kyseliny sírové vypouští se do zděných komor nebo do železných nádržek, kde se rozklad za značného zvýšení teploty ukončí, při čemž reakční hmota vyloučenou sádrou ztverdne.

Po 24 hodinách se ještě 100° teplý výrobek z komor strojním zařízením vybírá, po vychladnutí se drtí, mele a prosívá síty.

Superfosfát takto vyrobený tvoří prášek barvy šedé s různým množstvím kyseliny fosforečné.

Superfosfáty obsahují vždy něco volné kyseliny fosforečné, kyselý fosforečnan hořečnatý, hlinitý a železitý a něco nerozloženého fosforečnanu vápenatého. Volná kyselina fosforečná a primární fosforečnan vápenatý $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ mohou býti ze superfosfátu vylouženy vodou. Hodnotu superfosfátu posuzujeme v obchodě dle % obsahu kyseliny fosforečné, rozpustné v roztoku citranu ammonného, který rozpouští i střední fosforečnan vápenatý CaHPO_4 .

Vysokoprocentní superfosfáty obsahují 16–22% P_2O_5 , **nízkoprocentní** pod 15% P_2O_5 .

Nízkoprocentní zboží připravuje se někdy mícháním vysokoprocentního s pískem, proto poškozuje se ten, kdo kupuje produkt nízkoprocentního.

procentní, jelikož platí za míchání a dovoz materiálu úplně bezcenného.

Superfosfát dvojitý připravuje se rozkladem čistých fosfátů, zvláště živočišných kyselinou fosforečnou. Mívá až 40% P_2O_5 .

Precipitát jest sekundární fosforečnan vápenatý $CaHPO_4$, vznikající jako vedlejší výrobek při zpracování kostí na kliš. Má asi 32% kyseliny fosforečné.

Agrikulturní fosfát vyrábí se mletím nízkoprocentních fosfátů minerálních, zvláště belgických, jichž zpracování na superfosfát se nevyplácí.

Mezi hnojiva fosforečná patří také **Thomasova struska**, která jest vedlejším výrobkem při zpracování surové litiny na ocel dle metody *Thomas-Gilchristovy*.

Hnojiva **dusíkato-fosforečná** obsahují současně dusík i kyselinu fosforečnou. Patří sem: guana, moučky kostní, a umělým mísením připravený superfosfát čpavkový.

Guana jsou výkaly mořských ptáků, nastřádané za dlouhou dobu a rozložené vlivem vzduchu, vody, tepla a bakterií. Užívají se k hnojení buď přímo nebo se špatnější druhy prve upravují kyselinou sírovou. Nejznámější guana jsou: peruánské, čilské a africké.

Kostní moučky jsou odtučněné a rozemleté kosti, obsahující 20—22% kyseliny fosforečné a 4—5% dusíku.

Dělo-li se odstraňování tuku v pařácích vyvážením vodní parou, získává se **kostní moučka pařená**, která má 3—4% dusíku.

Dlouhým pařením odtučněných kostí odstraní se klišoviny a ze zbytku se upravuje **kostní moučka vyklížená** s 26—30% kyseliny fosforečné, ale s menším obsahem dusíku.

Hnojivý účinek mouček záleží i na jemnosti mletí.

STRONCIUM, Sr = 87,63.

Stroncium přichází v přírodě skrovněji než vápník; vyskytuje se jako minerál *stroncianit* $SrCO_3$ a *coelestin* $SrSO_4$. Provází mnohdy vápník; zvláště v aragonitu.

Stroncium připravuje se redukcí kysličníku strontnatého hliníkem v žáru, snadněji však elektrolysou roztopeného chloridu strontnatého.

Jest to kov světle stříbrolesklý, na vzduchu nabíhá žlutě a rozpálen shoří; vodu rozkládá již za obyčejné teploty. S vodíkem slučuje se již při 260° v **hydrid** SrH_2 , s dusíkem při 700° v **nitrid** Sr_3N_2 .

Kysličník strontnatý SrO získá se pálením dusičnanu strontnatého nebo prudkým žháním uhličitánu strontnatého jako šedobílá hmota, která se slučuje dychtivě s vodou v hydroxyd strontnatý $Sr(OH)_2$ rozpustný poněkud ve vodě; ve 100 č. vody rozpouští se 0,68 částí hydroxydu strontnatého při 20° . Z roztoku vylučují se krystaly hydroxydu $Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$.

Hydroxyd strontnatý jest zásada, skytá soli strontnaté.

Hydroxydu strontnatého používá se v cukrovarství k získání cukru z melassy.

Chlorid strontnatý $\text{SrCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ tvoří bezbarvé krystaly; získá se rozpouštěním uhličitanu strontnatého v kyselině solné.

Síran strontnatý SrSO_4 připraví se srážením soli strontnaté kyselinou sírovou jako bílá sraženina. Ve vodě rozpouští se skrovně, v 1 litru vody rozpouští se 0,148 g síranu při 20°.

V přírodě přichází síran strontnatý jako minerál *coelestin*.

Dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ tvoří bezbarvé krystaly ve vodě snadno rozpustné; připravíme jej rozpouštěním uhličitanu strontnatého v kyselině dusičné.

Uhličitan strontnatý $\text{Sr}(\text{CO}_3)$ vzniká v podobě bílé sraženiny srážením roztoku soli strontnaté uhličitany alkalickými. Prudkým žiháním rozkládá se v kysličník strontnatý a uhličitý; nesnadněji však než uhličitan vápenatý. V přírodě přichází jako minerál *stroncianit*.

Soli strontnaté barví plamen červeně, proto se jich také používá v ohněstrůjství.

BARYUM, Ba = 137,37.

Sloučeniny barnaté přicházejí v přírodě hojněji než strontnaté, ponejvíce jako minerály *baryt* BaSO_4 a *witherit* BaCO_3 .

Baryum připravuje se redukcí kysličníku barnatého hliníkem ve vakuu při teplotě 1100° nebo elektrolysou roztopeného chloridu barnatého.

Jest to bílý kov hutnoty 3,8, na vzduchu se rychle okysličuje, vodu rozkládá snadněji než vápník a stroncium.

S vodíkem slučuje se při 180° v **hydrid** BaH_2 , s dusíkem dává při 600° **nitrid** Ba_3N_2 .

Kysličník barnatý BaO , připravuje se žiháním dusičnanu barnatého. Jest to bílá krystalická látka, hutnoty 5,72, která se s vodou slučuje za prudkého zahřetí v hydroxyd barnatý.

Hydroxyd barnatý $\text{Ba}(\text{OH})_2$ nepřipravuje se rozpouštěním kysličníku barnatého ve vodě, nýbrž redukcí síranu barnatého žiháním s uhlím a vařením vzniklého sirníku s vodou a kysličníkem měďnatým

$$\text{BaS} + \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuS}.$$

Nebo se sirník (také i uhličitan) barnatý zahřívá s vodní parou v červeném žáru.

Zahříváním sirníku barnatého nebo rozpustných solí se sehnáním louhem sodným lze obdržeti rovněž krystalisací hydroxyd barnatý.

Hydroxyd barnatý krystaluje v bezbarvých hranolech $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$; ve vodě zvláště horké se dosti rozpouští, ve 100 č. vody rozpouští se 3,48 č. hydroxydu při 10°, 11,8 č. při 50°.

Vodní roztok reaguje alkalicky a zove se *barytou vodou*; pohlcuje ze vzduchu kysličník uhličitý a kalí se uhličitánem barnatým.

Hydroxyd barnatý jest silná zásada a skytá soli barnaté; tyto jsou jedovaté.

Peroxyd barya BaO_2 vzniká pálením kysličníku barnatého za tlaku 2 atmosfer v kyslíku při teplotě $500\text{--}600^\circ$. Tvoří šedou hmotu, která při teplotě $700\text{--}800^\circ$ rozkládá se opět v kyslík a kysličník barnatý.

S vodou dává hydroxyd $\text{Ba}(\text{OH})_4 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$.

Získáme jej také působením zředěného peroxydu vodíku v hydroxyd barnatý jako krystalickou sraženinu; sehnáním peroxydem vodíku vzniká za chladu $\text{BaO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_2$.

Peroxyd barya jest prudké okysličovadlo při vyšší teplotě; podporuje zápalnost některých směsí na př. směsi hliníku a kyslíčníku železnatého nebo směsi červeného fosforu a síry nebo sirníku antimonitého, jichž se používá jako zapalovadel.

Působením sehnané kyseliny sírové vzniká z peroxydu barya kyslík bohatý ozonem, působením zředěné kyseliny sírové vzniká peroxyd vodíku, který se tímto způsobem připravuje.

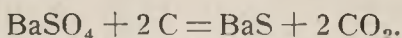
Používá se k tomu však kyseliny fluorokřemičité, poněvadž vzniklý fluorokřemičitan barnatý se lépe filtruje než síran barnatý.

Chlorid barnatý $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ připravuje se rozpouštěním uhličitánu barnatého v kyselině solné. Tvoří bezbarvé deskovité krystaly, ve vodě snadno rozpustné; ve 100 č. vody rozpouští se 35,7 č. chloridu barnatého při 20° .

Síran barnatý BaSO_4 připravíme srážením roztoku soli barnaté kyselinou sírovou nebo sírany alkalickými; vylučuje se jako bílá práškovitá sraženina, která se ve vodě a v kyselinách zředěných téměř nerozpouští; v 1 litru vody rozpouští se 2,4 miligramu síranu barnatého při 18° .

V obchodě vyskytující se síran barnatý nazývá se *bělobou stálou*, *blanc fixe*.

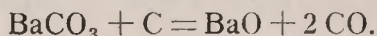
Přirozený baryt slouží ku přípravě sloučenin barnatých. Poněvadž se nerozpouští ani v kyselinách, musí se přeměnit prve ve sloučeninu rozpustnou na př. žiháním s uhlím, čímž vzniká ve vodě rozpustný sirník barnatý.



Dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ krystaluje v bezbarvých nebo bílých osmistěnech; ve vodě jest poněkud méně rozpustný. Získá se rozpouštěním uhličitánu barnatého v kyselině dusičné.

Uhličitan barnatý BaCO_3 přichází v přírodě jako *witherit*; vzniká srážením roztoku soli barnaté uhličitany alkalickými jako bílá sraženina, ve vodě velice skrovně rozpustná.

Rozkládá se v kysličník barnatý a kysličník uhličitý teprve v bílém žáru. Žháme-li však uhličitán barnatý s uhlím, vzniká kysličník barnatý a kysličník uhelnatý



Směsi uhličitánu barnatého s dřevěným uhlím používá se ku kalení oceli.

Sloučeniny barnaté barví nesvítivý plamen zeleně, proto se jich používá také v ohněstrůjství.

RADIUM, Ra = 226,0.

Ruda uranová obsahuje velice skrovně množství prvku, který byl objeven r. 1898 manžely *Curieovými* v Paříži při zpracování uranových rud a nazván na základě svých vlastností radiem.

Radium bylo získáno nejprve ve způsobě *chloridu a bromidu*.

Kovové radium bylo získáno elektrolysou jako amalgama rtuťová; rtuti zbaveno bylo při vyšší teplotě v proudu vodíku. Podobá se baryu, taje asi při 700°, jest mnohem těkavější než baryum a na vzduchu velice nestálé.

Získání radia z rud uranových jest práce velmi obtížná, z 1 tuny zbytků po zpracování rud uranových získá se asi 0,1 gr chloridu radia.

Soli radia podobají se ve svých vlastnostech baryu, tak na př. síran RaSO_4 jest jako síran barnatý ve vodě a zředěných kyselinách nerozpustný, uhličitán RaCO_3 se ve vodě nerozpouští, avšak v kyselinách jest rozpustný. Chlorid RaCl_2 a bromid RaBr_2 jsou ve vodě poměrně dosti rozpustné.

Soli radia barví nesvítivý plamen karmínově na rozdíl od barya.

Bylo zjištěno, že radium jest rozšířeno v přírodě v zemi, ve vodě i ve vzduchu, ovšem v míře nepatrné.

Sloučeniny radia vysílají slabě svítící paprsky, které u jiných různých těles vyvolávají světelné zjevy, zvláště u blejna zinkového, platinokyanidu barnatého, kazivce, vápence, diamantu. Působí na fotografickou desku, kyslík mění v ozon a činí vzduch vodivým pro elektrické výboje; vodu rozkládají v kyslík a vodík (třaskavý plyn), pročež nesmí se vodnaté soli radia uchovávat v zatavených skleněných trubcích; obvykle uchovávají se v kovových krabičkách, opatřených okénkem ze slídové destičky. Bílý fosfor mění v červený, papír znenáhla ničí, na kůži lidské působí nebezpečné záněty, zabízejí vývoj mikroorganismů, působí nepříznivě na vzrůst rostlin atd.

Sloučeniny radia vybavují teplo; 1 gr. radia vybavuje za 1 hodinu asi 132 kalorií.

Aktivnost radia jest asi milionkrát větší než kovového uranu.

RADIOAKTIVNÉ LÁTKY. ZÁŘÍCÍ EMANACE.

Francouzský fysik H. *Becquerell* shledal r. 1896, že rudy uranové a soli uranu vysílají zvláštní neviditelné paprsky, které pronikají papírem, slabšími kovovými deskami, působí na fotografickou desku a činí vzduch vodivým pro elektřinu. Později shledala paní *Skłodowska-Curieova* a neodvisle od ní C. *Schmid* r. 1898, že thorium a jeho sloučeniny vysílají také podobné paprsky.

Zjev ten nazýváme *radioaktivitou* a látky této vlastnosti nazvány byly *látkami radioaktivními*.

Na základě dalšího studia radioaktivity na sloučeninách uranových podařilo se manželům *Curieovým* v Paříži získati z rudy uranové viznut, který byl asi stokrát radioaktivnější než uran, a usoudili, že obsahují zvláštní radioaktivní prvek, jež nazvali dle domoviny paní Curieové *poloniem*. Brzy po té našli v uranových rudách prvek baryu velice podobný, značně radioaktivní, který nazvali *radium*.

Současně s manželi Curieovými zabývali se též četní jiní badatelé studiem rud uranových a na základě svých výzkumů usuzují, že rudy uranové obsahují radioaktivní prvky *aktinium*, *emanium* a *radioolovo*.

Paprsky, které se radioaktivními látkami vysílají, lze roztřídit ve 3 druhy a to: α , β a γ -paprsky:

α -paprsky nacházíme skoro u všech radioaktivních látek; tvoří největší podíl radioaktivních paprsků. Vyznačují se především tím, že činí vzduch a plyny pro elektřinu vodivými (ionisují plyny). Mají velice nepatrnou pronikací mohutnost; hliníková folie 0,02 mm silná je úplně zadržuje. Na fotografickou desku mají nepatrný účinek. V magnetickém poli odchylují se jen slabounce od původního směru.

Podobají se t. zv. paprskům *kanálovým*;¹⁾ t. j. skládají se z proudu kladně nabitých atomů heliových; mají rychlost 30.000 km za vteřinu.

β -paprsky mají větší mohutnost pronikací; teprve destička hliníková 0,5 cm silná anebo destička olověná 0,2 cm silná je zadržuje. Magnetem odchylují se β -paprsky více než α -paprsky, avšak v obráceném směru. Vzbuzují fluorescenci platinokyanidu barnatého. Mají značný účinek na desku fotografickou, též účinky ionizační, a pohybují se téměř rychlostí světla.

β -paprsky chovají se jako paprsky *katodové*;²⁾ považujeme je za elektrony záporně nabitě.

γ -paprsky mají největší pronikací mohutnost; deska hliníková 8 cm silná zmenšuje intensitu proniklé radiace teprve na polovičku;

¹⁾ Kanálové paprsky jsou paprsky zvláštního druhu, které objevil roku 1898 *Goldstein* při studiu katodových paprsků.

²⁾ Katodové paprsky vznikají elektrickým výbojem v Geisslerových trubicích evakuovaných a naplněných velice zředěnými plyny.

tyto paprsky účinkem magnetičnosti se neodchylují. Vyvolávají fluorescenci platinokyanidu barnatého; na fotografickou desku účinkují jen velmi nepatrně.

γ -paprsky nejsou povahy hmotné, nýbrž undulační, neskládají se z proudu částic elektricky nabitých, nýbrž jsou to vlny v éteru, velmi podobné paprskům Roentgenovým, od nichž se liší o něco kratší délkou vlny i menší absorpcí v hmotách.

Vyzařováním α , β a γ paprsků mění radioaktivné prvky úplně svou podstatu.

Nově vzniklé prvky mají zcela jiné chemické vlastnosti, tak že nutno zařadit je do jiných skupin.

Soddy a *Fajans* našli zákony, jimiž se rozpad radioaktivních prvků řídí.

1. Ztrátou α -částice (po vyzáření α -paprsků) zůstává prvek, jenž je umístěn v periodické soustavě *dvě skupiny* na *levo* od původního prvku.

2. Vyzařováním β -paprsků změní se prvek tak, že nově vzniklý jest od původního posunut o *jednu skupinu v pravo*.

K základním třem druhům paprsků přistoupily t. zv. *paprsky δ* a paprsky *H*, které jsou méně důležité. Paprsky δ podobají se paprskům β , avšak nebudí ionisaci ani fluorescenci. Ukázalo se, že paprsky δ vznikají, kdykoliv dopadají paprsky α na některé látky. Jde tudíž o záření sekundární.

Podobně vznikají paprsky *H*, že α -částice narazí na př. na atomy vodíku nebo helia; mají podobné účinky jako paprsky α a staly se základem *Rutherfordových* prací o rozkladu atomu dusíku.

Předněty, které se nacházejí poblíže sloučenin radiových, stávají se znenáhla radioaktivními; vysílají totiž paprsky těchto vlastností, byť i se s radioaktivními látkami přímo nestýkaly. Tento zjev nazýváme *vzbuzenou radioaktivitou*.

Představujeme si ji tak, že sloučeniny radia a thoria mimo právě popsané paprsky vysílají ještě radiaci hmotnou, zvláštní plynou látku, která jest rovněž radioaktivní, šíří se vzduchem nebo jinými plyny, ba i vakuem a přenáší radioaktivitu na jiné látky. Ziev ten nazýváme pak *radiovou emanací* (emanace = vyzařování).

Nachází-li se radiová sloučenina v uzavřené nádobce, nevzbuzuje se u jiných látek radioaktivita, z čehož soudíme, že emanace jest povahy hmotné.

Rutherford a *Soddy* shledali, že emanace radiová při -154° pomíjí. *Ramsay* a *Soddy* r. 1903 a později jiní badatelé shledali, že radiová emanace přechází v helium, z čehož soudí, že atomy látek radioaktivních jsou složité a rozpadávají se v atomy některého prvku jiného.

Výzkumy a výpočty bylo zjištěno, že určité množství radia rozpadá se asi v 1600 létech na polovici původního množství.

Poněvadž radium jest asi tak staré jako uranové blejno, bylo ho buď obsaženo v blejnu mnohem více, nebo z uranu teprve vzniklo.

Zjistilo se, že se radium znenáhla tvoří z úplně čistých solí uranových.

Mimo zprvu uvedené radioaktivné prvky známe také *ionium*, *radioaktivné thorium*, *mesothorium*, *radiothorium*, *emanaci thoria* a *thoriové olovo*.

Radium dělíme opět na *radium A*, *radium B*, *radium C* až *G*, *radioaktinium*, *aktinium* atd., podobně i *thorium* na *thorium A*, *thorium B* až *G*, rovněž známe *uran I*, *Uran II*, *uran X₁*, *X₂* a *uran Y*.

Celkem známe dnes na 40 radioaktivních prvků, které vznikly vesměs postupným rozkladem uranu neb thoria, ustavičně se rozpadají a mění se v látky, jež jsou opět nestálé.

Soudí se, že postupným rozkladem vzniká z radia konečně olovo, neboť všechny uranové nerosty obsahují též olovo v poměru geologického stáří uranových rud. Toto olovo jest *isotopní* s olovem obyčejným, má totiž s ním shodné chemické vlastnosti, avšak podstatně nižší atomovou váhu.

BERYLLIUM, Be = 9,10.

Beryllium přichází v přírodě řídce, ponejvíce sloučeno s hliníkem jako křemičitan v drahokamech **beryllu** $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, jeho odrůdě modravě zeleném **aquamarinu** a zeleném **smaragdu**, zbarveném asi 0,3% kyslíčniku chromitého a v **chrysoberyllu** $(\text{AlO}_2)_2\text{Be}$. Čistý křemičitan beryllnatý Be_2SiO_4 přichází jako minerál **fenakit**.

Také minerály *euklas* a *gadolinit* obsahují beryllium.

Beryllium připravuje se tavením fluoridu beryllnato-sodného KBeF_3 se sodíkem nebo elektrolysou téže sloučeniny.

Beryllium jest bílý, tažný kov, rozpouští se snadno v kyselině solné a sírové i v loužích alkalických za vývoje vodíku. V kyselině dusičné se téměř nerozpouští.

Vodu nerozkládá ani za varu. Na vzduchu se za obyčejné teploty nemění, při vyšší teplotě okysličuje se jen na povrchu, avšak jemně rozptýlené beryllium rozpáleno shoří na kysličník.

Beryllium má hutnotu 1,84 při 20°, tvrdost 6 až 7, taje při 1300°.

S dusíkem v žáru při 1000° dává beryllium bezbarvý **nitrid** Be_3N_2 , který se horkou vodou štěpí v hydroxyd beryllnatý a amoniak.

Svémi vlastnostmi podobá se beryllium značně hliníku, ač jinak jest obdobno prvkům skupiny druhé.

Kysličník beryllnatý BeO a **hydroxyd beryllnatý** $\text{Be}(\text{OH})_2$ jsou látky bílé, ve vodě nerozpustné, v kyselinách a loužích alkalických rozpustné.

Hydroxyd beryllnatý jest na rozdíl od hydroxydu hlinitého rozpustný za tepla v uhličitanu ammonném.

Kysličník beryllnatý mění při 310° páry alkoholů a ústrojných kyselin katalyticky rychle a úplně v příslušné estery.

Chlorid beryllnatý BeCl_2 připravuje se pálením směsi kysličníku beryllnatého a uhlí v proudu chloru.

Jest to látka bílá, na vzduchu rozplývavá, zahříváním snadno téká. Tvoří také krystalický tetrahydrát $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Síran beryllnatý BeSO_4 připravuje se rozpouštěním kysličníku nebo hydroxydu beryllnatého v zředěné kyselině sírové. Krystaluje obvykle jako tetrahydrát $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Roztok reaguje kyselé a chutná silně sladce.

Se síranem draselným dává síran beryllnatý podvojnou, ve vodě nesnadno rozpustnou sůl $\text{K}_2\text{Be}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Uhličitan beryllnatý BeCO_3 vzniká srážením roztoku soli beryllnaté uhličitany alkalickými nebo uhličitane amonným. Rozpouští se v přebytku uhličitani alkalických, zvláště v uhličitane amonném. Z těchto roztoků vylučuje se varem bílý zásaditý uhličitan beryllnatý.

Působením ledové kyseliny octové v hydroxyd beryllnatý vzniká *zásaditý octan beryllnatý* $\text{Be}_4\text{O}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_6$, těkající bez rozkladu při 110° až 120° , rozpustný snadno v organických rozpustidlech. Zahřetím tohoto octanu s anhydridem kyseliny octové na 140° vzniká *normální octan* $\text{Be}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$.

Podobně vzniká *mravenčan beryllnatý* $\text{Be}(\text{CHO}_2)_2$ a *zásaditá sůl* $\text{Be}_4\text{O}(\text{CHO}_2)_6$.

TĚŽKÉ KOVY SKUPINY ŽÍRAVÝCH ZEMIN.

ZINEK, KADMIUM, A RTUŤ.

Kovy tyto řadíme podle mocenství do druhé skupiny periodické soustavy k vápníku, strontiu a baryu, jinak jsou však od těchto kovů svými vlastnostmi úplně rozdílné.

ZINEK, $\text{Zn} = 65,37$.

Zinek nachází se v přírodě ve sloučeninách zvláště jako sirnik, blejno zinkové ZnS (*sfalerit*), uhličitan ZnCO_3 (*smithsonit*), kysličník ZnO (*zinkit*) a křemičitany (*willemit* a *hemimorfit*). Přirozené uhličitany a křemičitany zinečnaté zovou se obecně *kalamíny*.

Z těchto rud vyrábí se zinek žiháním s uhlím ve zvláštních pecích; redukcí vzniklý zinek mění se v páry, které se srážejí v jímadle. Zinkové blejno se před výrobou zinku praží, aby se zbavilo síry. Surový zinek obsahuje obvykle 1–3% olova, něco arsenu a železa, čistí se přetavováním v redukčním plameni a získá se tak zinek *rafinovaný*, obsahující asi 1% olova; arsenu se zbaví vnášením kovového sodíku do roztopeného zinku.

V novější době vyrábí se zinek také elektrolyticky z blejna a získá se zinek 99,9%.

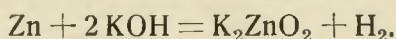
Zinek jest bílý, lesklý kov s namodralým nádechem, na lomu jest lupenato-krystalický. Krystaluje v soustavě šesterečné (hexagonální).

Za obyčejné teploty jest křehký, při 100°—150° jest kujný a tažný; při 205° opět křehne a lze jej drtiti na prášek. Taje při 420°, vře při 950°.

Na vzduchu se okysličuje a mění se za přítomnosti vody a kyslíčnicku uhličitého na povrchu v kyslíčnick a uhličitán zinečnatý, který jej před dalším okysličením chrání. Žárem se na vzduchu spaluje modravým plamenem v bílý kyslíčnick zinečnatý ZnO .

Prodejný zinek se ve zředěných kyselinách snadno rozpouští. Čistý zinek se však téměř nerozpouští; přísadou chloridu platiničitého, železitého neb kobaltnatého se však rozpouští snadno.

Působením horkého louhu draselného, zvláště za přítomnosti železa, se zinek za vývoje vodíku rozpouští



Jest proto zinkový prášek dobrým redukovadlem, chceme-li na př. kyselinu dusičnou v ledku převést v ammoniak.

Ze směsi hašeného vápna a zinkového prášku vyvíjí se při vyšší teplotě hojně vodík.

Ze zinku vyrábějí se rozmanité předměty; plechu zinkového používá se ke krytí střech, ke zhotovování nádob. Železný plech a drát se potahuje roztopeným zinkem a tím se chrání před rezavěním. Taktéž používá se zinku ke zhotovování elektrod pro galvanické články, k přípravě slitin mosazi, argentanu atd.

Kyslíčnick zinečnatý ZnO jest bílý prášek, jenž zahříváním žloutne, vychladnutím opět zbělá, ve vodě se nerozpouští.

Vyrábí se spalováním zinku na vzduchu; slouží jako *běloba zinková* na olejové nátěry.

Kyslíčnick zinečnatý ovlhčen roztokem dusičnanu kobaltnatého a žihán, dá pěkně zelený prášek, *Rinmanovu zeleň*, již se používá v malířství.

Hydroxyd zinečnatý Zn(OH)_2 , vylučuje se srážením roztoku soli zinečnaté hydroxydem sodným nebo ammoniakem jako bílá sraženina, která se v přebytku činidla rozpouští, vznikají zinečnatany na př. Na_2ZnO_2 .

Chlorid zinečnatý ZnCl_2 vzniká na př. rozpouštěním zinku v kyselině solné nebo působením plynného chlorovodíku v zinek; z roztoku krystaluje $\text{ZnCl}_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ jako bílá, rozplývavá látka.

Smísíme-li sehnáný roztok chloridu zinečnatého s kyslíčnickem zinečnatým, ztuhne směs v krátké době (viz *Sorelův cement* str. 186).

Roztoku chloridu zinečnatého používá se k napouštění pražců železničních, poněvadž ničí organismy, které způsobují hnilobu dříví.

Síran zinečnatý $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. získá se rozpouštěním zinku v kyselině sírové; z roztoku krystaluje v bezbarvých kosočtverečných hranolcích; jest isomorfický se síranem hořečnatým. Do obchodu přichází pod jménem *skalice bílá*.

V hutích vyrábí se síran zinečnatý přiměřeným pražením blejna zinkového v proudu vzduchu; pražená ruda se pak vyluhuje vodou a roztok se zahustí ke krystalisaci.

Sírník zinečnatý ZnS vzniká srážením roztoku soli zinečnaté sírníkem ammonným jako bílá sraženina. V přírodě přichází jako minerál *blejno zinkové* čili *stalerit* a *wurtzit*.

Žiháme-li beztvarý sírník zinečnatý za přítomnosti skrovného množství chloridů alkalických a chloridu hořečnatého v proudu sírovodíku, mění se v krystalickou látku, která, obsahuje-li sledy mědi (1 : 10.000), po osvětlení slunečními paprsky ve tmě dále svítí a způsobuje svítivost paprsků Röntgenových.

Proto se používá takto upraveného sírníku zinečnatého ke zhotovování stínidel Röntgenových (*Sidotova* clona) a ku zjištění radioaktivních látek.

Nepatrné sledy sírníku manganatého (1 : 5000) v krystalickém sírníku způsobují t. zv. *triboluminiscenci*, t. j. třepáním takového sírníku s tvrdými předměty na př. se skleněnými perličkami vzniká blýskavé červenavé světlo.

Beztvarého sírníku zinečnatého používá se jako minerální barvy, taktéž jeho směsi se síranem barnatým, která sluje *lithoponem*.

Dusičnan zinečnatý $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ vzniká rozpouštěním zinku v kyselině dusičné a krystaluje v bezbarvých hranolech.

Soli zinečnaté slučují se i za sucha s amoniakem a tvoří složité soli, na př. $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2 \cdot \text{Cl}_2$ nebo ZnNH_3Cl_2 .

Uhličitan zinečnatý ZnCO_3 přichází v přírodě jako minerál *smithsonit*; lze jej připravit srážením roztoku soli zinečnaté uhličitany alkalickými jako bílou sraženinu. Pálením se rozkládá v kysličník zinečnatý a kysličník uhličitý.

KADMIUM, Cd = 112,4.

Kadmium provází zinek v rudách, z nichž se získává jako vedlejší výrobek.

Jest to bílý, silně lesklý, tažný a kujný kov, taje při 321° , vše při 786° , za nepřístupu vzduchu destiluje již při 510° . Pálením na vzduchu shoří, vydává hnědý dým kysličníku.

Hutnota kadmia jest 8,60 až 8,65 při 20° .

Kadmium snižuje značně bod tání některých kovů na př. ve slitině s olovem, antimonem atd. (*Woodův* kov, *Roseův* kov).

V kyselině dusičné rozpouští se kadmium snadno, méně snadno v kyselině solné a sírové.

Amalgamy kadmiové používá se v zubním lékařství.

Kysličník kademnatý CdO získá se žháním hydroxydu neb uhličitanu kademnatého jako hnědý prášek, v žáru netaje a jest stálý; vodíkem redukuje se již při 300° v kov.

Hydroxyd kademnatý Cd(OH)_2 vylučuje se z roztoků soli kademnatých louhem alkalickým jako bílá sraženina, rozpustná pouze v ammoniaku a v kyselinách.

Chlorid kademnatý $\text{CdCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ krystaluje z vodných roztoků v bezbarvých hranolech.

Síran kademnatý $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ tvoří bezbarvé kryštaly na vzduchu větrající. Používá se ho v očním lékařství.

Sírník kademnatý CdS vylučuje se z roztoků solí kademnatých sirovodíkem jako žlutá sraženina. Používá se ho jako minerální barvy v malířství (žlut kadmiová).

V přírodě přichází jako minerál *greenochit*.

RTUŤ, $^{\circ}\text{Hg} = 200,60$.

Čistá rtuť (hydrargyrum, t. j. kapalné stříbro) přichází v přírodě jen velmi spoře na několika místech, sloučena se sírou jako sirník rtuťnatý čili *rumělka* (cinobr, cinnabarit) v Idrii v Kraňsku, v Almadenu ve Španělsku, v Nikitovce v jižním Rusku a v Kalifornii.

Rtuť získá se pražením rumělky v proudu vzduchu; síra shoří v kysličník siřičitý, rtuť uniká v parách, které se ochlazením v jímadle srážejí.

Takto získaná rtuť není čistá, obsahuje malé množství olova, cínu, vizmutu a mědi; na vzduchu pokrývá se šedou blankou kysličníků kovových a zůstává na papíře, skle, porcelánu, šedé skvrny.

Čistí se třepáním se zředěnou kyselinou dusičnou, která rozpouští cizí kovy snadněji nežli rtuť. Úplně čistou rtuť získáme destilací čistého sirníku rtuťnatého se železnými pilinami



Rtuť jest za obyčejné teploty kapalný, stříbrolilý, lesklý kov. hutnoty 13,596 při 0° . Tuhne při -39° , při čemž krystaluje v osmistěnech; vře při 357° a mění se v páry, ale vypařuje se skrovně již při obyčejné teplotě; páry rtuťové jsou jedovaté.

Čistá rtuť za obyčejné teploty se nemění, při vyšší teplotě zahřívána okysličuje se na červený kysličník rtuťnatý. V kyselině sírové se nerozpouští, snadno však v kyselině dusičné, také v horké kyselině sírové a v královské lučavce.

Používá se jí velmi mnoho v průmyslu, k výrobě teploměrů, tlakoměrů, rtuťových lamp, k extrakci zlatonosných rud, v lékařství, k přípravě sloučenin rtuti, třaskavin, v laboratořích při jímání plynů, které se vodou pohlcují atd.

Rtuť slučuje se s většinou kovů v sloučeniny, nazvané *amalgamy*, které jsou *kapalné* neb *tuhé*, Amalgamy alkalických kovů, kovů

žiravých zemin, cínu, mědi, kadmia, stříbra, zlata, zinku, olova, mají upotřebení v průmyslu a lékařství.

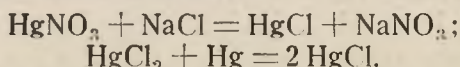
Rtuť tvoří dvě řady sloučenin: sloučeniny *rtuťné* čili *merkurosloučeniny*, v nichž jest *jednomocná* a sloučeniny *rtuťnaté* čili *merkuri-sloučeniny*, v nichž jest *dvojmocná*.

Soli rtuti jsou vesměs silně jedovaté; jako protijed slouží na př. roztok tanninu.

SLOUČENINY RTUŤNÉ.

Kysličník rtuťný Hg_2O vylučuje se srážením roztoku soli rtuťné louhem alkalickým jako černá sraženina; rozkládá se snadno na světle neb zahřetím při 100° v kysličník rtuťnatý a rtuť.

Chlorid rtuťný HgCl , *merkurochlorid* či *kalomel*, připraví se srážením roztoku dusičnanu rtuťného chloridem sodným nebo sublimací chloridu rtuťnatého se rtutí.



Jest to bílá, ve vodě nerozpustná látka, kterou lze sublimovati. Sublimovaný chlorid rtuťný tvoří průsvitnou, krystalickou látku, barvy bílé; ammoniakem černá, vzniká chlorid aminortuťnatý HgNH_2Cl a jemně rozptýlená černá rtuť. Na světle rozkládá se ve rtuť a chlorid rtuťnatý, působením alkalií rozkládá se v kysličník rtuťnatý a jemně rozptýlenou černou rtuť, působením pyridinu rozkládá se již za obyčejné teploty v chlorid rtuťnatý a rtuť; proto jest správnější psátí vzorec chloridu rtuťného Hg_2Cl_2 . Chlorid rtuťný slouží v lékařství. (*Hydrargyrum muriaticum mite*, *mercurius dulcis* nebo *mitigatus*).

Dusičnan rtuťný, merkuronitrát $2 \text{HgNO}_3 \cdot \text{HO}$ vzniká působením zředěné kyseliny dusičné v nadbytek rtuti, krystaluje v bezbarvých rhombických tabulkách, okysličuje se snadno v dusičnan rtuťnatý; okysličení zamezí se přidavkem rtuti k roztoku.

Síran rtuťný Hg_2SO_4 tvoří bílý, ve vodě téměř nerozpustný prášek; vzniká srážením dusičnanu rtuťného síranem alkalickým.

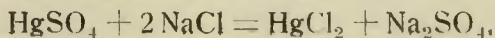
Jodid rtuťný HgJ jest prášek barvy zelenavě-černé, ve vodě nerozpustný; vzniká srážením dusičnanu rtuťného jodidem draselným, avšak rychle se rozpadá v jodid rtuťnatý a rtuť, zvláště přidáme-li nadbytek jodidu draselného.

SLOUČENINY RTUŤNATÉ.

Kysličník rtuťnatý HgO známe dvojí, červený krystalický, který vzniká pálením dusičnanu rtuťnatého, a žlutý, který vzniká srážením roztoku soli rtuťnaté louhem alkalickým.

Rozkládá se při 400° ve rtuť a kyslík.

Chlorid rtuťnatý HgCl_2 , *merkurichlorid*, *sublimát* (*hydrargyrum muriaticum corrosivum*), vyrábí se pálením směsi síranu rtuťnatého a chloridu sodného



Vzniklý chlorid rtuťnatý sublimuje a sráží se ochlazením, jako krystalická látka, t. zv. *sublimát*. Z vodného roztoku krystaluje v bezbarvých hranolech.

Ve 100 g vody rozpouští se 7,39 g chloridu rtuťnatého při 20°, 54 g při 100°; také v lihu se rozpouští.

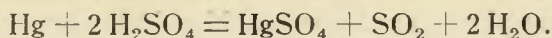
Jest velice jedovatý, 0,2 až 0,4 g přivodí již smrt; silně zředěný roztok 1‰ slouží však jako výborné a spolehlivé antiseptikum.

Vodní roztok dává ammoniakem bílou sraženinu *chloridu amino-rtuťnatého* HgNH_2Cl , která sluje bílým precipitátem.

Přidáme-li k roztoku chloridu rtuťnatého malé množství louhu alkalického, vylučují se zásadité soli: $\text{Hg}(2\text{HgO})\text{Cl}_2$, $\text{Hg}(3\text{HgO})\text{Cl}_2$ a $\text{Hg}(4\text{HgO})\text{Cl}_2$ barvy černé, červené a žluté; nadbytkem louhu alkalického vylučuje se žlutý kysličník rtuťnatý. Podobné sraženiny vznikají přidáním uhličitánů alkalických k roztoku chloridu rtuťnatého.

Dusičnan rtuťnatý $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ získáme rozpouštěním rtuti v horké, sehnané kyselině dusičné; tvoří bezbarvé krystaly.

Síran rtuťnatý HgSO_4 jest bílá krystalická, ve vodě rozpustná látka. Vzniká zahříváním rtuti s malým přebytkem sehnané kyseliny sírové a odpařením kyseliny



S málo vody dává hydrát $\text{HgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, větším množstvím vody se hydrolysuje a vzniká zásaditá sůl



Sírník rtuťnatý HgS známe černý beztvářý a červený krystalický; černý získáme srážením soli rtuťnaté sirovodíkem a přeměníme jej v červený sublimací. Rozpouští se v sirnicích alkalických, vzniká na př. $\text{K}_2\text{HgS}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Jodid rtuťnatý HgJ_2 vzniká srážením roztoku chloridu rtuťnatého roztokem jodidu draselného, jakožto žlutá sraženina, která se rychle mění v červenou.

Ve vodě se rozpouští nepatrně (1:25.000), snadno však v alkoholu methylnatém a ethylnatém.

Suchý červený jodid zahříváním nad 223° mění se v páry, které chladnutím dávají žluté kosočtverečné krystalky, které samovolně, rychleji však rýpnutím, přecházejí v červený tvar (enantiotropie, viz str. 147.).

Jodid rtuťnatý rozpouští se v roztoku jodidu draselného, vzniká nažloutlá podvojná sůl K_2HgJ_4 , jejíž alkalický roztok slouží pod jménem *Nesslerova činidla* k zjišťování amoniaku.

Rhodanid rtuťnatý $\text{Hg}(\text{SCN})_2$ má zvláštní vlastnost, že zapálením doutná a tvoří se šedožlutý, velmi objemný zbytek, který se skládá z uhlíku a dusíku a jmenuje se *mellon* (Faraonovi hadi).

Kyanid rtuťnatý $\text{Hg}(\text{CN})_2$ získáme rozpouštěním kysličníku rtuťnatého v kyselině kyanovodíkové jako bezbarvé krystaly.

Zahříváním rozkládá se ve rtuť a kyan.

Vyznačuje se tím, že jeho vodní roztok nevede téměř elektrický proud a nedává obvyklých reakcí na kyanovodík (dusičnanem stříbrným), ani na rtuť (louhem alkalickým).

Třaskavá rtuť $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ vzniká, vlijeme-li roztok rtuti v sehnané kyselině dusičné do chladného líhu. Jsou to bílé krystaly, za sucha velmi prudce vybuchující. Používá se jí k zapalování výbušných látek.

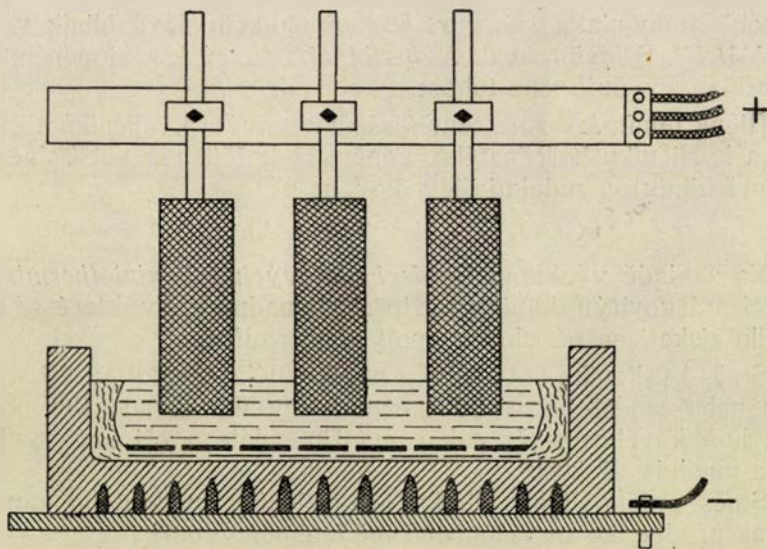
III. KOVY ZEMIN.

Do této skupiny řadíme *hliník*, kovy *vzácných zemin*, *gallium*, *indium* a *thallium*; mají nízkou specifickou váhu a dávají s kyslíkem nesnadno tavitelné, slabě zásadité kysličníky.

HLINÍK, $\text{Al} = 27,1$.

Hliník, *aluminium*, jest ve sloučeninách na naší zemi hojně rozšířen jako křemičitan *živec*, *slída*, *kaolin*, jako hydroxyd hlinitý (*bauxit*), fluorid hlinito-sodný (*kryolith* Na_2AlF_6) atd.

Obr. 22.



Vyrábí se elektrolýsou roztopené směsi kryolithu, kazivce a kysličníku hlinitého v elektrické peci (obr. 22.). Jako katoda (záporný pol) slouží železná čtyřhranná vana, vystlaná vypálenou směsí dehtu a koku, do níž se vpraví směs hmot, ze kterých se hliník vyrábí; anodou (kladný pol) jsou uhelné tyče, zavěšené na železném trámci.

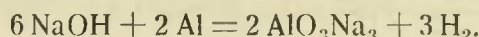
Na záporném polu vylučuje se při elektrolýse kapalný hliník, který se občas vypouští, kyslík uvolněný na uhelné anodě, slučuje se s uhlíkem anody na kysličník uhelnatý.

Hliník jest namodrale bílý, lesklý, tažný a kujný kov, $h = 2,7$; roztápí se asi při 660° . Elektrická vodivost hliníku obnáší asi polovici vodivosti mědi.

Na vzduchu a vůči vodě jest čistý hliník stálý; i v prudkém žáru okysličuje se jen na povrchu. Folie hliníková neb tenký drát rozpálený však na vzduchu nebo zvláště v kyslíku shoří.

Stálost hliníku na vzduchu jest způsobena tím, že na jeho povrchu vzniklý kysličník hlinitý chrání kov před dalším účinkem vody nebo vzduchu. Odstraníme-li tento povlak na příkl. roztokem chloridu rtuťnatého, rozkládá hliník (t. zv. aktivní) vodu a vzduchem se energicky okysličuje.

V kyselině solné rozpouští se hliník snadno, v kyselině dusičné a sírové jen za varu; v loužích alkalických rozpouští se snadno za vývoje vodíku, vzniká rozpustný hlinitan alkalický



Také i roztokem chloridu sodného se hliník naleptává. Kyselina octová, citronová a vinná rozpouštějí hliník při 100° zřetelně.

Obsahuje-li hliník křemík, železo, měď nebo sodík, jest vůči různým činidlům méně stálý.

S dusíkem dává hliník při 740° *nitrid* AlN , jehož se používá k výrobě ammoniaku (viz str. 60.). S uhlíkem dává hliník v žáru *karbid* Al_4C_3 . S fosforem dává *fosfid* AlP , který k roztopenému hliníku přidán, zvyšuje jeho tuhost.

Hliník odnímá v žáru téměř všem kovovým kysličníkům kyslík, (vyjma kysličníku hořečnatého, poněvadž hořčík má větší slučovací teplo než hliník), a redukuje je v kov, na př.



Na základě výzkumů *Goldschmidtových* (*aluminiothermie*) lze redukcí práškovitým hliníkem připravit snadno kovy, které se dříve nedařilo získati na př. chrom, molybden, wolfram.

Směs kysličníku kovového a práškovitého hliníku zapálí se hořčíkem nebo směsí peroxydu barya a hořčíku zapáleného pomocí pásku hořčíkového; směs pak sama žhne dále a při tom vyvíjí se teplota mnohdy až 3000° .

Směs práškovitého hliníku a kysličníku měďnatého zapálena hoří tak prudce, že se vyloučená měď téměř vypaří.

Směs práškovitého hliníku s kysličníkem železitým sluje *thermitem* *Goldschmidtovým* a slouží k místnímu vyvozování vysokých teplot, na příkl. při spájení kolejnic.

Hliníku používá se pro jeho lehkost, pěknou barvu a poměrnou stálost na vzduchu, k výrobě nádobí, kovových zrcadel, součástí strojů, ve vzduchoplavectví, k výrobě vodíku, vodivých drátů místo mědi v elektrotechnice, jako přísady k litině, práškovitého hliníku k nátěrům, které chrání před rží atd.

V nádobách hliníkových nesmí se vařiti pokrmý kyselé, neboť se hliník kyselinami v pokrmích obsaženými rozpouští; vzniklé soli hlinité jsou nezdravé.

Zvláště důležité jsou slitiny *hliníková bronz*, slitina 82% hliníku, 3% mědi, 15% zinku nebo 93% hliníku, 4% mědi, 2% zinku, 1% železa, již se používá při výrobě součástek strojových, *magnalium* či *tvrdý hliník*, slitina hliníku s 1% hořčíku, která se vyznačuje větší tvrdostí, *ferro-aluminium*, slitina hliníku s přísadou železa.

Slitina zinku se 6% hliníku a 2% manganu slouží jako *ložiskový kov*.

Kysličník hlinitý Al_2O_3 přichází v přírodě jako drahokam *korund*, kysličníkem chromitým červeně zbarvený *rubín*, titanem a železem modře zbarvený *safir*. Odrůdy korundu, kysličníkem železitým tmavě zbarvené, přicházejí do obchodu jako prášek pod jménem *smyrek* a slouží k broušení. Umělý smyrek sluje *elektritem*.

Kysličník hlinitý lze připravit žíháním hydroxydu neb síranu hlinitého. Jest to bílá látka, ve vodě nerozpustná; mírně pálený kysličník hlinitý rozpouští se snadno, silně pálený nesnadno v kyselinách.

Taje teprve v plameni kyslíkovodíkovém při teplotě 2000° ; vyrábějí se z něho umělé drahokamy, na př. rubíny.

Hydroxyd hlinitý $\text{Al}(\text{OH})_3$ vzniká srážením roztoku soli hlinité na př. amoniakem jako bílá, průsvitná, rosolovitá sraženina, v amoniaku nerozpustná, ve vodě jen nepatrně rozpustná; rozpouští se v loužích alkalických.

Hydroxyd hlinitý jest povahy slabě zásadité, tvoří soli hlinité, ale vedle toho se silnějšími zásadami hlinítany, jest tudíž také povahy slabě kyselé (viz elektrolyty amfoterní).

V přírodě přichází hydroxyd hlinitý jako minerál *bauxit* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, znečištěn hydroxydem železitým (jméno od místa *Baux* u Avignonu ve Francii), *hydrargyllit* $\text{Al}(\text{OH})_3$ a *diaspor* $\text{AlO}(\text{OH})$.

Chlorid hlinitý AlCl_3 připravuje se zahříváním hliníku v proudě plynného chlorovodíku. Vzniklé páry chloridu hlinitého srážejí se v jímadle.

Chlorid hlinitý, takto připravený, jest bezbarvá, krystalická látka, jež na vzduchu dýmá, ve vodě se snadno rozpouští, avšak jen tenkrátě číře, bylo-li k vodě přidáno kyseliny solné. Sublimuje již při 183° .

Lze jej také připravit rozpouštěním hydroxydu hlinitého v kyselině solné. Ze sehnání roztoku krystaluje v bezbarvých krystalech $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Zahříváním se rozkládá v kyselinu solnou a oxychlorid hlinitý.

Bromid hlinitý AlBr_3 vzniká sloučením se hliníkem s bremem. Jest to látka tuhá, na vzduchu dýmající, s vodou slučuje se prudce v hydrát $\text{AlBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Jodid hlinitý AlI_3 vzniká sloučením se hliníku s jodem v sírouhlíku. Jest to látka tuhá. Její páry smíseny se vzduchem jsou výbušné.

Fluorid hlinitý AlF_3 připravuje se zahříváním fluoru s hliníkem. Jest nerozpustný ve vodě, kyselinách i loužích. Rozkládá se žháním s kyslíčkem vápenatým nebo sodou.

Síran hlinitý $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ připravuje se rozpouštěním hydroxydu hlinitého v kyselině sírové nebo rozkladem kaolinu (křemičitan hlinitý) kyselinou sírovou. Z roztoku krystaluje v bezbarvých perleťově lesklých lupíncích, které se rozpouštějí ve stejném dílu vody za obyčejné teploty.

Vodní roztok síranu hlinitého reaguje kysele a rozpouští hydroxyd hlinitý; vzniká **zásaditý síran hlinitý** $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, který se nachází také v přírodě jako *aluminít*.

Síranu hlinitého používá se v barvířství a papírnictví.

Smísíme-li sehnaný horký roztok síranu hlinitého se sehnaným roztokem síranu draselného, vyloučí se ochlazením bezbarvé osmistěny **kamenec hlinito-draselného** $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

Tento kamenec jest typem skupiny podvojných isomorfických síranů, krystalujících v krychlové soustavě. Známe také *kamenec hlinito-sodný* $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, *hlinito ammonný* $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, *kamenec rubidný* $\text{RbAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ a *kamenec caesný* $\text{CsAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

Kamenec hlinitodraselný rozpouští se ve vodě horké mnohem snadněji než ve studené vodě, ve 100 g vody 20° teplé rozpouští se 15,1 g, při 100° 357,5 g kamence, pročež jej lze snadno krystalisací čistiti.

Taje již při 92° ve své krystalové vodě, kterou při vyšší teplotě pouští a mění se v bílou, kyprou hmotu, *kamenec pálený*.

Roztok kamence reaguje kysele a rozpouští jistý podíl hydroxydu hlinitého, čímž vznikne zásaditý síran hlinito-draselný, který krystaluje v krychlích, a nazýváme jej *krychlovým* či *kubickým kamencem*.

Kamenec kubický, jinak zvaný *římský*, připravuje se také z minerálu *alunitu* $\text{Al}(\text{OH})_3\text{K}(\text{SO}_4)_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, nacházejícího se u Tolfy v Itálii, též v Uhrách a v Auvergne ve Francii. Alunit se prve mírně vypálí, zbytek se vyluhuje vodou a zahustí ke krystalisaci.

Kamenec používá se velmi hojně v průmyslu, v barvířství, při výrobě papíru, v lékařství atd.

Fosforečnany hlinité vyskytují se v přírodě na př. *wavellit* $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot (\text{PO}_4)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$, *kalait* $\text{Al}_2(\text{OH})_3\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ nebo *tyrkys*.

Normální fosforečnan hlinitý $\text{AlPO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ vylučuje se srážením roztoku soli hlinité fosforečnanem sodným jako bílá, rosolovitá sraženina, v kyselinách a loužích alkalických rozpustná.

Křemičitany hlinité vyskytují se v přírodě zvláště jako minerály, v nichž křemičitan hlinitý je sdružen s křemičitany jiných kovů; jsou to podstatně *živce* a *slidy*.

Živce jsou na př. *orthoklas*, křemičitan hlinito-draselný KAlSi_3O_8 , *albit*, křemičitan hlinito-sodný $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$, křemičitany hlinito-vápenaté atd.

Slidy jsou v podstatě vodnaté křemičitany hlinito-draselné nebo sodné, obsahují kysličník hořečnatý, železnatý, fluór, vodu atd.

Větrají-li horniny, jež obsahují křemičitany hlinito-alkalické, účinkem vody a kysličníku uhličitého, rozpouští se z nich křemičitan alkalický, který se částečně mění v uhličitan alkalický a kyselinu křemičitou, nerozpuštěn zůstane s vodou sloučený křemičitan hlinitý t. zv. *kaolin* $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$ či *hlína*.

Kaolin tvoří dle různých přímíšenin, kterými jest znečištěn, (CaCO_3 , Fe(OH)_3 , křemen, ústrojné hmoty) různé odrůdy hlíny.

Hlíny rozmíchány s přiměřeným množstvím vody skytají plastickou hmotu, kterou lze v libovolné tvary upravit; sušením a pálením tato hmota ztverdne, aniž se vodou již rozmáčí. Na těchto vlastnostech hlín zakládá se jejich upotřebení k výrobě různých druhů zboží hliněného, od obyčejných cihel a kameniny až do drahého porculánu.

Nejčistší druh hlíny, bílý kaolin, jest ohnivzdorný, t. j. v ohni obyčejných pecí neroztoplivý; čím méně čistá hlína, tím snadněji se dá roztopiti.

Podle složení použité hlíny a stupně pálení získáme výrobky porovité, které propouštějí vodu a lpí na jazyku, nebo utvoří se slinutím a roztopením hmota celistvá, na povrchu sklovitá.

Toto slinutí a další ztavení směsi kaolinové usnadní se hořečnatým, vápenatým, železnatým, železitým nebo draselným, po případě křemičitým kysličníkem, které se ke kaolinu dle potřeby přimísí,

Rozeznáváme zboží hliněné:

1. *celistvé*, mezi něž náleží *porculán*, *biskvit* a *výrobky kameninové*.
2. *porovité*, buď *polévané*, na povrchu sklovité (glasované), *majoliku* a *layence*, *hliněné roury* a *zboží hrnčířské* nebo *nepolévané*, *cihly*, *terrakottu* a *květinové hrnce*.

Porculán byl znám již Číňanům v šestém století po Kristu; byl vynalezen v Německu r. 1709 *Tschirnhausenem* a jeho pomocníkem *Böttgerem* v Míšni vyráběn.

K výrobě *tvrdého porculánu* používá se směsi 100 d. kaolinu a 30 d. živce, k výrobě *berlínského porculánu* směsi 55 d. kaolinu, 22,5 d. čistého křemene a 22,5 d. živce.

K výrobě chemického náčiní se množství kaolinu zvyšuje, aby porculán vzdoroval lépe alkáliím a kyselinám.

Z kaolinu upravené a vysušené předměty se nejprve asi při 900° vypálí; v tomto stavu jsou porovité.

Pak se polejou vodou rozdělanou směsí plaveného živce, případně za přísady mramoru, magnesitu a sádry a po vysušení se vypálí při 1430 až 1490°, čímž vznikne na povrchu těchto předmětů sklovitý povlak (glasura).

K barvení porculánu slouží kysličník kobaltnatý na modro, kysličník chromitý na zeleno, kysličník uranato-uranitý na hnědočerno, kysličník titaničitý na žluto, v redukčním plameni na fialovo, měď na červeno, iridium na černo.

Biskvit jest nepolévaný mírně pálený *tvrdý* porculán; jest porovitý a propouští vodu.

Používá se ho na izolátory, kelímky, misky, trubky, sošky atd.

Měkký porculán obsahuje méně hlíny, více kysličníku křemičitého.

Kamenina jest barvy šedé, žluté nebo hnědé, jest tvrdá, vzdoruje značně chemickým účinkům; používá se jí k výrobě nádob pro žíravé tekutiny a k výrobě chladičů.

K výrobě zboží porovitého, na povrchu polévaného (kamenina, majolika a fayence) používá se směsi hlíny, křemenného písku a živce.

Výrobky pálí se zprvu při teplotě 1150 až 1330°, po polevě pálí se na rozdíl od porculánu jen při teplotě asi 900°, poněvadž tu záleží spíše na barvě a lesku zboží než na tvrdosti.

Zboží hrnčířské, terrakotta a *cihly* pálí se z nečisté hlíny, obsahující kysličník železitý, proto jsou barvy červené.

Sklovitého povrchu výrobků docílí se nasypáním kuchyňské soli do peci mezi pálením; parami soli způsobí se slnutí křemičitanu hlinitého na povrchu, ježto vznikne roztoplivý křemičitan hlinito-sodný.

Ohnivzdorných hlín používá se taktéž k výrobě kelímků; k hlínám přidává se křemene (*hessenské* kelímky) nebo tuhy (*granitové* kelímky).

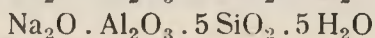
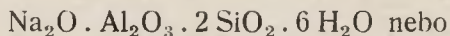
Šamot jest výrobek z poměrně čisté hlíny, který taje teprve nad 1650°. Slouží k vyložení vnitřku vysokých pecí, pecí na pálení vápna a k výrobě různých ohnivzdorných předmětů.

Ještě ohnivzdornější jsou **kameny bauxitové**, vyrobené pálením směsi 60% kysličníku hlinitého a 40% hlíny.

Zeolity. Zeolity slovou přirozené vodné křemičitanu hlinito-sodné; jsou to *natrolit* $\text{Na}_2\text{Al}(\text{AlO}) \cdot (\text{SiO}_3)_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a *analcim* $\text{NaAl}(\text{SiO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, které vznikly působením vody na basaltovou lávu nebo fonolity.

Umělé zeolity získají se tavením hlinitých křemičitanů se sodou za přísady křemene, vyloužením taveniny vodou a rozemletím v hrubá zrna.

Tento výrobek, ve vodě nerozpustný má složení



a používá se ho pod názvem *permutitu* k měkčení vody, odstraňování železa a manganu z pitné vody jakož i k vylučování zlata z velmi zředěných roztoků.

Přidáme-li totiž permutitu k vodě, která obsahuje soli vápníku, manganu a železa, vyměňuje se sodík za tyto kovy a voda se čistí.

Upotřebený permutit lze opět působením roztoku chloridu sodného regenerovati, t. j. vápník, mangan a železo nahraditi opět sodíkem.

Ultramarin či *kámen lazurový* (lapis lazuli) jest modrý minerál, kterého bylo používáno odedávna jako pěkné minerální barvy.

Uměle vyrábí se pálením směsi kaolinu, uhličitanu sodného, síry a uhlí v kelimcích. Jest to prášek ohnivě modrý, jenž se kapalinami alkalickými nemění, odbarvuje se však kyselinami; vyvine se při tom sirovodík a odštěpuje se síra.

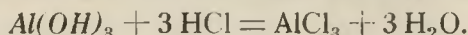
Ultramarin se zdá býti sloučeninou křemičitanu hlinito-sodného s polysulfidem sodíku $\text{Si}_3\text{Al}_3\text{Na}_4\text{S}_2\text{O}_{12}$.

Také se připravují ultramariny barvy zelené, fialové a červené; *zelený ultramarin* složení asi $\text{Si}_3\text{Al}_3\text{Na}_5\text{S}_2\text{O}_{12}$ vzniká, má-li při pálení směsi vzduch jen skrovný přístup. Za nepřístupu vzduchu vzniká sloučenina složení asi $\text{Si}_3\text{Al}_2\text{Na}_7\text{S}_2\text{O}_{12}$ barvy bílé.

Fialový a červený ultramarin připravuje se pálením modrého ultramarinu v chloru, chlorovodíku nebo kyslíčniku dusnatém.

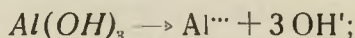
ELEKTROLYTY AMFOTERNÍ.

Přidáme-li k hydroxydu hlinitému kyseliny, rozpustí se

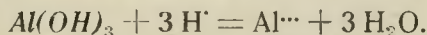


Máme tudíž za to, že hydroxyd hlinitý chová se vůči kyselině jako zásada; ač reaguje zřejmě alkalicky, nebarví na př. červeného lakmusového papírku na modro.

Rozpouštění hydroxydu hlinitého v kyselině si představujeme tak, že týž se rozpouští poněkud ve vodě a jest dissociován:



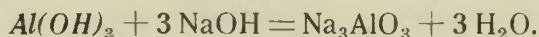
t. j. vysílá do roztoku iony OH' . Hydroxylové iony slučují se s iony obsažené kyseliny ve vodu.



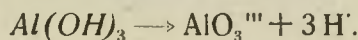
Jelikož tím koncentrace ionů OH' klesne, rozpustí se opět něco hydroxydu hlinitého, nastane dissociace, iony OH' sloučí se s iony H' obsažené kyseliny a je-li dostatek kyseliny, rozpustí se všechen hydroxyd hlinitý; toto rozpouštění lze vyjádřiti rovnicí



Hydroxyd hlinitý rozpouští se také v louhu alkalickém, z čehož soudíme, že může působiti jako kyselina



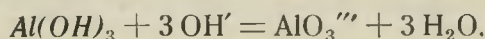
Chová se tudíž hydroxyd hlinitý vůči silným zásadám jako kyselina a tvoří iony aluminátové a vodíkové



Iony vodíkové slučují se s hydroxylovými iony hydroxydu alkalického ve vodu



Rozpouštění hydroxydu hlinitého lze vyjádřiti rovnicí:



Chová se tudíž hydroxyd hlinitý vůči silným zásadám jako kyselina.

Podobný zjev pozorujeme u hydroxydů olova, zinku, cínu, antimonu, atd.

Takové látky, které mají povahu kyselin i zásad, nazýváme *elektrolyty amfoterními*.

PRVKY VZÁCNÉ A VZÁCNÝCH ZEMIN.

K prvkům vzácným řadíme *gallium*, *indium* a *thallium*.

Vzácné zeminy nazýváme proto vzácnými, poněvadž se nalézaly pouze v minerálech, jež dříve byly považovány za vzácné, nynější dobou však zvláště ve Skandinavii a Americe, byla objevena jejich rozsáhlá ložiska. Sloučeniny prvků vzácných zemin jsou si chemicky podobny, doprovázejí se vzájemně a proto jest oddělování jich mnohdy obtížné.

Prvky vzácných zemin, jež dávají bezbarvé soli jsou: *cer Ce* (soli ceru trojmocného), *thor Th*, *lanthan La*, *yttrium Y*, *gadolinium Gd*, *terbium Tb*, *scandium Sc*, *neo-ytterbium Yb* a *lutetium Lu*.

Prvky vzácných zemin, jež dávají soli zbarvené jsou: *cer Ce* (soli ceru čtyřmocného žluté), *neodym Nd* (ružové), *praseodym Pr* (zelené), *samarium Sm* (žluté), *europium Eu* (ružové), *dysprosium Dy* (zelenavě žluté), *holmium Ho* (oranžové), *erbium Er* (světle růžové), *thullium Tu* (světle modrozelené).

Soli neodymu, praseodymu, samaria, europa, dysprosia, holmia, erbia a thullia dávají význačná absorpční spektra, podle nichž lze je poznati.

Nejdůležitější ze vzácných zemin jest *cer* a *thor*.

CER, Ce = 140,25.

Cer přichází v dosti značném množství v přírodě. Materiálem k přípravě ceru a jej provázejících vzácnějších prvků jest zvláště *monazitový* písek, který se nachází v mohutných ložiskách v Brasilii a v Severní Karolině; obsahuje také značnější množství thoria.

Cer vyrábí se elektrolysou chloridu ceritého; jest to kov šedý, těžný, hutnoty 7,0, taje při 623°.

Slitina ceru se železem, *Auerův kov*, dává křesáním jiskry a používá se jí ke kapesním rozžehadlům; křesáním totiž utrhuje se částčky ceru, které se na vzduchu rozpalují.

Cer jest ve sloučeninách trojmocný, tvoří soli *cerité* či *cero-sloučeniny*, které jsou bezbarvé a stálé a čtyřmocný, tvoří soli *ceričité* či *cerisloučeniny*, které jsou obyčejně oranžové a méně stálé.

Soli ceru trojmocného lze okysličením kysličníkem olovičitým a kyselinou dusičnou přeměnit v soli ceru čtyřmocného.

Kysličník ceritý Ce_2O_3 jest nestálý a snadno přechází v kysličník ceričitý.

Hydroxyd ceritý $\text{Ce}(\text{OH})_3$, vyloučený přísadou louhu alkalického k roztoku soli cerité jako bílá sraženina, na vzduchu znenáhla žlutne a mění se v žlutý hydroxyd ceričitý $\text{Ce}(\text{OH})_4$.

Síran ceritý $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ dává se síranem draselným podvojnou sůl $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3\text{K}_2\text{SO}_4$, ve studené vodě nesnadno rozpustnou.

Kysličník ceričitý, CeO_2 jest prášek nažloutle bílý, v zředěných kyselinách nerozpustný; odpařením s kyselinou sírovou sehnanou dává síran ceričitý $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$, ve vodě rozpustný.

THOR, Th = 232,15.

Thor přichází v četných minerálech, které obsahují vzácné zeminy, podstatně v *thorianitu*, *thoritu* a *orangitu*, mimo to v *gadolinitu* a *monazitu*, ze kterých se získává.

Monazit jakož i z něj připravené sloučeniny thoría ukazují často radioaktivitu. Má se za to, že thor obsahuje radiothor.

Kovový thor má hutnotu 11,10, taje při 1700°.

Thor jest ve sloučeninách obyčejně čtyřmocný, tvoří sloučeniny *thoričité* na př. **kysličník thoričitý** ThO_2 , bílý prášek ve vodě nerozpustný, získá se žháním solí thoričitých; dává **hydroxyd thoričitý** $\text{Th}(\text{OH})_4$.

Dusičnan thoričitý $\text{Th}(\text{NO}_3)_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ rozpouští se snadno ve vodě a líhu, slouží k napájení Auerova tkaniva.

Síran thoričitý $\text{Th}(\text{SO}_4)_2$ rozpouští se v ledové vodě až do 25%, avšak nad 0° až do 43° tvoří nesnadněji rozpustný hydrát $\text{Th}(\text{SO}_4)_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Se síranem draselným dává podvojnou sůl $\text{K}_4\text{Th}(\text{SO}_4)_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, v sehnaném roztoku siranu draselného nerozpustnou.

Kysličníků thoričitého a ceritého používá se k výrobě *Auerových* žárových tělísek; bavlněné pletivo napojí se roztokem dusičnanu thoričitého s malou přísadou dusičnanu ceritého a vypálí se.

Největší svítivost dává směs obsahující 99,1% kysličníku thoričitého a 0,9% kysličníku ceritého.

Kysličníku ceritého a thoričitého používá se též jako kontaktní hmoty při výrobě různých sloučenin.

GALLIUM, Ga = 70,1.

Gallium bylo objeveno *Lecoq de Boisbaudranem* v pyrenejském blejnu zinkovém; nalezeno bylo také v jiných blejnech, ale ve množství velice nepatrném.

Gallium jest kov modravě bílý, hutnoty 5,88, taje při 30,8°. V chemickém chování jest blízký zinku, sráží se na př. z octového roztoku sirovodíkem; ve sloučeninách jest dvoj- a trojmocné.

Dává **kysličník gallitý** Ga_2O_3 a **hydroxyd gallitý** $\text{Ga}(\text{OH})_3$, rozpustný v louhu alkalickém.

Chlorid gallitý GaCl_3 tvoří bezbarvé, velmi hygroskopické, na vzduchu dýmající krystalky. S galliem kovovým slučuje se v **chlorid gallnatý** GaCl_2 .

Síran gallitý $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$ tvoří se síranem ammonným podvojnou sůl typu kamence.

INDIUM, In = 114,8.

Indium bylo objeveno ve Freibergských blejneh *Reichmannem* a *Richterem*.

Elektrolyticky připravené indium jest bílý, olovu podobný kov, hutnoty 7,12, taje při 155°, na vzduchu zapáleno shoří na žlutý kysličník In_2O_3 .

V kyselině dusičné rozpouští se indium snadno, v kyselině solné a sírové jen zvolna.

Ve sloučeninách jest jedno-, dvoj- a trojmocné.

Dává **chlorid indný** InCl , **chlorid indnatý** InCl_2 a **chlorid inditý** InCl_3 .

Chlorid inditý dává s louhy alkalickými hydroxyd inditý, rozpustný v přebytku louhu, jest obdobný chloridu hlinitému.

Soli india barví nesvítivý plamen modrofialově.

THALLIUM, Tl = 204,0.

Thallium bylo objeveno *Crookesem* v bahně olověných komor, jest dosti rozšířeno, ač poskrovnu, v různých kyzech a blejneh.

Thallium připravené elektrolysou roztoků solí thallia jest kov bílý, lesklý, měkký a tažný, má hutnotu 11,85, taje při 301°.

Na vlhkém vzduchu se okysličuje a za přítomnosti kyslíčníku uhličitého mění se v uhličitán. V kyselině dusičné rozpouští se dosti snadno.

Jest olovu i v chemickém chování velmi podobné; ve sloučeninách jest jedno- a trojmocné.

Kysličník thallný Tl_2O jest černý prášek, dává hydroxyd thallný $\text{TlOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ barvy žluté.

Chlorid thallný TlCl podobá se chloridu olovnatému; vylučuje se z roztoku kyselinou solnou nebo chloridy jako bílá krystalická sraženina, ve studené vodě nesnadno rozpustná.

Bromid thallný TlBr a žlutý **jodid thallný** TlI jsou ve vodě nerozpustné, podobné bromidu a jodidu stříbrnému.

Fluorid thallný TlF podobá se fluoridu stříbrnému, jest ve vodě snadno rozpustný.

Síran thallný Ti_2SO_4 jest isomorfní se síranem draselným, tvoří kamenec $\text{AlTi}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ve vodě nesnadno rozpustný.

Dusičnan thallný TiNO_3 tvoří rhombické hranolky ve vodě rozpustné.

Uhličitan thallný Ti_2CO_3 rozpouští se ve vodě, roztok reaguje alkalicky.

Sírník thallný Ti_2S jest v sírníku ammonném nerozpustný, tvoří polysulfidy na př. Ti_2S_5 .

Kysličník thallitý Ti_2O_3 jest černý prášek, dává hnědý hydroxyd $\text{TiO} \cdot \text{OH}$.

Chlorid thallitý TiCl_3 připravuje se působením chloru na chlorid thallný. Jest bílý, ve vodě málo rozpustný; dává rozpustné podvojně soli na př. K_3TiCl_6 .

Síran thallitý $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ tvoří kamence jako síran thallný,

Dusičnan thallitý $\text{Ti}(\text{NO}_3)_3$ jest krystalický na vzduchu rozplývavý.

IV. KOVY SKUPINY UHLÍKU.

CÍN A OLOVO. TITAN A ZIRKON.

Cín a olovo náleží podle velikosti atomových vah do čtvrté skupiny periodické soustavy a mají obdobné chemické vlastnosti. Sem patří také titan a zirkon, které mají taktéž obdobné chemické vlastnosti.

CÍN, $\text{Sn} = 118,7$.

Cín přichází v přírodě jako kysličník pod jménem *cínovce*, *kassiteritu* SnO_2 , zřídka sloučen se sírou jako *kyz cínový*, v Čechách, Sasku, v severní a jižní Americe, (Aljaška, Mexiko, Bolivie) a v Australii; v Anglii (Cornwall) nalézají se kyz cínový jako $\text{SnCu}_2\text{FeS}_4$.

Staří Egyptané přiváželi si cínové rudy k zhotovování bronzů ze severní Persie, Foiničané přiváželi cín z Anglie.

Cín vyrábí se z cínovce redukcí uhlím v žáru a čistí se přetavováním.

Jest to stříbrobílý, lesklý kov krystalický, má hutnotu 7,28, krystaluje čtverečně, ale také kosočtverečně. Ohýbáním vrže, což jest způsobeno třením krystalů cínu o sebe, jest kujný a lze jej válcovati na velmi tenký plech, t. zv. *staniol*, folii cínovou. Jest tvrdší než olovo.

Nejčistší druh cínu jest t. zv. cín *Banka*, obsahuje 99,8% cínu.

Cín zahříváním na 200° mění se ve tvar kosočtverečný, křehne, takže se dá roztlouci na prášek; taje při 231° . Za obyčejné teploty jest na vzduchu stálý; při vyšší teplotě se okysličuje v kysličník ciničitý.

Silným ochlazováním mění se cín v t. zv. *šedý cín*, nabude slohu vláknitého a rozpadne se i v krystalický prášek. Tento zjev jest příčinou rozpadnutí se předmětů cínových, které byly delší dobu vystaveny chladu (mor cínový).

V kyselině solné se cín snadno rozpouští; kyselinou dusičnou sehnanejší mění se v práškovitou kyselinu β -ciničitou. Horkým louhem alkalickým se rozpouští a mění se v ciničitan alkalický.

Cínu používá se k výrobě různých předmětů, k pocínování kovů, jež se na vzduchu snadno okysličují na př. železa, mědi, (t. zv. bílý plech, jest železný plech pocínovaný).

Železo jest chráněno před rezavěním, avšak jen potud, pokud vrstva cínu není porušena.

Natřeme-li bílý plech zředěnou královskou lučavkou, vznikají následkem utvoření krystalické struktury cínu obrazce sněžných krystalů (*moirée metallique*).

Dále se používá cínu k přípravě pájky (slitina cínu a olova) ke spájení předmětů, při přípravě různých jiných slitin na př. *ložiskového kovu*, slitiny z 80 dílů cínu, 6 dílů antimonu, 1 dílu mědi a 13 dílů olova nebo z 80 dílů cínu, 12 dílů antimonu a 8 dílů mědi dle váhy.

Kov *britannia* skládá se z 8 d. cínu a 1 d. antimonu, obsahuje něco mědi a zinku.

Prodejný cín obsahuje někdy značnější podíl olova; předměty z cínu, v nichž se uchovávají pokrmý, nesmí obsahovati více jak 1% olova.

Cín tvoří *sloučeniny cínaté*, *stannosloučeniny* a *sloučeniny ciničité stannisloučeniny*.

SLOUČENINY CÍNATÉ.

Kysličník cínatý SnO jest hnědočerný prášek, na vzduchu se okysličující v kysličník ciničitý.

Hydroxyd cínatý Sn(OH)_2 vylučuje se jako bílá sraženina srážením roztoku chloridu cínatého roztokem sody; rozpouští se v louhu alkalickém, vzniká cínatan na př. NaHSnO_2 ; rovněž i v kyselinách se rozpouští na soli cínaté na př. SnCl_2 .

Chlorid cínatý $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ cínová sůl, připravuje se rozpouštěním cínu v kyselině solné; z roztoku krystaluje v bezbarvých jehlicích. Rozpouští se ve vodě, roztok se okysličuje snadno kyslíkem vzduchu a vylučuje se zásaditá sůl $\text{Sn(OH)}_2\text{Cl}_2$; slouží jako redukční činidlo, vylučuje na př. stříbro, rtuť, zlato z roztoku solí; kyselinu siřičitou redukuje v sírovodík. Užívá se ho v barvířství.

Sírník cínatý SnS vzniká srážením roztoku soli cínaté sírovodíkem jako hnědá ssedlina.

Lze jej také připravit tavením cínu se sírou. Jest to tmavá, kovově lesklá látka, tající teprve asi při 950° .

SLOUČENINY CINIČITÉ.

Kysličník ciničitý SnO_2 tvoří se pálením cínu na vzduchu. Jest to bílý prášek, horkem hnědnoucí.

Nerozpouští se ani v kyselinách, ani v loužích. Tavením se žiravinami dává ciničitany alkalické. Roztopené sklo kalí mlékovitě a používá se ho k výrobě *mléčného skla*.

Hydroxydy ciničité rozeznáváme dva: kyselinu α -ciničitou a kyselinu β -ciničitou.

Kyselina α -ciničitá vylučuje se z roztoku chloridu ciničitého srážením uhličitánem alkalickým, jako bílá sraženina $\text{Sn}(\text{OH})_4$ čili H_4SnO_4 , která sušením nad kyselinou sírovou nabude složení H_2SnO_3 ; kyselina α -ciničitá jest rozpustná v kyselinách i louhu alkalickém; vznikají tak *soli ciničité* na př. SnCl_4 a *ciničitany*, na př. $\text{Na}_2\text{SnO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Kyselina β -ciničitá, tak zv. kyselina metaciničitá H_4SnO_4 nebo H_2SnO_3 , vzniká působením poněkud zředěné kyseliny dusičné v kovový cín; jest to bílá látka, ve zředěných kyselinách na rozdíl od kyseliny α -ciničité nerozpustná, v louhu alkalickém však rozpustná.

Vaříme-li kyselinu β -ciničitou se sehnanou kyselinou solnou, zdánlivě se nemění, přidáním vody však se rozpustí.

Tavíme-li kyselinu β -ciničitou se žiravinami, vzniknou α -ciničitany.

Chlorid ciničitý SnCl_4 tvoří se zahříváním cínu v chloru; jest to kapalina bezbarvá, na vzduchu silně dýmající.

S malým množstvím vody slučuje se v bezbarvý, krystalovaný chlorid $\text{SnCl}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ t. zv. *máslo cinové*.

Taktéž tvoří chlorid ciničitý *pentahydrát* $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

S chlorovodíkem se slučuje v kyselinu *chlorociničitou* H_2SnCl_6 . H_2O látku krystalickou, která dává *chlorociničitany*. Nejdůležitější jest *chlorociničitan ammonný* $(\text{NH}_4)_2 \cdot \text{SnCl}_6$ t. zv. *pinková sůl*; získá se mísením sehnanych roztoků chloridu ciničitého a chloridu ammonného.

Chloridu ciničitého a chlorociničitanů používá se v barvířství jako mořidla a k zatěžkávání hedvábí.

Bromid ciničitý SnBr_4 vzniká působením bromu v cín; jest to látka podobná chloridu ciničitému, taje při $+30^\circ$.

Fluorid ciničitý SnF_4 lze připravit působením bezvodého fluorovodíku na chlorid ciničitý. Jest to krystalická látka, jež slučuje se s vodou syčíc.

Tvoří význačné komplexní soli, na př. *fluorociničitan draselný* K_2SnF_6 , obdobné fluorokřemičitanům alkalickým.

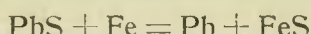
Sírník ciničitý SnS_2 vzniká srážením roztoku soli ciničité sírovodíkem jako žlutá sraženina. Týž obdržíme také sléváním cínu a síry ve způsobě lesklých, zlatožlutých lupének; nazýváme je *zlato musivné*.

OLOVO, Pb = 207,2.

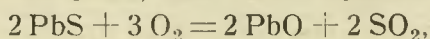
Ryzí olovo jest v přírodě vzácné; hojně přichází jako *sirník olovnatý* PbS čili *leštěnec olověný* čili *galenit*, skrovněji jako uhličitán pod jménem *cerussit* PbCO_3 , fosforečnan *pyromorfit* $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$; síran *anglesit* PbSO_4 , také jako chroman, molybdenan a wolfram an olovnatý.

Nachází se téměř ve všech evropských státech, v Čechách (u Příbrami, v Rudohoří), v severní a jižní Americe, v Africe a Australii.

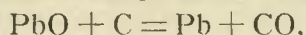
Vyrábí se hutnicky z leštěnce olověného PbS a to různým způsobem. Buď se slévá leštěnec s kovovým železem



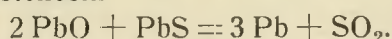
anebo se prve leštěnec praží, čímž vzniká kysličník olovnatý,



kysličník olovnatý se pak redukuje uhlím v žáru



anebo se slévá s leštěncem



Takto získané olovo t. zv. *rudní olovo* není čisté, obsahuje arsen, antimon, cín, vizmut a nezřídka stříbro (zlato), pročež se z něho prve těžší odháněním stříbro, při čemž se získá kysličník olovnatý, t. zv. *klejt*. Z klejtu získá se olovo redukcí kokem v žáru.

Také elektrolyticky se olovo vyrábí z leštěnce olověného.

Zcela čisté olovo a prosté vizmutu získá se elektrolytickou rafinací.

V menším množství můžeme si připravit úplně čisté olovo sléváním uhličitanu olovnatého s polovičním množstvím kyanidu draselného.



Olovo jest kov na čerstvém řezu modravě bílý, lesklý, krystaluje v soustavě krychlové, má hutnotu 11,37.

Na vzduchu olovo nabíhá, t. j. pokrývá se modrošedou vrstvou kysličníků, jež je chrání před dalším okysličením. Jest velmi měkké, ohebné, kujné, ale málo pevné, lze je krájet nožem.

Taje při 330°, roztavené za přístupu vzduchu se snadno okysličuje v kysličník olovnatý.

Olovo jakož i sloučeniny olova jsou velice jedovaté; způsobují chronické otravy, koliku a ochromení údů, zvláště u dělníků, kteří pracují delší dobu s olovem nebo s olověnými barvami; v této formě vniká olovo snadno kůží do těla.

»Prášek dědiců«, jehož se používalo ve středověku k nenápadným otravám, obsahoval uhličitán olovnatý a sladce chutnající olověný cukr,

V čisté vodě se olovo nerozpouští, avšak v obyčejné vodě působením v ní obsaženého vzdušného kyslíku a kyseliny uhličitě se rozpouští a jelikož sloučeniny olova jsou jedovaté, nemá se používat olověných trubek k vedení pitné vody.

V tvrdé vodě, která neobsahuje volné kyseliny uhličitě, rozpouští se olovo nepatrně; vylučováním uhličitanu, síranu vápenatého z vody na trubkách zamezuje se další styk olova s vodou a v takovém případě lze trubek olověných použít.

V kyselině dusičné se olovo rozpouští snadno; kyselinou sírovou a solnou mění se jen za tepla v síran a chlorid olovnatý.

V mastných olejích a éterických olejích se olovo rozpouští též, proč se nesmí používat na krabice pro konzervy cínu obsahujícího olovo. Z roztoků solí olovnatých vylučuje železo a zinek krystalické olovo (stromek Saturnův).

Kolloidální olovo připravuje se elektrolytickým rozprašováním drátu olověného, použitého jako anody, ve zředěném louhu sodném. Jest barvy šedočerné.

Olovo používá se velmi hojně v průmyslu, k výrobě akumulátorů, trubek, zvláště však ve slitinách s jinými kovy.

Jsou to: **klempířská pájka**, slitina stejných vah olova a cínu; taje při 200° ; **tvrdé olovo**, slitina olova s měnivým množstvím antimonu, která se získá při zpracování galenitu obsahujícího antimon a **liteřina**, ku výrobě písmen knihtiskařských, slitina olova s 20—25% antimonu, případně cínu.

Slitiny olova s 0,3—0,8% arsenu používá se k výrobě broků.

Olovo jest ve sloučeninách dvoj- a čtyřmocné, tvoří sloučeniny **olovnaté** a **olovičité**.

SLOUČENINY OLOVNATÉ.

Kysličník olovnatý PbO vzniká při odhánění rudního olova, připravuje se též pálením uhličitanu olovnatého. Jest to látka žlutá, ve vodě poněkud rozpustná; pálením taje. Používá se ho k výrobě skel olovnatých, k přípravě fermeže atd.

Hydroxyd olovnatý $2 PbO \cdot H_2O$, vylučuje se jako bílá sraženina, přidáme-li k roztoku soli olovnaté louhu alkalického, jehož přebytkem se rozpouští a vznikají **olovnatany** na př. $NaHPbO_2$.

Okysličováním olova na vlhkém vzduchu nebo srážením roztoku octanu olovnatého zředěným amoniakem vzniká hydrát $3 PbO \cdot H_2O$.

Oba hydráty jsou poněkud ve vodě rozpustné, reagují zřejmě alkalicky; zahřetím na 130° pouštějí vodu.

Chlorid olovnatý $PbCl_2$ vylučuje se z roztoku soli olovnaté přidáním kyseliny solné nebo chloridu sodného jako bílá krystalická sraženina ve vodě studené nesnadno rozpustná, v horké vodě rozpustná. Z horkého roztoku krystaluje v bílých hedvábných jehličkách nebo hranolkách,

Taje při 500° a vychladnutím ztuhne v látku rohu podobnou (olovo rohové).

Chlorid olovnatý tvoří krystalované *podvojně soli*, n. př. K_2PbCl_4 a *zásadité chloridy* $Pb(PbO)Cl_2$, $Pb(PbO)_2Cl_2$ a $Pb(PbO)_4Cl_2$.

Sléváním chloridu olovnatého se salmiakem vzniká žlutý oxychlorid olovnatý, jenž přichází do obchodu jako *kasselská žluť*.

Známe také bílý **bromid olovnatý** $PbBr_2$ a žlutý **jodid olovnatý** PbJ_2 .

Jodid olovnatý vzniká srážením roztoku soli olovnaté jodidem alkalickým jako žlutá krystalická sraženina.

S jodidem draselným tvoří podvojně soli, na př. $KPbJ_3 \cdot H_2O$, krystalující z acetonu v nažloutlých jehličkách; vodou se rozkládá v žlutý jodid olovnatý a jodid draselný.

Síran olovnatý $PbSO_4$ vyskytuje se v přírodě jako minerál *anglesit*.

Vzniká srážením roztoku soli olovnaté zředěnou kyselinou sirovou neb sirany alkalickými jako bílá sraženina, ve vodě nepatrně rozpustná, ještě méně rozpustná ve vodě okyselené kyselinou sírovou. Rozpouští se snadno v ammoniakálním roztoku vínanu ammonného.

Taktéž rozpouští se síran olovnatý v sehnanejší kyselině sírové (více jak 60% ní).

Sírník olovnatý PbS nachází se v přírodě jako minerál leštěnec olovený, *galenit*. Vzniká sléváním olova se sírou nebo jako černá sraženina působením sirovodíku v roztok soli olovnaté.

Dusičnan olovnatý $Pb(NO_3)_2$, připravuje se rozpouštěním klejtu v zředěné kyselině dusičné. Krystaluje v bílých nebo bezbarvých osmistěnech; pálením se rozkládá v kysličníky dusíku a zůstává kysličník olovnatý. Používá se ho také k barvení vlasů.

Známe také *zásaditý dusičnan olovnatý* $Pb(OH)NO_3$.

Chroman olovnatý $PbCrO_4$, vznikající srážením roztoku soli olovnaté chromanem alkalickým slouží jako barva minerální *chromová žluť*.

Zásaditý chroman olovnatý $PbCrO_4 \cdot PbO$ vzniká působením zředěných alkalií na chroman olovnatý a používá se ho jako *červení chromové* v malířství.

Uhličitan olovnatý $PbCO_3$ jest v přírodě se nacházející minerál *cerussit*. Vylučuje se z roztoku soli olovnaté uhličitany alkalickými jako bílá sraženina.

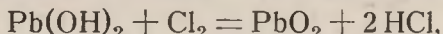
Zásaditý uhličitan olovnatý $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$ slouží jako minerální bílá barva, *běloba olovená*, která dobře kryje a předčí bělobu zinkovou (ZnO) nebo bělobu stálou ($BaSO_4$), má však tu vadu, že v ovzduší, které obsahuje sirovodík, černá.

Octan olovnatý, olovený cukr $Pb(C_2H_3O_2)_2 \cdot 3H_2O$ vzniká rozpouštěním klejtu v kyselině octové; tvoří bílé krystálky, chuti sladké.

Rozpouštěním nadbytku kysličníku olovnatého ve zředěné kyselině octové vzniká *olovený ocet*, který obsahuje *zásadité octany olovnaté* $Pb(C_2H_3O_2)OH$ a $Pb[Pb(OH)_2]_2(C_2H_3O_2)_2$.

SLOUČENINY OLOVÍČITÉ.

Kysličník olovičitý PbO_2 vzniká, zahříváme-li minium se zředěnou kyselinou dusičnou nebo působením chloru (chlornanu) v hydroxyd nebo uhličitán olovnatý, rozmíchaný vodou.



Vylučuje se elektrolysou roztoku soli olovnaté na anodě v kyselém nebo neutrálním roztoku jako anhydrid PbO_2 , v alkalickém roztoku jako krystalický hydrát $\text{PbO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Jest to hnědý prášek, ve vodě nerozpustný, pálením při 400° pouští kyslík a mění se v kysličník olovnatý; zahříváním mění se v minium.

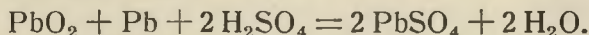
Kysličník olovičitý jest okysličovadlo, zapaluje se s červeným fosforem nebo sírou, žhne v kysličníku siřičitěm nebo v sirovodíku, vylučuje z okyseleného roztoku jodidu jod.

Vodík okysličuje již při 200° , peroxid vodíku rozkládá v roztoku okyseleném kyselinou dusičnou kvantitativně



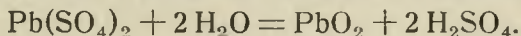
Slouží jako přísada k hlavičkám sirek, obsluhujícím chlorečnan, k výrobě minia, v organické chemii k oxydaci leukosloučenin na barviva.

Kysličník olovičitý tvoří v olovených akumulátorech účinnou součást. Vybíjíme-li akumulátory, redukuje se kysličník olovičitý obsažený v anodě a vzniká s kyselinou sírovou v akumulátorech síran olovnatý; současně mění se olovo na katodě také v síran olovnatý. Reakce probíhá takto:



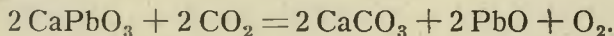
Při nabíjení akumulátorů elektrickým proudem vzniká na katodě olovo, na anodě opět kysličník olovičitý.

Pravděpodobně vzniká nejprve olovičitá sůl $\text{Pb(SO}_4)_2$, která se hydrolyticky štěpí v kysličník olovičitý a kyselinu sírovou



Olovičitany alkalické vznikají pálením žiravin s klejtem; vznikají tak *ortho-* nebo *metaolovičitany* na př. K_4PbO_4 nebo K_2PbO_3 . Získáme je také rozpouštěním kysličníku olovičitého v sehnaném louhu draselném za tepla.

Žiháním klejtu s vápnem vznikne olovičitan vápenatý; pálíme-li jej v kysličníku uhličitěm, vzniká uhličitán vápenatý, kysličník olovnatý a kyslík, na němž založena výroba kyslíku dle metody *Kassnerovy*



Minium Pb_3O_4 vzniká zahříváním kysličníku olovnatého nebo uhličitanu olovnatého v proudu vzduchu při $300-400^\circ$; přechodně vzniká hnědý Pb_2O_3 .

Při teplotě nad 500° pouští opět kyslík.

Minium jest červený prášek, jehož se užívá v průmyslu jako olejového nátěru na železo, kterým se toto chrání před rezavěním, k tmelení plynových a vodních potrubí atd.

Chlorid olovičitý PbCl_4 vzniká uváděním chloru do směsi chloridu olovnatého a dýmavé kyseliny solné, až tekutina nabude barvy žluté. Přidáním chloridu ammonného vylučuje se z tohoto roztoku žlutý, krystalický chlorid olovičito-ammonný $\text{Pb}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_6$.

Vnášením této sloučeniny do studené kyseliny sírové vylučuje se chlorid olovičitý jako žlutá, olejovitá kapalina.

Síran olovičitý $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$ vzniká elektrolysou sehnané kyseliny sírové mezi olovenými elektrodami. Tvoří nažloutlé krystalky, jež se vodou štěpí v kysličník olovičitý a kyselinu sírovou.

TITAN, $\text{Ti} = 48,1$.

Titan jest velmi rozšířen v přírodě, ale nikoliv ve větším množství; přichází v minerálech *anatasu*, *rutilu* a *brookitu*, které jsou kysličníkem titaničitým a také jako titanové železo, *ilmenit*. Titan nachází se také v drahokamu safíru.

Titan připravuje se zahřetím chloridu titaničitého TiCl_4 se sodíkem v ocelové lahvi za tlaku. Má hutnotu 4,5 a taje při 1800° .

Titanu používá se k výrobě titanové oceli, která vzdoruje zvláště nárazům; proto se z ní vyrábějí železniční kola.

S uhlíkem dává titan **karbid** TiC , s dusíkem **nitrid** TiN , jehož se používá k výrobě ammoniaku, který vzniká rozkladem nitridu vodní parou.

Tavením kysličníku titaničitého s ferrokyanidem draselným vzniká **kyanonitrid titanu** Ti_5CN_4 ; tvoří se při tavení železných rud, obsahujících titan. ve vysoké peci.

Redukcí fluorotitaničitanu draselného a kysličníku křemičitého hliníkem vzniká **silicid** TiSi_2 .

Titan jest ve sloučeninách dvoj-, troj- a čtyřmocný, dává sloučeniny *titanaté*, *titanité* a *titaničité*; nejdůležitější jsou sloučeniny titaničité.

Kysličník titaničitý TiO_2 jest prášek beztvářý; redukci v proudu vodíku za tepla dává **kysličník titanitý** Ti_2O_3 .

Kysličník titaničitý slouží k malbě na porcelánu k docílení žlutého odstínu, při výrobě umělých zubů.

Odpaříme-li směs kysličníku titaničitého se sehnanou kyselinou sírovou k suchu, získáme **síran titaničitý** TiOSO_4 , ve studené vodě rozpustný.

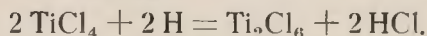
Tento roztok jest velmi citlivé zkoumadlo na peroxýd vodíku. Kapalina obsahující jen sledy peroxydu vodíku barví se síranem titaničitým žlutě, vzniká **kysličník titanový** TiO_3 .

Této reakce využívá se opačně k zjištění titanu a lze takto dokázat méně než 0,01% titanu.

Vařením roztoku síranu titaničitého vylučuje se bílá práškovitá sraženina **kyseliny metatitaničité** $\text{TiO}(\text{OH})_2$.

S chlorem dává titan černý **chlorid titanatý** TiCl_2 , fialový **chlorid titaniť** TiCl_3 a **chlorid titaničitý** TiCl_4 , bezbarvou kapalinu ostře zapáchající; chlorid titaničitý slučuje se s ammoniakem na $\text{TiCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, se sehnanou kyselinou solnou dává **kyselinu chlorotitaničitou** H_2TiCl_6 .

Redukcí chloridu titaničitého zinkem a kyselinou solnou vzniká fialový **chlorid titaniť** Ti_2Cl_6 .



Tento roztok vylučuje z roztoku zlata nebo mědi redukci kov a hodí se k zjištění zlata i ve velmi zředěných roztocích.

S fluorem dává titan **fluorid titaničitý** TiF_4 , bílý prášek.

S vodou dává fluorid titaničitý hydrát $\text{TiF}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, s fluorovodíkem kyselinu **fluorotitaničitou** H_2TiF_6 .

Tuto kyselinu připravíme tavením rutílu (kysličník titaničitý) s uhličitánem alkalicím, vyluhováním taveniny vodou a kyselinou octovou a rozpuštěním zbytku ve fluorovodíku.

Kyselina fluorotitaničitá tvoří se zásadami **fluorotitaničitany**, z nichž význačný jest **fluorotitaničitan draselný** K_2TiF_6 , bezbarvé, lesklé lupénky.

ZIRKON, Zr = 90,6.¶

Zirkon přichází v přírodě v minerálech *zirkonu* jako křemičitan zirkoničitý ZrSiO_4 v Norvéžsku, v Americe a na Ceyloně. Čistý bezbarvý zirkon jest drahokamem, žlutavě červený sluje *hyacint*, světlejší odrůda *jargon*.

Zirkon kovový získá se působením sodíku na fluorid zirkoničito-draselný za vysoké teploty.

Jest to kov stříbrobílý, lesklý, hutnoty 6,4, taje při 1530° . Rozpouští se jen v královské lučavce nebo ve fluorovodíku.

S vodíkem dává v červeném žáru černý **hydrid** ZrH_2 , s dusíkem při 1000° nažloutlý **nitrid** ZrN_2 .

Zirkon jest ve sloučeninách čtyřmocný, dává sloučeniny **zirkoničité**.

Kysličník zirkoničitý ZrO_2 jest bílý, beztvářý, taje teprve při 2600° .

Používá se ho k výrobě kelímků a ohnivzdorného nádobí, které snáší i náhlé změny teploty. Přidává se ke křemennému sklu (str. 140.), které se tím stává tíže tavitelným, tvrdším a vzdoruje lépe chemickým účinkům.

Rovněž používá se kysličníku zirkoničitého k výrobě emailů, které činí odolnějšími vůči horkým kyselinám a redukčním činidlům, hodí se tudíž k tomuto účelu lépe než obvykle používaný kysličník ciničitý.

Kyslíčník zirkoničitý rozpálen plamenem kyslíkovodíkovým vydává bílé oslňující světlo.

Jelikož kyslíčník zirkoničitý pohlcuje Röntgenovy paprsky, používá se ho také v lékařství.

Tavením kyslíčníku zirkoničitého se žiravinami vznikají *zirkoničitany*, na př. K_2ZrO_3 , které se však vodou hydrolysuji a vylučuje se hydroxyd zirkoničitý.

Hydroxyd zirkoničitý $Zr(OH)_4$ vylučuje se z roztoku soli zirkoničitých jako bílá sraženina, nerozpustná v žiravinách.

Síran zirkoničitý $Zr(SO_4)_2$ dává podvojnou sůl $Zr(SO_4)_2 \cdot 2K_2SO_4$, v roztoku síranu draselného nerozpustnou.

Chlorid zirkoničitý $ZrCl_4$ jest látka bílá ve vodě rozpustná.

Ovlhčíme-li roztokem chloridu zirkoničitého, okyseleného kyselinou solnou, kurkumový papírek, zbarví se týž po vysušení červenohnědě.

Odpařením vodního roztoku chloridu zirkoničitého vzniká *oxychlorid zirkoničitý* $ZrOCl_2 \cdot 8H_2O$.

S bromem dává zirkon **bromid zirkoničitý** $ZrBr_4$, s jodem **jodid zirkoničitý** ZrJ_4 a s fluorem **fluorid zirkoničitý** ZrF_4 .

Fluorid zirkoničitý dává s fluorovodíkem *kyselinu fluorozirkoničitou* H_2ZrF_6 , která skytá soli *fluorozirkoničitany*, na př. K_2ZrF_6 *fluorozirkoničitan draselný*, ve studené vodě jen skrovně rozpustný.

V. TĚŽKÉ KOVY SKUPINY FOSFORU.

VANAD, NIOB A TANTAL. VIZMUT.

Vanad, niob, tantal patří do páté skupiny periodické soustavy, tvoří obdobné kyseliny jako arsen a antimon.

Sem patří také podle atomové váhy a mocenství vizmut.

VANAD, $V = 51,0$.

Vanad jest v přírodě ve sloučeninách velice rozšířen, ale jen v malém množství; provází olovo, měď, nikl, kobalt, uran a železo.

Přichází v minerálech *mottramitu*, *vanadinitu* a zvláště v *roscoelitu* v Kalifornii.

Vanad připravuje se z rud redukcí hliníkem. Jest to kov barvy ocelově šedé, velmi tvrdý, rýpe křemen, má hutnotu 5,69, taje při 1715° , na vzduchu jest stálý.

Používá se ho k výrobě vanadové oceli, která jest zvláště tvrdá a hodí se velmi dobře k zhotovování nástrojů.

Vanad jest ve sloučeninách dvoj-, troj-, čtyř- a pětimocný; nejdůležitější jsou sloučeniny vanadu pětimocného.

Kyslíčník vanadičný V_2O_5 jest hnědočervený prášek.

Ze solí vanadičných jest důležitý **metavanadičnan amonný** NH_4VO_3 , ve vodě nesnadno rozpustný.

Chlorid vanadnatý VCl_2 tvoří zelené krystálky, **chlorid vana-
ditý** VCl_3 červené krystálky, **chlorid vanadičitý** VCl_4 jest hnědočervená kapalina.

Zinkem a kyselinou solnou redukují se soli vanadičné ve vana-
dičité. Kapalina z počátku zmodrá, pak sezelená a posléze zřafloví.

Tentýž zjev způsobují i jiná redukční činidla, na př. sirovodík,
kyselina siřičitá atd.



Soli vanadu jsou nejsilnější katalysátory pro některé oxydace.

NIOB, Nb = 93,5.

Niob přichází v Norvéžsku a Gronsku jako minerál *columbit*
(niobit) $[\text{Nb}, \text{Ta}]\text{O}_2](\text{Fe}, \text{Mn})$ a vedle titanu jako minerál *euxenit*.

Niob jest kov světle šedý, v kyselinách i v královské lučavce
nerozpustný, taje při 1950° .

Žiháním v proudu vodíku vzniká *niobovodík*, NbH, šedočerný,
snadno zápalný prášek.

Niob dává kysličníky: **niobičný** Nb_2O_5 , **niobitý** Nb_2O_3 a **niobičitý**
 Nb_2O_4 , soli niobičné na př. **metaniobičnan sodný** $\text{NaNbO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$,
niobičnan draselný $\text{K}_8\text{Nb}_6\text{O}_{19} \cdot 16 \text{H}_2\text{O}$.

Redukcí zinkem a kyselinou solnou roztoky niobičnanů modrají
a posléze zhnědnou.

S chlorem dává niob **chlorid niobičný** NbCl_5 , žluté jehličky,
s fluorem **fluorid niobičný** NbF_5 , bezbarvé hranolky.

Rozpustíme-li kyselinu niobičnou ve zředěném fluorovodíku
a přidáme-li fluoridu draselného, vzniká $\text{K}_2\text{NbOF}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$, ve vodě
snadno rozpustný; vaříme-li roztok, vylučuje se znenáhla neroz-
pustný *nioboxyfluorid* NbOF_3 .

Použijeme-li k rozpuštění sehnaneho fluorovodíku, vzniká
fluorid niobodraselný K_2NbF_7 .

TANTAL, Ta = 181,5.

Tantal nachází se v rudách hojně ve Finsku, Americe a Au-
stralii, jakožto minerál **tantalit** $[(\text{Ta}, \text{Nb})\text{O}_3]_2(\text{Fe}, \text{Mn})$.

Columbity a tantality, v nichž se nachází niob a tantal, jsou
rozšířeny v sopečných horninách.

Tantal jest kov velice tažný a kujný, lze jej vytáhnouti v jem-
ný drát, hutnotu má 16,6, taje při 2850° .

Za obyčejné teploty se nemění, alkalie a kyseliny naň nepů-
sobí, vyjma fluorovodíku, avšak zahříváním na vyšší teplotu na
př. 440° se oksličuje a znenáhla shoří.

Tantalu užívá se k výrobě vláken do žárovek, zvláště však
pro jeho pevnost a pružnost a stálost na vzduchu ku zhotovování
nástrojů lékařských a chemického nádobí.

Tvoří sloučeniny obdobné niobu, dává *tantalitany*, v nichž je tantal trojmocný a *tantaličnany*, v nichž je pětímocný na př. kysličník tantaličný Ta_2O_5 .

Tantaličnan draselný $\text{K}_8\text{Ta}_6\text{O}_{19} \cdot 16 \text{H}_2\text{O}$ jest ve vodě dosti snadno rozpustný.

Tantaličnan sodný $\text{Na}_8\text{Ta}_6\text{O}_{19} \cdot 25 \text{H}_2\text{O}$ jest ve vodě nesnadno rozpustný a tím se také liší od obdobného niobičnanu sodného, který jest ve vodě rozpustný. Na základě této vlastnosti lze oddělit tantal od niobu.

Chlorid tantaličný TaCl_5 jest látka žlutá, krystalická.

Fluorid tantaličný TaF_5 tvoří bezbarvé hranolky.

Vzniká rozpouštěním kyseliny tantaličné ve fluorovodíku. S fluoridem draselným dává podvojný *fluorid tantalodraselný* K_2TaF_7 , ve vodě nesnadno rozpustný.

Různé rozpustnosti podvojných draselných fluoridů tantalu a niobu používá se k oddělování těchto prvků.

VIZMUT, Bi = 208,0.

Vizmut jest vzácnější prvek, vyskytuje se v přírodě samorodý ve sloučeninách jako *okr vizmutový* Bi_2O_3 , *bismuthin* Bi_2S_3 v Jáchymově, v Sasku, v Americe, v Bolivii a Chile.

Vyrábí se z rud vizmutových pražením a redukcí uhlím v žáru.

Jest to kov bílý, s červeným nádechem, silně lesklý, krystalický, má hutnotu 9,9, jest křehký. Taje při 265° . Prudce pálen shoří na kysličník vizmutitý.

V kyselině solné se nerozpouští, snadno v kyselině dusičné a horké sehnané sírové.

Používá se ho k přípravě snadno tavitelných slitin. Jsou to *Roseův kov* slitina 2 dílů vizmutu, 1 d. olova a 1 d. cínu, která taje při 94° ; *Woodův kov* slitina 4 d. vizmutu, 2 d. olova, 1 d. cínu a 1 d. kadmia, která taje při 70° a *eutektikum*, slitina 15 d. vizmutu, 8 d. olova, 4 d. cínu a 4 d. kadmia, která taje při 60° .

Těchto slitin používá se jako pojistek na elektrických vedeních a u parních kotlů.

Ke zhotovování štočků knihtiskařských používá se slitiny 1 d. vizmutu, 1 d. olova a 1 d. cínu, která taje při 130° .

Vizmut jest ve sloučeninách dvoj-, troj- a pětímocný.

Kysličník vizmutnatý BiO vzniká zahříváním kysličníku vizmutitého v proudu vodíku.

Kysličník vizmutitý Bi_2O_3 vzniká pálením dusičnanu vizmutitého.

Jest to žlutý prášek, zahříváním hnědne, větším žárem taje; v přírodě přichází jako minerál *okr vizmutový*.

Hydroxyd vizmutitý $\text{Bi}(\text{OH})_3$ vzniká srážením roztoku soli vizmutité louhem alkalickým nebo ammoniakem jako bílá sraženina,

v louhu a ammoniaku nerozpustná. Zahříváním na 100° vzniká $\text{BiO} \cdot \text{OH}$.

Dusičnan vizmutitý $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ získá se rozpouštěním vizmutu nebo jeho kysličníku v teplé 20%ní kyselině dusičné; krystaluje v bezbarvých krystalech.

V malém množství vody se rozpouští, větším množstvím vody vylučuje se bílá sraženina zásaditého dusičnanu BiONO_3 (bismutum subnitricum, magisterium bismuti), jenž slouží v lékařství jako desinfekční prostředek ve střevech, proti spáleninám, v kosmetice.

Chlorid vizmutitý BiCl_3 získá se rozpouštěním kysličníku vizmutitého v kyselině solné; odpařením k suchu a destilací získá se měkká, krystalická bílá látka, t. zv. *máslo vizmutové*. Na vzduchu se rozplývá v hustou kapalinu (tvoří hydrát $\text{BiCl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), ze které se zředěním vodou vylučuje bílá sraženina zásadité soli BiOCl , rozpustná v kyselině solné.

Chlorid vizmutitý můžeme připravit také působením chloru na vizmut. Taje při 230° a vře při 429° .

Chlorid vizmutitý tvoří **chlorovizmutitany**, na př. K_3BiCl_6 .

Kysličník vizmutičitý $\text{BiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ vzniká srážením roztoků vizmutu, obsahujících chlor, louhem draselným nebo elektrolysou roztoku dusičnanu vizmutitého jako čokoládová sraženina.

Známe také **kysličník vizmutičný** Bi_2O_5 .

Kyselina vizmutičná HBiO_3 vzniká uváděním chloru do rozptýleného hydroxydu v sehnaném louhu draselném; vylučuje se purpurová draselná sůl KBiO_3 , která kyselinou dusičnou rozložena dá červenou kyselinu.

Sírník vizmutitý Bi_2S_3 přichází v přírodě jako *leštělec vizmutový*.

Připravíme si jej sléváním vizmutu se sírou nebo srážením roztoku soli vizmutité sírovodíkem; tvoří tmavě hnědý prášek, ve vodě nerozpustný.

Sléváním sírníku vizmutitého se sírníky alkalickými vznikají kovově lesklé **sulfosoli** NaBiS_2 a KBiS_2 .

VI. KOVY SKUPINY SÍRY.

CHROM, MOLYBDEN, WOLFRAM A URAN.

Tyto kovy náleží do šesté skupiny periodické soustavy, jsou vícemocné a tvoří kyseliny.

CHROM, Cr = 52,0.

Chrom nachází se v přírodě podstatně jako *chromit* $[(\text{Cr}, \text{Fe})\text{O}_2]_2(\text{Fe}, \text{Cr})$ v Řecku, v Bosně a Hercegovině, na Urale, v Malé Asii, v Norvěžsku; největší ložiska chromitu nalézají se v Nové Kaledonii a Rhodesii.

Vyrábí se redukcí kysličníku chromitého hliníkem v žáru metodou *Goldschmidtovou* nebo elektrolysou roztoku chloridu chromitého za použití rtuťových katod.

V novější době redukuje se chromit v elektrické peci a získá se slitina železa a chromu, obsahující 60% chromu, které se používá k výrobě chromové oceli, jež jest tvrdší a vláčnější než obyčejná ocel.

Chrom jest kov světle šedý, silně lesklý, velmi tvrdý, rýpe sklo, má hutnotu 6,8; roztápí se při 1580° . Na vzduchu jest za obyčejné teploty stálý. Vůči kyselině dusičné chová se pasivně (viz pasivitu kovů); pravděpodobně pokryje se tenkým povlakem kysličníku. Dotkneme-li se ho zinkovou tyčinkou, zmizí pasivita a chrom se rozpouští. Tentýž zjev pozorujeme při elektrolyse zředěné kyseliny sírové, použijeme-li chromu jako anody.

Chrom tvoří sloučeniny *chromnaté*, *chromité*, *chromové* a *perchromové*.

SLOUČENINY CHROMNATÉ.

Sloučeniny chromnaté jsou nestálé a snadno se kyslíkem vzdušným okysličují v sloučeniny chromité.

Chlorid chromnatý CrCl_2 vzniká pálením chloridu chromitého v proudu vodíku; tvoří bílý prášek, ve vodě modrou barvou rozpustný; také vzniká redukcí silně kyselého roztoku chloridu chromitého zinkem za nepřístupu vzduchu.

Roztok chloridu chromnatého pohlcuje velmi dychtivě kyslík ze vzduchu, pročež se musí uchovávat pod vrstvou benzínu.

Síran chromnatý CrSO_4 jest znám pouze v roztoku.

SLOUČENINY CHROMITÉ.

Kysličník chromitý Cr_2O_3 tvoří se pálením hydroxydu chromitého. Jest to zelený prášek, ve vodě, v kyselinách a alkaliích nerozpustný; rozpouští se však v sehnané kyselině sírové za tepla, tvoří se síran chromitý. Tavením s ledkem a sodou dává chroman alkalický.

Kysličník chromitý taje teprve při 1990° , rozpouští se však snadno v roztaveném skle smaragdově zelenou barvou. Sklo obsahující stroncium nabývá barvy modravé.

Krystalovaný kysličník hlinitý, obsahující chrom, tvoří drahokam *rubín*.

Kysličníku chromitého používá se též jako minerální barvy.

Hydroxyd chromitý $\text{Cr}(\text{OH})_3$ vylučuje se z roztoku soli chromité amoniakem neb louhem alkalickým jako šedozelená sraženina, v louhu alkalickém rozpustná; vzniká chromitan alkalický na př. Na_2HCrO_3 .

Vedle tohoto hydroxydu známe ještě hydroxydy $\text{CrO} \cdot \text{OH}$ a $2 \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, kterýžto poslední přichází do obchodu jako *chromová* či *Guignetova zeleň*.

Guignetova zeleň získá se tavením dvojchromanu draselného s trojnásobným množstvím kyseliny borité a vyluhováním taveniny vodou.

Chlorid chromitý CrCl_3 získá se zahříváním chromu v chloru. Vzniklé páry chloridu srážejí se ochlazením jako lesklé, růžově fialové lupénky, které se ve vodě teprve dlouhým zahříváním zvolna rozpouštějí, rychle za přidání chloridu chromnatého.

Vodnatý chlorid chromitý získáme rozpouštěním hydroxydu chromitého v kyselině solné; z roztoku krystaluje zelený chlorid $\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Zahříváním štěpí se v chlorovodík a oxychlorid chromitý.

Fluorid chromitý CrF_3 jakož i jeho podvojně soli upotřebí se v barvířství jako mořidla.

Síran chromitý $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ vzniká rozpouštěním hydroxydu chromitého v kyselině sírové; vznikne zelený roztok, z něhož se volným odpařováním vylučují fialové krystalky. Zahustíme-li roztok za tepla, nevylučují se krystalky, nýbrž zbývá zelená, beztvářá hmota.

Tvoří podvojně soli, z nichž nejobecnější jest *kamenec chromitodraselný*, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ krystalující v tmavě fialových osmistěnech. Rozpouští se barvou fialovou za studena, zelenou za tepla.

SLOUČENINY CHROMOVÉ.

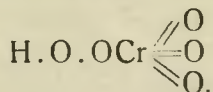
Kysličník chromový (anhydrid kyseliny chromové) CrO_3 získá se smísením sehnaného roztoku dvojchromanu draselného a sehnané kyseliny sírové, z něhož se vyloučí v červených, na vlhkém vzduchu rozplývavých jehličkách; kapalina obsahuje pravděpodobně kyselinu pyrochromovou $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Jest prudkým okysličovadlem, při čemž přechází v kysličník chromitý. Líh kápnut na kysličník chromový, redukuje se v aldehyd a ihned se vzejme. Suchý ammoniak veden přes kysličník chromový se zapaluje a vzniká dusík. Papírem se roztok kysličníku chromového redukuje.

Kysličník chromový, zahřát se sehnanou kyselinou sírovou, pouští kyslík a mění se v síran chromitý.

Působením peroxydu vodíku mění se kysličník chromový v **kyselinu perchromovou** různého složení, na př. HCrO_6 , která se v éteru rozpouští barvou modrou.

Máme za to, že v kyselině perchromové jest chrom sedmi-mocný a jest tudíž její strukturní vzorec



Působením peroxydu vodíku v chroman draselný vzniká červený perchroman složení K_3CrO_8 , z něhož se okyselením uvolňuje modrá kyselina perchromová $HCrO_5$.

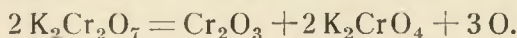
Kyslíčník chromový tvoří *chromany* a *polychromany*, které odvozujeme od kyselin: *chromové* H_2CrO_4 čili $CrO_2(OH)_2$, *dvojchromové* $H_2Cr_2O_7$ čili $Cr_2O_5(OH)_2$, až *čtyřchromové*, známých pouze v solích. Nejdůležitější z těchto sloučenin jsou chromany a dvojchromany alkalické.

Chroman draselný žlutý K_2CrO_4 získáme tavením jemně roztetého chromitu s uhlíčitanem draselným a dusičnanem draselným, vyluhováním směsí vodou a zahuštěním ke krystalisaci. Tvoří krystalky žluté, ve vodě snadno rozpustné. Kyselinou sírovou mění se v dvojchroman draselný.

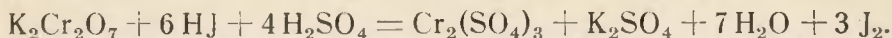
Známe také **chroman sodný** $Na_2CrO_4 \cdot 10 H_2O$ a **chroman amonný** $(NH_4)_2CrO_4$.

Dvojchroman draselný červený či *pyrochroman* $K_2Cr_2O_7$ krystaluje v oranžových trojklonných hlatích ve vodě nesnadněji rozpustných nežli chroman draselný. Přídavkem louhu nebo uhlíčitanu alkalického mění se v chroman draselný.

Mírným žářem dvojchroman draselný taje a při 900° rozkládá se v krystalovaný kyslíčník chromitý, chroman alkalický a kyslík



Z okyseleného roztoku jodidu draselného vylučuje dvojchroman draselný jod



Směs gelatiny a dvojchromanu alkalického stává se působením světla nerozpustnou a této vlastnosti používá se ve fotografii umělecké a k výrobě štočků knihtiskařských.

Směsí dvojchromanu draselného a zředěné kyseliny sírové používá se v galvanických člancích; kyselinou sírovou z dvojchromanu uvolněná kyselina dvojchromová okysličuje na uhelné elektrodě vyvinující se vodík a zamezuje polarisaci této elektrody.

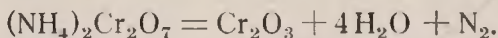
Dvojchroman sodný $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2 H_2O$ vyrábí se tavením chromitu s vápnem za přísady sody v otáčivých pecích za přístupu vzduchu. Vzniklý chroman vápenatý se rozloží sodou, kapalina se odpaří a okyseli se 70%ní kyselinou sírovou; vyloučí se síran sodný; z matičného louhu vykristaluje snadno rozpustný dvojchroman sodný.

Dvojchroman sodný jest jako dvojchroman draselný prudké okysličovadlo.

Tak na př. směs dvojchromanu sodného s glycerinem a skrovným množstvím vody zapaluje se již pouhým třením; při tom vzniká objemný kyslíčník chromitý.

Známe také **dvojchroman amonný** $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Zahřetím rozkládá se dvojdichroman ammonný v kysličník chromitý, dusík a vodu:



Vnášením rozmělněné taveniny z 10 č. chromanu draselného a 6 č. chloridu sodného do 20 č. sehnané kyseliny sírové vzniká **chromylchlorid** $\text{CrO}_2 \cdot \text{Cl}_2$.

Jest to kapalina krvavě červená, na vzduchu dýmající, vře při 118°.

Zapaluje síru, fosfor, amoniak, alkohol atd. Vodou se rozkládá v kyselinu solnou a chromovou.

Se solmi těžkých kovů dávají chromany alkalické ve vodě nerozpustné chromany, různě zbarvené: *chroman olovnatý* PbCrO_4 jest žlutý, přichází do obchodu jako *žluť chromová*, zahříváme-li ji s louhem alkalickým, vznikne Pb_2CrO_5 , t. zv. *červeň chromová*; *chroman stříbrný* Ag_2CrO_4 jest hnědočervený, *chroman rtuťný* Hg_2CrO_4 červený, *chroman rtuťnatý* HgCrO_4 žlutý. Používá se jich jako barev v malířství.

Veškeré sloučeniny chromu jsou velmi jedovaté, již pouhým dýcháním rozprášených sloučenin chromitých způsobuje se zvláštní onemocnění dutiny nosní, na př. u švadlen, které šíjí látky, mořené chromitými solmi.

MOLYBDEN, Mo = 96,0.

Molybden nachází se v přírodě ve sloučeninách jako *molybdenit* MoS_2 a *wulfenit* PbMoO_4 v Rudohoří v Čechách, ve Švédsku, v Americe a Australii.

Vyrábí se tavením molybdenitu s vápnem a kazivcem v elektrické peci.

Molybden jest šedý kovový prášek, železu podobný, technický taje při 2390°.

S uhlíkem dává molybden velmi tvrdý, kovově lesklý *karbid* Mo_2C , s kysličníkem uhelnatým bezbarvý, krystalický, snadno sublimující *hexakarbonyl molybdenu* $\text{Mo}(\text{CO})_6$.

Jest dvoj- až šestmocný a tvoří rozmanité sloučeniny, nejdůležitější jsou sloučeniny molybdenu šestmocného, sloučeniny *molybdenové*.

Kysličník molybdenový MoO_3 získá se působením kyseliny dusičné v molybdenit a odpařením kapaliny k suchu.

Jest to bílý krystalický prášek, ve vodě nerozpustný, rozpustný v amoniaku a loužích alkalických; vznikají *molybdenany*, z nichž přísadou kyseliny dusičné vylučuje se *kyselina molybdenová* $\text{MoO}(\text{OH})_4$, ve vodě málo rozpustná.

Mírným žiháním bezbarvého kysličníku molybdenového v proudu vodíku vzniká modrofialový kovově lesklý **kysličník molybdeničitý** MoO_2 .

Sloučeniny tohoto kysličníku s molybdenovou kyselinou vznikají jako modré koloidální roztoky redukcí okyselených roztoků molybdenanů zinkem, kyselinou siřičitou nebo cukrem, zvláště působením světla.

Odpaříme-li molybdenan se sehnanou kyselinou sírovou v otevřené misce, zbarví se zbytek na vlhkém vzduchu, zvláště dýcháme-li naň, význačně modře.

Elektrolytickou redukcí kyseliny molybdenové, silně okyselené kyselinou solnou, vznikají trávově zelené roztoky, obsahující sloučeninu pětimocného molybdenu a další redukcí červenohnědé nebo olivově zelené roztoky, obsahující sloučeninu trojmocného molybdenu, z nichž přidáním chloridu draselného vylučují se červené krystaly $\text{K}_2\text{MoCl}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ nebo K_3MoCl_6 .

Nejobecnější sloučenina jest **molybdenan ammonný** $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, tvoří bezbarvé, hranolovité krystalky.

Týž krystaluje jen ze silně alkalických roztoků.

Zahříváním neutrálného nebo jen slabě kyselého roztoku molybdenanu vznikají však složité *polymolybdenany*. Tak na př. prodejný molybdenan ammonný, připravený krystalisací ze zahuštěného amoniakálního roztoku, má složení $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Fosfomolybdenan ammonný $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ vzniká, přidáme-li ke kyselině fosforečné neb fosforečnanu nadbytek roztoku molybdenanu ammonného, okyseleného kyselinou dusičnou a mírně zahřejeme. Tato reakce slouží k poznávání kyseliny fosforečné.

S chlorem tvoří molybden zelenočerný, krystalický **chlorid molybdeničný** MoCl_5 , z něhož redukcí vodíkem vzniká červenému fosforu velice podobný **chlorid molybdenový** MoCl_3 . Ten se zahříváním štěpí v hnědý **chlorid molybdeničitý** MoCl_4 a žlutý polymerní **chlorid molybdenatý** $(\text{MoCl}_2)_3$.

Taktéž známe *oxychlorid* MoO_2Cl_2 .

Hexafluorid molybdenu MoF_6 vzniká působením fluoru na molybden. Jest to bezbarvá, krystalická látka, taje při $+17^\circ$.

Též známe bezbarvý *oxyfluorid* MoOF_4 a MoO_2F_2 .

Sirník molybdenu MoS_2 vzniká srážením okyseleného roztoku molybdenanu sírovodíkem jako tmavá sraženina.

Nasycováním alkalických roztoků molybdenanů sírovodíkem vznikají *siromolybdenany*, na př. červený, zeleně kovolesklý *siromolybdenan ammonný* $(\text{NH}_4)_2\text{MoS}_4$. S polysulfidem ammonným dávají molybdenany černé krystaly *hexasiromolybdenanu ammonného* $\text{NH}_4\text{MoS}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Také známe *kyanomolybdenany*, na př. žlutý *kyanomolybdenan draselný* $\text{K}_4\text{Mo}(\text{CN})_8 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, růžový $\text{K}_4[\text{MoO}_2(\text{CN})_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ a $\text{Na}_4[\text{MoO}_2(\text{CN})_4] \cdot 14\text{H}_2\text{O}$.

WOLFRAM, W = 184,0.

Wolfram nalézá se v přírodě jako *wolframit* $(\text{Mn,Fe})\text{WO}_4$, jako *scheelit* CaWO_4 a jako *wolframan olovnatý* PbWO_4 v Rudohoří u Cinwaldu, v Anglii, v Portugalech a v Americe severní i jižní.

Wolfram vyrábí se z wolframitu redukcí hliníkem v elektrické peci a přetavením ve vakuové peci. Jest to kov podobný železu, velmi tvrdý (tvrdost 6,5 až 7,5), má hutnotu 18,7, taje při 3000° , v kyselinách i v královské lučavce jakož i v loužích alkalických jest velmi nesnadno rozpustný.

Slouží k výrobě oceli *wolframové* a *wolframových bronzů* červených, modrých a žlutých; vyrábějí se z něho vlákna pro elektrické žárovky, které jsou úspornější než kterékoliv jiné.

S uhlím nebo s kysličníkem uhelnatým tvoří wolfram při vysoké teplotě *karbidy* W_2C , WC a W_3C_4 .

Wolfram jest ve sloučeninách dvoj-, čtyř-, pěti- a šestmocný. Nejdůležitější sloučeniny *wolframové* jsou:

Kysličník wolframový WO_3 , žlutá, práškovitá látka, ve vodě nerozpustná, v ammoniaku a v loužích alkalických rozpustná; vznikají *wolframany*.

Kyselina wolframová $\text{WO}(\text{OH})_4$ jest bílá, práškovitá látka, jež se nad sehnanou kyselinou sírovou mění ve $\text{WO}_2(\text{OH})_2$, tvoří *wolframany*, na př. wolframan sodný $\text{Na}_2\text{WO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ a draselný $\text{K}_2\text{WO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, soli bílé barvy, ve vodě rozpustné.

Vařením roztoku wolframanu alkalického s kysličníkem wolframovým vznikají *metawolframany*, na př. metawolframan sodný $\text{Na}_2\text{W}_4\text{O}_{13} \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Známe také *parawolframany* alkalické, na př. parawolframan draselný $\text{K}_{10}\text{W}_{12}\text{O}_{41} \cdot 11\text{H}_2\text{O}$.

Sírovodíkem mění se wolframany v *sírowolframany*, na př. Na_2WS_4 .

S kyselinou fosforečnou dává kyselina wolframová komplexní **kyselinu fosfowolframovou** $\text{H}_7[\text{P}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$ a soli fosfowolframany, na př. fosfowolframan sodný $\text{Na}_7[\text{P}(\text{W}_2\text{O}_7)_6] \cdot 13\text{H}_2\text{O}$.

S kyselinou křemičitou dává kyselina wolframová **kyselinu silikowolframovou** $\text{H}_8[\text{Si}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$, s kyselinou boritou **kyselinu boro-wolframovou** $\text{H}_9[\text{B}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]$, s jodem **kyselinu jodowolframovou** $\text{H}_7[\text{J}(\text{WO}_4)_6]$ atd.

Redukcí vodíkem v červeném žáru mění se kysličník wolframový WO_3 v tmavěhnědý **kysličník wolframičitý** WO_2 .

Tmavě modrá sloučenina tohoto kysličníku s kyselinou wolframovou vzniká redukcí čerstvě sražené kyseliny wolframové zinkem a kyselinou solnou.

Wolframové bronzы obsahují tento kysličník sloučený s kyselinou wolframovou a sodíkem. Získávají se částečnou redukcí wolframanu sodného vodíkem za tepla nebo elektrolysou této soli na katodě. Modrý bronz má složení $\text{Na}_2\text{W}_5\text{O}_{15}$, červený bronz $\text{Na}_2\text{W}_3\text{O}_9$, červenožlutý bronz $\text{Na}_4\text{W}_5\text{O}_{15}$ a žlutý bronz $\text{Na}_6\text{W}_8\text{O}_{18}$.

S chlorem dává wolfram **chlorid wolframový** WCl_6 , fialově červenou látku, která redukcí vodíkem mění se v **chlorid wolframičný** WCl_5 , dále v **chlorid wolframičitý** WCl_4 a posléze v chlorid **wolframnatý** WCl_2 .

Působením fluoru na wolfram vzniká **hexafluorid wolframu** WF_6 . Jest to bezbarvý těžký plyn, který při $+19,5^\circ$ kapalní.

Taktéž známe *oxychloridy* na př. K_2WOCl_5 , a *kyanowolframany*. *Sírníky a sírowolframany* jsou sloučeniny nestálé.

URAN, $U = 238,2$.

Uran nachází se v přírodě jako *uranit*, *smolná ruda uranová* a *cleveit*, v podstatě U_3O_8 . Tato ruda nachází se u Jáchymova v Čechách, ve Španělsích a v Severní Americe; obsahuje radium, které se z ní vyrábí (viz str. 134.).

Smolná ruda uranová má v podstatě složení $(\text{UO}_2)(\text{U,Pb}_2)_3$.

Uran vyrábí se redukcí chloridu uranu sodíkem v žáru; jest to bílý, kujný kov, s namodralým nádechem, má hutnotu 18,7.

S uhlíkem dává uran při vysoké teplotě *karbid* UC_2 .

Karbidu uranu používá se jako katalysatoru při výrobě amoniaku z dusíku a vodíku.

Uran jest troj- až šestmocný; nejdůležitější jsou sloučeniny uranu šestmocného:

Kysličník uranový UO_3 , žlutý prášek, který prudkým žíháním mění se v kysličník *uraničitouranový* U_3O_8 čili $\text{UO}_2 \cdot 2\text{UO}_3$.

Kysličníku uranového užívá se k barvení skla, kterému udílí žlutou barvu se zelenou fluorescencí a k výrobě barviv uranových, na př. *žlut uranová* jest $\text{K}_2\text{U}_2\text{O}_7 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Při vysoké teplotě porculánové peci vzniká kysličník U_3O_8 , který barví porculan tmavě hnědě.

Hydroxyd uranylu (*kyselina uranová*) $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ tvoří se zásadami *uranany* na př. uranan sodný Na_2UO_4 a *diuranany*, na př. diuranan sodný $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$. S kyselinami dává soli *uranylové*.

Hydroxyd uranylu získáme odpařením lihového roztoku dusičnanu uranylu a vyloužením zbytku vodou jako žlutou, houbovitou hmotu. Při odpařování nastane prudká reakce.

Soli uranylové jsou světle žluté, namnoze zeleně fluoreskují. Nejobecnější jest **dusičnan uranylu** $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, který tvoří zelenožluté krystaly ve vodě a líhu rozpustné.

Známe také **síran uranylu** $(\text{UO}_2)\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ a **chlorid uranylu** $(\text{UO}_2)\text{Cl}_2$.

Působením nadbytku uhličitánů alkalických nebo uhličitanu amonného v soli uranylové vznikají rozpustné **uranouhličitany** $\text{UO}_2\text{CO}_3 \cdot 2(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ nebo $\text{UO}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{K}_2\text{CO}_3$, čímž lze oddělit uran od hliníku, železa a vzácných zemin.

Octan uranylu $\text{UO}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ slouží podobně jako síran a dusičnan jako sensibilisátor ve fotochemii a k určování kyseliny fosforečné.

Redukcí solí uranylových zinkem a zředěnými kyselinami vznikají zelené *solí uraničité* na př. *síran uraničitý* $\text{U}(\text{SO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

Kysličník uraničitý UO_2 tvoří se žháním UO_3 v proudu vodíku; jest černý prášek.

S chlorem dává uran hnědý **chlorid uraničný** UCl_5 a zelený **chlorid uraničitý** UCl_4 . Redukcí chloridu uraničitého vodíkem vzniká červený **chlorid uranitý** UCl_3 .

S fluorem dává uran **hexafluorid** UF_6 .

VII. SKUPINA.

MANGAN, $\text{Mn} = 54,93$.

Mangan nachází se v přírodě sloučen s kyslíkem jako *burel* či *pyrolusit*, *polianit* MnO_2 , *braunit* Mn_2O_3 , *hausmannit* Mn_3O_4 a *manganit* $\text{MnO} \cdot \text{OH}$, řidčeji přichází jako uhličitán, sirník a křemičitan. Tyto minerály nalézají se v Německu u Ilmenavy v Duryňském lese, v pohorí Harzu, u Giessenu, ve Španělsku, na Kavkaze, v Bразilii, Indii a v Japanu.

Mangan připravuje se redukcí kysličníku hliníkem. V hutích vyrábí se redukcí kyslíkatých rud uhlím ve vysoké peci, v novější době v peci elektrické. Obsahuje-li železo 20–80% manganu, sluje *ferromangan*.

Mangan jest kov šedobílý, tvrdý, křehký, má hutnotu 7,4; obsahuje-li skrovné množství křemíku, jest tak tvrdý, že rýpe i tvrzenou ocel. Za obyčejné teploty jest dosti stálý, taje asi při 1250° . V kyselinách jest snadno rozpustný, vodu za varu rozkládá.

Mangan jest ve sloučeninách:

dvojmocný (kysličník manganatý MnO)

trojmocný (kysličník manganitý Mn_2O_3)

čtyřmocný (kysličník manganičitý MnO_2)

šestimocný (kysličník manganový MnO_3)

sedmimocný (kysličník manganistý Mn_2O_7).

SLOUČENINY MANGANATÉ.

Kysličník manganatý MnO tvoří se redukcí vyšších kysličníků manganu vodíkem v žáru. Jest to zelenavý prášek.

Hydroxyd manganatý $\text{Mn}(\text{OH})_2$ vylučuje se z roztoku solí manganaté louhem alkalickým jako bílá sraženina, která se na vzduchu rychle okysličuje v hnědý hydroxyd manganitý.

Chlorid manganatý $\text{MnCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ získá se rozpouštěním uhličitanu manganatého v kyselině solné; krystaluje v růžových krystalech.

Síran manganatý MnSO_4 vzniká rozpouštěním burele v kyselině sírové; krystaluje z vodného roztoku v růžových hlatích s různým množstvím vody, za obyčejné teploty jako $\text{MnSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Tvoří se sírany alkalickými podvojně, pěkně krystalující soli.

Uhličitan manganatý MnCO_3 přichází v přírodě. Připravíme si jej srážením roztoku soli manganaté sodou. Jest to bílý prášek, ve vodě nerozpustný; působením kyslíčnicku uhličitého vzniká *kyselý uhličitan manganatý* $\text{MnH}(\text{CO}_3)_2$, ve vodě poněkud rozpustný; nalézá se rozpuštěn v některých minerálních vodách.

Sírník manganatý MnS přichází v přírodě řídce jako manganové blejno. Vzniká srážením roztoku soli manganaté sirovodíkem. Tvoří sraženinu barvy masové.

SLOUČENINY MANGANITÉ.

Kysličník manganitý Mn_2O_3 jest černý prášek.

Vzniká zahříváním kysličníku manganičitého na vzduchu mezi 530 a 940°.

Nerozpouští se v sehnanější kyselině sírové; je-li však zároveň obsažen kysličník manganatý, rozpouští se rychle a vzniká síran manganitý.

Bezvodý kysličník manganitý přichází v přírodě jako *braunit*, hydrát kysličníku manganitého $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ jako *manganit*.

Hydroxyd manganitý $\text{MnO}(\text{OH})$ jest tmavohnědý, vzniká hydrolysou solí manganitých.

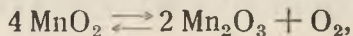
Chlorid manganitý MnCl_3 vzniká při rozpouštění burelu ve studené kyselině solné.

Síran manganitý $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ vzniká zahříváním burele se sehnanou kyselinou sírovou.

SLOUČENINY MANGANIČITÉ.

Nejdůležitější z těchto sloučenin jest **kysličník manganičitý** MnO_2 , přichází v přírodě pod jménem *burel* nebo *pyrolusit*. Tvoří černou lesklou hmotu, krystalickou; jeho prášek jest šedočerný.

Získáme jej zahříváním dusičnanu manganatého na 150—200°; pálením při 530° ztrácí část kyslíku a mění se v *kysličník manganičitý* Mn_2O_3 .



v červeném žáru vzniká posléze *kysličník manganato-manganitý* Mn_3O_4 .

Kysličník manganičitý slouží k výrobě sloučenin manganu, k výrobě chloru, při výrobě článků Leclanchéových a článků suchých, při přípravě fermeží a sikkativů.

V roztaveném skle se kysličník manganičitý rozpouští a vzniká křemičitan manganatý; uvolněným kyslíkem okysličuje se uhlík, sirníky a křemičitany železnaté, čímž se sklo odbarvuje. Takto odbarvené sklo nabývá na světle znenáhla barvy fialové, rychleji děje se to paprsky radiovými.

Přísadou ledku a okysličujícím plamenem ve sklářské peci barví se sklo kysličníkem manganičitým fialově, vznikají křemičitany manganité.

Rozpustíme-li burel v chladné sehnané kyselině solné, vzniká tmavě hnědá kapalina, která obsahuje vedle chloridu manganitého MnCl_3 *chlorid manganičitý* MnCl_4 . Zahřetím uniká chlor a zbude chlorid manganatý.

Hydroxyd manganičitý $\text{Mn}(\text{OH})_4$ nebo $\text{MnO}(\text{OH})_2$ vzniká srážením roztoku manganatých ammoniakem a peroxydem vodíku nebo alkaliemi a chlornatany (bromnatany), redukcí mangananů a manganistanů v alkalickém roztoku, také hydrolysou solí čtyřmocného manganu, na př. síranu manganičitého $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$.

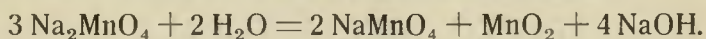
Hydroxyd manganičitý jest povahy slabě zásadité, silněji kyselé, tvoří *solí manganičité*, se silnými zásadami *manganičitany* či *manganity*.

Minerál *psilomelan* jest manganičitan barnatý $(\text{MnO}_2)_2\text{BaO}$. Žiháním permanganátu draselného vzniká manganičitan draselný $(\text{MnO}_2)_2\text{K}_2\text{O}$. Také minerál *braunit* Mn_3O_3 lze považovati za manganičitan $\text{MnO}_2 \cdot \text{MnO}$, rovněž minerál *hausmannit* Mn_3O_4 jest manganičitanem $\text{MnO}_2 \cdot 2\text{MnO}$.

Žiháním směsí chloridu vápenatého, kysličníku vápenatého a chloridu manganatého na vzduchu vznikají *manganičitany vápenaté*, na př. $\text{CaO} \cdot \text{MnO}_2$.

SLOUČENINY MANGANOVÉ A MANGANISTÉ.

Tavíme-li kysličníky manganu s uhličitany alkalickými za přidání okysličovadla, na př. dusičnanu alkalického, vznikne tavenina temně zelená, obsahující *manganan* alkalický, ve vodě zelenou barvou rozpustný na př. manganan draselný K_2MnO_4 . Roztok není stálý, rozkládá a barví se fialově a pak červeně (chameleon minerální), rychleji přidáním kyseliny; vzniká *manganistan alkalický*.



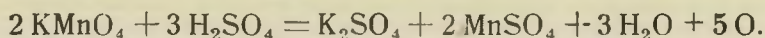
Manganistan draselný KMnO_4 vyrábí se tavením burele s hydroxydem draselným a chlorečnanem draselným; tavenina se vyluhuje vodou a z roztoku vykrystaluje KMnO_4 v temně černých, bronzově lesklých krystalech.

Taktéž se získá elektrolytickou oxydací roztoku mangananu nebo burele a louhu draselného.

Rozpouští se ve vodě barvou purpurovou, roztok chutná trpce a jest jedovatý.

Ve 100 g vody rozpouští se 6,5 g manganistanu při 20°.

Jest výborným okysličovadlem látek ústrojných i minerálních. Za přítomnosti kyseliny sírové a látek okysličených schopných redukovat se v sůl manganatou, a uvolňuje se kyslík, jenž okysličuje



Tak na př. soli železnaté okysličuje v soli železité, kyselinu siřičitou v sírovou, kyselinu šťavelovou v kysličník uhličitý a vodu atd. (viz str. 155.).

Jelikož okysličuje ústrojné látky, nesmí se cediti papírem; rovněž roztoky manganistanu nesmějí býti ponechány ve styku s korkem a kaučukem. Manganistanu používá se jako desinfekčního prostředku, k barvení dřeva na hnědo, v analytické chemii.

Do obchodu přichází také **manganistan vápenatý** $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$.

Jest to tmavě fialový, hygroskopický, ve vodě snadno rozpustný prášek.

Pouští kyslík mnohem snadněji než permanganát draselný, líh, vata nebo papír se jím vzejme.

Permanganátu vápenatého používá se k sterilisaci pitné vody. Při oxydaci ústrojných látek se rozkládá, vylučuje se kysličník manganitý s uhličitánem vápenatým, které lze pak filtrací od vody oddělit.

Kyselina manganistá HMnO_4 vzniká okysličením síranu manganatého kysličníkem olovičitým za přítomnosti kyseliny dusičné nebo rozkladem manganistanu barnatého zředěnou kyselinou sírovou.

Anhydrid kyseliny manganisté Mn_2O_7 vzniká vnášením práškovitého manganistanu draselného do 90%ní kyseliny sírové za chladu. Jest to olejovitá, tmavá, kovolesská kapalina.

Zahřetím nad 50° mění se ve fialové páry, které vybuchují, rozkládají se v kysličník manganitý a kyslík.

Lih, éter a jiné ústrojné látky zapaluje. V ledové kyselině octové se rozpouští bez rozkladu, zředěním ledovou vodou mění se v kyselinu manganistou.

VIII. SKUPINA.

ŽELEZO, NIKL A KOBALT.

ŽELEZO, Fe = 55,84.

Ryzí železo nachází se na naší zemi jen velice poskrovnu; s ostatními prvky sloučeno, zvláště vázáno na kyslík a síru jest velice rozšířeno a nalézá se mnohdy v mohutných ložiskách, jež jmenujeme obecným názvem *rudy železné*; jsou to kysličníky, hydroxydy, uhličitany, křemičitany, fosforečnany a siřníky železa.

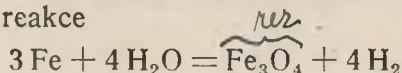
Taktéž nachází se železo v minerálních vodách, je součástí chlorofylu a barviva krevního.

Čisté železo lze připravit redukcí kysličníků železa vodíkem při teplotě asi 500° nebo redukcí uhlím v žáru. Jest to kov stříbrobílý, poměrně měkký, hutnoty 7,78, tažný, krystaluje v soustavě krychlové, roztápí se při 1800°, jest magnetické, vede teplo a elektřinu, ale špatněji než měď nebo stříbro. Rozpáleno na vzduchu shoří v kysličník.

V suchém vzduchu za obyčejné teploty se nemění, ve vlhkém vzduchu přechází zvolna v hnědý hydroxyd železitý, t. zv. *rez*.

Rezovatění se urychluje spolupůsobením kysličníku uhličitého.

Též vodní parou při 200° i bez přístupu vzduchu okysličuje se železo, avšak dle reakce



vzniklá vrstva kysličníku železnato-železitého chrání železo před dalším okysličováním.

V červeném žáru probíhá však reakce tak rychle, že se této vlastnosti využívá k výrobě vodíku (viz str. 32. a 43.).

Jemně rozptýlené železo, připravené redukcí kysličníku nebo šťovanu železnatého při teplotě nižší červeného žáru, okysličuje se na vzduchu tak rychle, že žhne a spaluje se v kysličník železitý.

Kuje-li se žhavé železo, shoří odletující částice, okuje zvané, v kysličník železnato-železitý Fe_3O_4 .

V kyselině solné, zředěné kyselině dusičné a zředěné kyselině sírové se železo snadno rozpouští; sehnaná kyselina sírová a sehnaná kyselina dusičná jakož i směs obou kyselin v železo nepůsobí. (O passivitě železa viz str. 55.)

Vzhledem k tomu lze sehnanou kyselinu sírovou i dusičnou, jakož i směs obou kyselin, sloužící k nitraci, rozesílati v železných nádobách.

Tuto odolnost železa vysvětlujeme si vznikem slabé vrstvy kysličníku železnato-železitého na železe, který se v sehnaných kyselinách nerozpouští a železo před naleptáváním chrání.

Takováto chránící vrstva vyvozuje se uměle rozpálením železa ve vodní páře; tímto způsobem upraveného železného plechu používá se k zhotovování krabic na konzervy a netřeba jich cínovati.

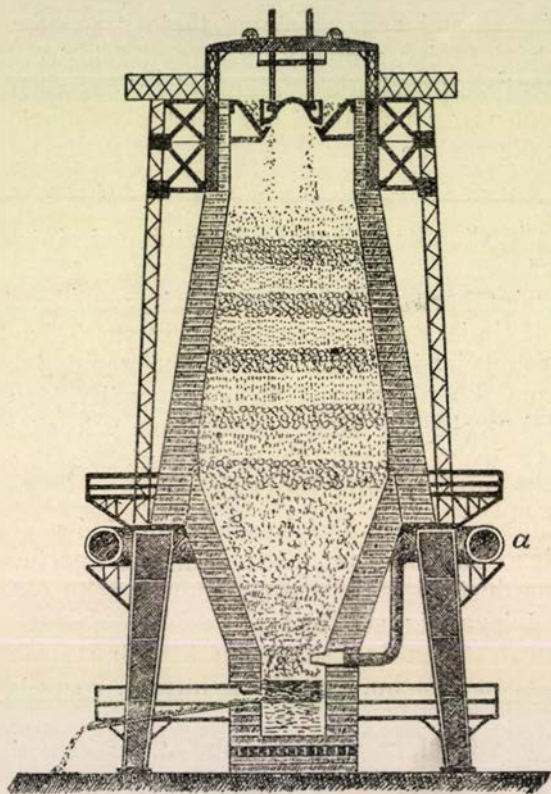
Roztopené železo rozpouští uhlík a slučuje se s ním v *karbid*; za určitých okolností zůstane uhlík při tunutí se železem chemicky sloučen nebo se při tom vylučuje jako *grafit*.

Působením kysličníku uhelnatého v jemně rozptýlené železo vzniká *karbonyl železa* $\text{Fe}(\text{CO})_5$, žlutá kapalina.

Nejdůležitější rudy, z nichž se železo vyrábí, jsou: *krevel*, *haematit*, v podstatě kysličník železitý, různé hydroxydy železité zvláště *hnědel* či *limonit* $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{OH})_n$, *magnetovec* či *kysličník železnatoželezitý* Fe_3O_4 , *ocelek* či *siderit* FeCO_3 , *kyz železný* či *pyrit* FeS_2 . Z těchto rud vyrábí se prve *železo surové*.

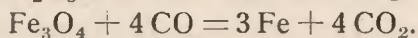
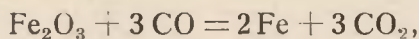
Rudy se především za přístupu vzduchu *praží*, aby se zbavily vody, kysličníku uhličitého, síry, arsenu atd. Rozdrobená ruda míší se s kokem a dle jejího složení s vápnem nebo s kysličníkem křemičitým a hlinitým, aby se při tavení utvořila *struska*, která železo od spálení chrání, a aby vznikající železo mohlo se slíti.

Obr. 23.



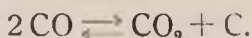
Tato směs plní se shora do *vysoké pece* (obraz 23.) uvnitř vyložené ohnivzdornými cihlami a spodem se zapálí. Do pece vhání se spodem (*a*) stlačený horký vzduch.

Hořením vzniká kysličník uhličitý, který se žhoucím kokem redukuje v kysličník uhelnatý a ten redukuje rozpálenou rudu železnou v kov; při tom se kysličník uhelnatý mění opět v kysličník uhličitý dle reakce



Tato redukce děje se v hořejší části pece při teplotě 500° až 900°.

Zároveň se část kyslíčnicku uhelnatého za přítomnosti železa rozpadá v kyslíčnick uhličitý a uhlík



Železo přijímá tento uhlík, roztápí se a stéká, obklopeno jsouc roztavenou struskou, která se utvořila z vápna a křemene, do spodní části peci, kde jest teplota 1400 až 1500° a posléze na dno peci; tam se hromadí a odtud se občas vypouští.

Plyny z peci unikající obsahují kyslíčnick uhelnatý a zužitkují se jako plynné palivo k přehřívání vzduchu, který se vhání do pece.

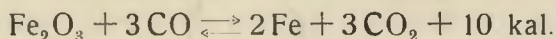
Část železa sloučí se v peci sice s křemenem v křemičitan, ale zredukuje se uhlíkem koku opět v železo.

Sloučeniny manganu, fosforu a křemíku, obsažené v rudách, redukuje se uhlíkem v žáru, nikoliv kyslíčnickem uhelnatým. Síra, zbývající v rudách po pražení, váže se na vápno a přechází do strusky.

Vysoká pec musí býti nepřetržitě v činnosti; vytrvá mnohdy několik roků, než se nechá vyhasnouti. V jedné peci vyrobí se denně asi 200 tun železa a stejně tolik strusky.

Pochod v peci musí býti neustále sledován, zvláště teplota, která se řídí proudem vzduchu. Postup pochodu zjišťuje se rozbořem plynů z peci unikajících.

Obyčejně obsahují tyto plyny 60 objemových procent dusíku, 24 obj. % kyslíčnicku uhelnatého, 12 obj. % kyslíčnicku uhličitého a malé množství vodíku a methanu CH_4 . Kyslíčnick uhelnatý vzniká zvratnou reakcí mezi železem a kyslíčnickem uhličitým



v hořejší části peci, kde jest nižší teplota.

Technicky vyrobené *surové železo* či *litina* má hutnotu 7,0 až 7,1, obsahuje 3,5 až 4% uhlíku a také ještě jiné prvky ve skrovném množství, křemík (0,1 až 5%), fosfor (až 3%), síru, mangan, chrom atd.

Jest křehké, nelze je kovati, taje při 1050 až 1200° v řídhou kapalinu a snadno se slévá, zvláště obsahuje-li fosfor.

Podle vzhledu rozeznáváme *surové šedé železo* či *šedou litinu* a *surové bílé železo* či *bílou litinu*.

Šedá litina má hutnotu 7,0 až 7,1, obsahuje 3,5—4% uhlíku mechanicky přimíseného jako krystalovaný grafit, který po rozpuštění železa v kyselině solné zbývá nerozpuštěn.

Šedá litina jest křehká, měkká, na lomu hrubozrnná, dá se dobře slévati, vyplňuje velmi dobře formy. Obsahuje asi 2,5% křemíku a nejvýše 5% manganu.

Bílé surové železo má hutnotu 7,58 až 7,73, obsahuje uhlík chemicky vázaný jako karbid, který zbývá jako beztvary prášek, rozpustíme-li železo v roztoku chloridu měďnato-ammonného.

Bílé surové železo jest tvrdé, pilníkem se nedá zpracovati, na lomu jest jemnozrnné, hůře se slévá. Obsahuje jen málo křemíku, za to ale více manganu.

Sléváme-li šedou litinu do silně chlazených forem, zamezuje se rychlým ochlazením litiny vylučování grafitu a obdržíme *tvrdou litinu*, která na povrchu obsahuje bílé železo uvnitř šedou litinu.

Přísadou manganu stoupá rozpustnost uhlíku v železe. Takové uhlíkem bohaté železo jest *železo zrcadlové*; obsahuje 6 až 20% manganu, 5 až 6% uhlíku. Jest stříbrobílý a tvoří zrcadlově lesklé plochy; proto nazýváme je železem zrcadlovým.

Ještě více uhlíku a manganu obsahuje *ferromangan*.

Ze surového železa vyrábí se *kujné železo* a *ocel* tím, že se zbavuje do určité míry uhlíku a téměř úplně křemíku, fosforu a síry, které by je činily křehkým a k mnohým účelům nepotřebným.

Dle toho, odebere-li se nadbytek uhlíku nebo přidá-li se nedostatek uhlíku železu ve stavu kapalném nebo jen ve stavu změkklém, rozeznáváme železa a ocele *plávkové* nebo *svářkové*.

Kujné železo obsahuje 0,01 až 0,15% uhlíku, má hutnotu 7,8, taje teprve při 1450 až 1500° a nehodí se k slévání. Jest však pevné, tažné, měkké a není křehké; zahřejeme-li je silně, ale pod bod tání, změkne tak, že je lze kováním kladivem a válcováním velmi dobře zpracovati a svářeti, t. j. rozpálené spojití kováním.

Zahřejeme-li kujné železo a rychle je opět ochladíme, neztrácí své měkkosti, nelze je tvrditi.

Ocel obsahuje 0,2 až 1,6% uhlíku, má hutnotu 7,6 až 7,8, taje při 1300 až 1400° a lze ji dobře slévati, ale teprve při značně vyšší teplotě, než jest její bod tání, stává se slévatelnou.

Jest tvrdá, velice pevná, zahřáta ještě pod bodem tání stává se kujnou a lze ji svářeti.

Rozpálíme-li ocel a náhle ji schladíme na př. vnořením do studené vody nebo oleje, nabude značné tvrdosti, nepozbude však své pevnosti ani tažnosti.

Výkon ten zoveme *kalením*.

Přílišná tvrdost se zmírní vyhřátím ocele a potopením do zahřátých olejů nebo jiných kapalin, čímž nabíhá v různých barvách. Taktéž tvrdne ocel zahříváním s ferrokyanidem draselným, směsí dřevěného uhlí a uhličitanu barnatého a jiných látek, na př. kyselinou boritou.

Kujné železo (svářkové) a ocel (svářková) vyrábějí se t. zv. *puddlováním*, plávkové železo a plávková ocel *bessemerováním* (zavedl Angličan H. Bessemer 1856).

Dle prvního způsobu pálí se surové železo ve zvláštních pecích v proudu vzduchu; při tom shoří částečně uhlík, úplně křemík, síra a fosfor a přecházejí v strusku. Kapalně železo se prohrabuje hřebly, při čemž znenáhla houstne a změní se konečně dle postupu práce v kujné železo nebo v kujnou ocel, z nichž se buchary nebo válcováním vytlačí struska.

Bessemerování záleží v tom, že kapalným surovým železem ve zvláštních železných pecích hruškovitého tvaru, zvaných konvertory (obr. 24.), jež jsou vyloženy ohnivzdornou hmotou (z hlíny, bohaté kyslíčnickem křemičitým), prohání se horký stlačený vzduch.

Působením vzduchu shoří křemík a uhlík, potom teprve hoří mangan a posléze železo, což se zjistí spektroskopickým pozorováním plamene sálajícího z konvertoru. Pak se přidá určité množství železa uhlíkem bohatého, aby směs dala železo žádané jakosti.

Hotový výrobek vylévá se převrácením konvertoru do forem z písku nebo do podstavených vozíků; tímto způsobem lze zpracovati surové železo, které obsahuje jen nepatrné množství fosforu.

Obsahuje-li železo větší množství sloučenin fosforu, nelze je tímto způsobem zpracovati, poněvadž v žáru za přítomnosti kyslíčnicku křemičitého redukuje sloučeniny fosforu ve fosfor, na př.



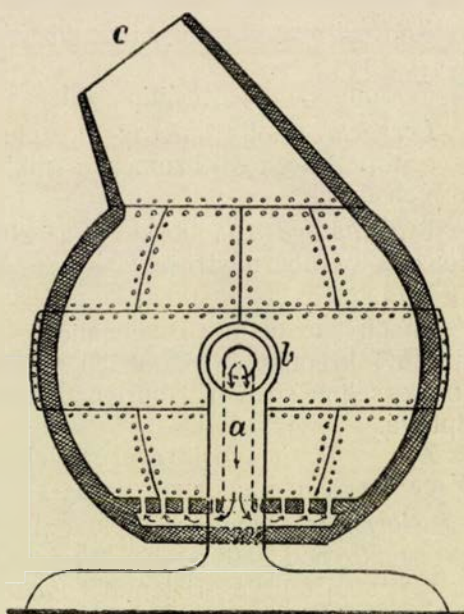
Této redukci se při tavení železa zabrání přidáním *zásaditých přísad* dle způsobu *Thomasova* (zavedeného r. 1878). K tomu účelu používá se železa obsahujícího skrovné množství křemíku a větší množství manganu.

K roztopenému železu v konventorech přidává se pálené vápno nebo dolomit, s kterým se kyslíčnick fosforečný vzniklý oksyložením fosforu slučuje ve fosforečnan vápenatý a vyplove jako struska na povrch železa.

Tato struska přichází do obchodu jemně rozemletá pod jménem *struska Thomasova* a slouží jako hnojivo. Jest v podstatě tetra-kalciumfosfát (viz str. 191.).

Dle způsobu *Siemens-Martinova* slévá se surové železo s odpadky kujného železa nebo s kyslíkatými rudami železnými v určitém poměru za omezeného přístupu vzduchu ve zvláštních pecích vytápěných generátorovými plyny. Při tomto způsobu děje se spalování přímíšenin v surovém železe při vysoké teplotě a zvolna, čímž jakost žádaného výrobku lze přesněji docílit než způsobem konvertorovým.

Obr. 24.



Mimo uvedené způsoby zpracování surového železa známe ještě některé zvláštní způsoby, kterými se docílí určitá jakost železa.

Tak na př. *temperování* litiny záleží v tom, že se předměty ulité z bílé litiny, zahřívají s práškovitým kyslíčnickem železitým, čímž se litina na povrchu, podle potřeby i zcela, změní v kujné železo. Takto lze obejít zhotovování předmětů složitějších ručním vykováváním zvláště tam, kde jde o velkovýrobu.

Cementování záleží v tom, že se kujné železo delším zahříváním s práškovitým dřevěným uhlím změní na povrchu, dle potřeby i úplně v ocel. Takovou ocel nazýváme *ocelí cementovou*.

K výrobě zvláště jemných nástrojů používá se *kelimkové oceli*, která se vyrábí tavením obyčejné nebo cementové oceli v kelímcích za přísady ferromanganu nebo ferrochromu.

Ke zvláštním účelům, kde jest zapotřebí zvláštní pevnosti a stálosti železa, vyrábějí se slitiny železa s manganem, chromem, niklem, wolframem, vanadem a titanem. Tyto kovy slévají se teprve s hotovým železem za nepřístupu vzduchu, poněvadž by při bessemerování nebo martinování shořely.

Slévání provádí se v elektrických pecích odporových nebo obloukových, v novější době používá se k tomu účelu také střídavého proudu elektrického; odtud název *elektroocel*.

Niklová ocel obsahuje 3 až 25% niklu; touto přísadou stává se velice tažnou.

Ferromangan jest slitina železa s 20 až 80% manganu.

Ferrochrom obsahuje až 70% chromu. Chrom činí ocel tvrdou.

Slitiny železa s chromem a niklem používá se k výrobě pancéřových desek.

Wolframová ocel obsahuje až 20% wolframu, jest velice tvrdá a slouží k výrobě nástrojů.

Podobné vlastnosti dodávají oceli molybden, vanad a titan.

Značný význam pro chemický průmysl má litina, obsahující 12 až 18% křemíku. V nádobách z takové litiny lze odpařovati zředěnou kyselinu sírovou i dusičnou, aniž se železo těmito kyselinami naleptává.

Železo *ferrit* tvoří při různých teplotách tři alotropické modifikace, které označujeme α -, β - a γ *ferritem*.

α -*ferrit* jest magnetický, roztaven nerozpouští v sobě uhlík a jest toliko pod 780° stálý; β -*ferrit* není magnetický, nerozpouští uhlík a vzniká teprve při teplotě nad 780° ; γ -*ferrit* není magnetický, ale rozpouští uhlík a tvoří s ním tuhé roztoky, vzniká při teplotě nad 910° .

Při vysoké teplotě tvoří se ze železa a uhlíku *karbid železa* Fe_3C , který se nazývá *cementitem*; tvoří světle šedé mikroskopické lístečky, které se v horké kyselině solné rozpouštějí za vývoje vodíku a uhlovodíků.

V železe (ferritu) se rozpouští cementit při nízké teplotě zvolna, při vysoké teplotě rychle. Při tuhnutí vzniká tuhý roztok cementitu ve ferritu, který nazýváme *martensitem*.

Martensit obsahuje až 2,2% uhlíku a jest dle mikroskopického výzkumu homogenní.

Při teplotě pod 1130° vylučuje se z martensitu znenáhla cementit, při čemž množství uhlíku v železe při nižší teplotě (až do 700°) klesá z 2,2% na 0,95%.

Vzniklá směs cementitu a martensitu mění se za vývoje tepla v eutektickou heterogenní směs cementitu a α -ferritu, kterou nazýváme **perlit**. Perlit obsahuje 0,9% uhlíku.

Zahřejeme-li železo znovu, tvoří se z perlitu nad 670° opět martensit, který rychlým ochlazením se již nezmění.

Na tomto zjevu zakládá se tvrzení oceli rychlým ochlazením.

Bílá surová litina obsahuje podstatně cementit v martensitu; při pozvolném ochlazení obsahuje místo martensitu perlit. Šedá surová litina jest perlit, který obsahuje grafit a tmavý cementit.

Jakost jednotlivých druhů železa zkouší se tudíž nejen chemicky, ale i dle jeho struktury způsobem *metallografickým*. Ten záleží v tom, že ze železa, které se má zkoušeti, vybrousí se destičky, naleptají se případně kyselinami nebo příhodnými látkami, fotografují se a pozorují mikroskopem.

Železo tvoří řadu sloučenin, v nichž je dvoj-, troj-, čtyř- až šestimocné. Známe sloučeniny *železnaté* (*ferrosloučeniny*), *železité* (*ferrisloučeniny*), *železičité* a *železové*.

SLOUČENINY ŽELEZNATÉ.

Kysličník železnatý FeO získáme zahříváním kysličníku železitého ve vodíku. Jest to černý prášek, který obsahuje vždy kovové železo. Čistý kysličník železnatý nepodařilo se dosud připravit. Pálením na vzduchu se snadno oxyduje v Fe_2O_3 .

Hydroxyd železnatý Fe(OH)_2 vzniká srážením roztoku solí železnatých louhem alkalickým jako bílá sraženina, která se na vzduchu rychle okysličuje v hnědý hydroxyd železitý. Jest zásada, která s kyselinami tvoří soli železnaté.

Síran železnatý, skalice zelená $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ připravuje se rozpouštěním železa v zředěné kyselině sírové.

Průmyslně vyrábí se ze železného kyzu; samovolným větráním nebo pražením vznikne z něho síran železnatý, který se vylouží vodou a roztok se odpaří ke krystalisaci. Krystaluje ve světle zelených jednoklonných krystalech, ve vodě snadno rozpustných.

Na vzduchu větrá, okysličuje se a pokrývá se žlutým zásaditým síranem železitým. Slouží jako redukční prostředek, desinfekční prostředek, v barvířství, k výrobě inkoustu atd.

Se síraný alkalickými a síranem ammonným dává síran železnatý podvojný síraný. *Síran železnato-ammonný* či *Mohrova sůl*

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ vzniká smísením sehnaných roztoků síranu železnatého a ammonného; ochlazením vykristaluje v bledě zelených krystalkách, které jsou na vzduchu mnohem stálější než síran železnatý.

S Mohrovou solí jest isoformní síran *železnato-draselný* $\text{K}_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Sírník železnatý FeS připravuje se sléváním železa se sírou, nebo pyritu se železnými pilinami. Jest krystalický, kovolesklý a slouží k výrobě sírovodíku.

Fosforečnan železnatý $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ přichází v přírodě jako modrý minerál *vivianit*.

Vzniká srážením roztoku soli železnaté fosforečnanem sodným jako bílá sraženina, která na vzduchu znenáhla zelená a modrá.

Chlorid železnatý $\text{FeCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$ tvoří dle přípravy bílé lupeňaté nebo bledě zelené krystalky ve vodě snadno rozpustné. Tvoří, jako síran železnatý, podvojně soli.

Uhlíčan železnatý FeCO_3 přichází v přírodě jako *ocelek* čili *siderit*. Působením kyslíčnicku uhličitého ve vodě se částečně rozpouští, vzniká kyselý uhlíčan $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, obsažený v mnohých minerálních a studničních vodách.

Na vzduchu se takové vody okysličením solí železnatých kalí a vylučuje se hydroxyd železitý.

Šťovan železnatý $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ vylučuje se srážením kyselinou šťavelovou nebo šťovany alkalickými jako krystalický prášek, ve vodě téměř nerozpustný (1 č. v 4500 č. studené vody).

Se šťovaniem draselným tvoří podvojnou sůl $\text{K}_2\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, rozpustnou ve vodě barvou žlutohnědou; používá se ho ve fotografii jako vývojky.

Při oxydaci přechází šťovan železnato-draselný v podvojný šťovan železito-draselný $\text{K}_3\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, při čemž původní žlutohnědý roztok nabývá barvy smaragdově zelené.

SLOUČENINY ŽELEZITÉ, ŽELEZIČITÉ A ŽELEZOVÉ.

Kyslíčnick železitý Fe_2O_3 přichází v přírodě jako *haematit* nebo *červená ruda železná*.

Lze jej připravit žiháním hydroxydu železitého nebo okysličené zelené skalice. Jest to červený krystalický prášek, který se nazývá *kolkotarem* nebo v kusech přicházející *caput mortuum*. Používá se ho k leštění kovů, skla i drahokamů pod jménem *leštící červení* nebo *anglické červení*, v malířství pode jménem *benátské* nebo *pompejánské červení*.

Hydroxyd železitý $\text{Fe}(\text{OH})_3$ přichází v přírodě jako *limonit* či *hnědel*.

Připraví se srážením roztoku soli železité louhem alkalickým jako hnědá sraženina, ve vodě nerozpustná. Jest povahy slabě zásadité a tvoří s kyselinami soli železité.

Směs hydroxydu železitého s kysličníkem hořečnatým váže kysličník arsenitý a slouží tudíž jako protijed.

Ve směsi s vápnem a se zelenou skalicí upotřebí se jako *Lamin-gova* čistící hmota k odstranění kyanu a sirovodíku ze svítiplynu.

Chlorid železitý FeCl_3 vzniká zahříváním železa v chloru jako temně zelené kovolessklé lupénky na vzduchu rozplývavé, ve vodě, líhu, éteru a benzolu snadno rozpustné. Sublimuje již při 100° . Ve vodě se rozpouští barvou žlutou; roztok reaguje silně kysele.

Taktéž připravuje se chlorid železitý rozpouštěním kysličníku nebo hydroxydu železitého v kyselině solné. Částečným odpařením zahuštěný roztok ztuhne ochlazením ve žlutý, krystalický *trihydrát* $\text{FeCl}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, rozplývavý, ve vodě snadno rozpustný. Z chladného roztoku krystaluje $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Síran železitý $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ vzniká rozpouštěním kysličníku neb hydroxydu železitého v kyselině sírové. Z roztoku krystaluje v žlutých krystalech.

Se síranem draselným dává *kamenec železito-draselný* $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ jako nařalovělé osmistěny, obdobný kamenci hlinitému. Se solemi ammonnými tvoří síran (kamenec) železito-ammonný, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

Fosforečnan železitý FePO_4 vyskytuje se v přírodě jako minerál *strengit* složení $\text{FePO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, *kraurit* $\text{Fe}_2(\text{OH})_3\text{PO}_4$ atd.

Získá se srážením roztoku soli železité fosforečnanem alkalickým jako nažloutlá sraženina $\text{FePO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$, nerozpustná v kyselině octové.

Dusičnan železitý $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ tvoří téměř bezbarvé, ve vodě rozpustné krystaly o 12 nebo 18 mol. vody.

Za kysličník dvojmocného a trojmocného železa lze považovati **kysličník železnato-železitý** Fe_3O_4 , který přichází v přírodě jako *magnetovec*, *magnetit*. Získá se prudkým žíháním železa v proudu kysličníku uhličitého.

Srážíme-li roztok, obsahující směs soli železnaté a železité louhem alkalickým vylučuje se **hydroxyd železnato-železitý** $\text{Fe}_3\text{O}_3(\text{OH})_2$ jako černá sraženina, přicházející pod jménem *čern železná* nebo *aethiops martialis*.

Ke sloučeninám železičitým patří **sírník železičitý** FeS_2 , přichází v přírodě hojně rozšířen jako *pyrit*, *kyz železný*, barvy mosazi, lesklý; slouží k výrobě kyseliny sírové a skalice zelené.

Železan draselný K_2FeO_4 připravíme tavením železných pilin s ledkem a vyloužením taveniny studenou vodou. Tvoří červené krystaly isomorfické síranu draselnému; rozpouští se ve vodě barvou temně červenou, rozkládá se však znenáhla, vylučuje se hydroxyd železitý a kyslík. Stálejší jest nerozpustný železan barnatý BaFeO_4 .

KOMPLEXNÍ SLOUČENINY ŽELEZA.

Ferrokyanid draselný, žlutá krevní sůl $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3 H_2O$ vyráběla se dříve roztápěním různých zvířecích odpadků s potaší a železem, nyní se vyrábí z čistících hmot plynárenských, t. j. z hydroxydu železitého, jimž se při čistění svítiplynu zachycuje suchou destilací uhlí vzniklý kyanovodík.

Tato čistící hmota, obsahující po upotřebení soli ferrokyanovodíkové kyseliny, vaří se s vápenným mlékem, čímž přejde do roztoku ferrokyanid vápenatý. Přidáním chloridu draselného vyloučí se nesnadno rozpustný ferrokyanid vápenato-draselný $K_2Ca[Fe(CN)_6]$, který se působením horkého roztoku uhličitanu draselného přemění v žlutou krevní sůl.

Žlutá krevní sůl krystaluje v bledě žlutých jednoklonných krystalech, štipatelných v bílé lístky. Při 100° ztrácí krystalovou vodu, žháním rozkládá se v kyanid draselný, dusík a železo, obsahující uhlík.

Upotřebí se jí k výrobě kyanidu draselného, kyanovodíku, berlínské modři, jakož i v analytické chemii.

Ferrikyanid draselný, červená krevní sůl $K_3[Fe(CN)_6]$ připravuje se uváděním chloru v roztok žluté krevní soli nebo okysličením žluté krevní soli permanganátem draselným v kyselém roztoku.

Krystaluje z roztoku bezvodý v temně červených krystalech.

Roztok červené krevní soli jest hnědožlutý, na vzduchu a světle vylučuje se z něho modrá sraženina.

V alkalickém roztoku přechází redukovadly na př. hydroxydem železnatým ve ferrokyanid.

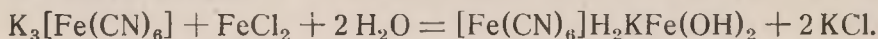
Alkalický roztok červené krevní soli jest tudíž silným okysličovadlem; z peroxydu vodíku vybavuje veškerý kyslík a mění se ve ferrokyanid draselný.

Ferriferrokyanid železitý $Fe_4[Fe(CN)_6]$ vylučuje se jako tmavě modrá sraženina srážením roztoku soli železité ferrokyanidem draselným, v poměru 3 mol. *ferrokyanidu* na 4 mol. $FeCl_3$. Přichází do obchodu pode jménem *Berlínské modři*; přidá-li se na 1 mol. žluté krevní soli 1 mol. soli železité, vznikne koloidní, t. zv. *rozpustná modř berlínská* $KFe[Fe(CN)_6]$ nebo $[Fe(CN)_6]H_2KFe^{III}(OH)_2$.

Obyčejná berlínská modř jest ve vodě nerozpustná, rozpouští se však v zředěném roztoku kyseliny šťavelové (modrý inkoust).

Ferrokyanid železnato-železito-draselný $KFe^{II}Fe_3^{III}[Fe(CN)_6]_3$ vzniká jako tmavě modrá sraženina srážením roztoku soli železnaté ferrikyanidem draselným (v poměru 3 mol. ferrikyanidu a 4 mol. $FeCl_2$) a přichází do obchodu pode jménem *Turnbullova modř* nebo *Pařížská modř*, která se od nerozpustné modři Berlínské liší barvou a stálostí vůči světlu.

Přidáme-li na 1 mol. ferrikyanidu draselného 1 mol. soli železnaté, vzniká kolloidní, t. zv. *rozpustná modř Turnbullova*, ferrokyanid železito-draselný.



Dle některých pozorování jest rozpustná Turnbullova modř tožná s rozpustnou berlínskou modří.

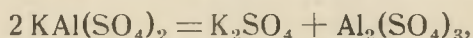
Nitroprussid sodný $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}] \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ vzniká zahříváním žluté krevní soli s kyselinou dusičnou a další neutralisací sodou. Tvoří granátově červené rhombické hranolky.

Slouží v analytické chemii, na př. k poznávání siřníků alkalických, jejichž roztoky barví fialově.

SOLI PODVOJNÉ A KOMPLEXNÍ.

Vylučují-li se dvě soli v krystalu smíšeném tak, že jsou obě zastoupeny v poměru svých molekulárních vah a netvoří-li jiných smíšených krystalů vůbec anebo jen nesnadno, zoveme takové soli **solemi podvojnými**.

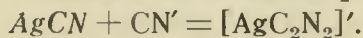
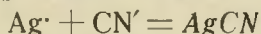
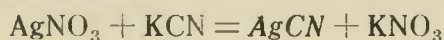
Při rozpouštění rozkládají se soli podvojně ve své složky, z nichž každá opět štěpí se ve své iony. Sem náleží na př. kamenec. Kamenec hlinito-draselný $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ štěpí se vodou nejprve dle vzorce:



z nichž vznikají opět iony K' , Al''' a SO_4'' , které lze vhodnými reakcemi dokázati: ion K' kyselým vinanem sodným nebo kobaltinitritem sodným, ion Al''' amoniakem a ion SO_4'' chloridem barnatým.

Vedle těchto solí známy jsou obdobně utvořené, avšak elektrolyticky úplně jinak se štěpící soli.

Přidáme-li na př. k roztoku dusičnanu stříbrného roztoku kyanidu draselného, tvoří se nejprve bílá sraženina kyanidu stříbrného, která se dalším přidávkem kyanidu draselného rozpouští a vzniká t. zv. **argentokyanid draselný**

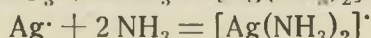
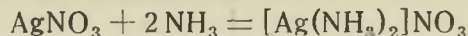


Stříbro v solích jako kladný ion Ag' má určité vlastnosti, dle kterých je poznáme, tak na př. z roztoku dusičnanu stříbrného vylučuje se stříbro chloridem sodným jako chlorid stříbrný, z roztoku argentokyanidu draselného nevylučuje se však chloridem sodným žádná sraženina.

Přejde-li totiž stříbro v ion záporný, ztrácí své obvyklé vlastnosti a nedává již reakcí, kterými se prozrazovalo, pokud bylo ionem kladným.

Z tohoto úkazu soudíme, že se argentokyanid draselný štěpí v roztoku na iony K' a složitý ion AgC_2N_2' ; tento složitý ion označujeme závorkou a píšeme tudíž argentokyanid draselný $K[AgC_2N_2]$ čili $K' + [AgC_2N_2]'$.

Přidáme-li k roztoku dusičnanu stříbrného ammoniakku nebo polijeme-li chlorid stříbrný ammoniakem, na př.:



vzniká t. zv. **dusičnan argentodiammoniakku**.

Kdežto roztok dusičnanu stříbrného s hydroxydem draselným dává hnědou sraženinu, roztok soli argentodiammoniakku se hydroxydem draselným nesráží. Soudíme tudíž, že tato sloučenina štěpí se v roztoku v ion NO_3' a $[Ag(NH_3)_2]'$.

Smísíme-li roztok šťovanu draselného a šťovanu chromitého v určitém poměru, vzniká složitá sůl $KCr(C_2O_4)_2$.

Přidáme-li k roztoku této soli kyselého vínanu sodného, vyloučí se ion K' jako kyselý vínan draselný, avšak ion Cr''' se ammoniakem a ion C_2O_4'' se chloridem vápenatým nevylučují, ačkoliv z roztoku chloridu chromitého vylučuje se obvykle ammoniakem nazelenalá sraženina hydroxydu chromitého, z roztoku šťovanu alkalického chloridem vápenatým bílá sraženina šťovanu vápenatého.

Z tohoto úkazu soudíme, že ion chromu a ion kyseliny šťavelové tvoří ve sloučenině $KCr(C_2O_4)_2$ složitý anion $[Cr(C_2O_4)_2]'$, poněvadž třetí součástka této soli, draslík, tvoří jen kationy; tuto draselnou sůl nazveme tudíž **chromitošťovanem draselným**.

Jiné složitě soli jsou na př. **ferrokyanid draselný** $K_4[Fe(CN)_6]$ a **ferrikyanid draselný** $K_3[Fe(CN)_6]$.

Kdežto se železo z roztoků solí sráží ammoniakem, ferrokyanid nebo ferrikyanid draselný nedává ammoniakem žádné sraženiny a máme tudíž za to, že jest ferrokyanid draselný v roztoku rozštěpen v iony: $4K'$ a $[Fe(CN)_6]'''$ a ferrikyanid draselný v iony $3K'$ a $[Fe(CN)_6]'''$.

Další takové soli jsou:

$K_3[Co(CN)_6]$ **kobaltikyanid draselný,**

$K_2[Zn(CN)_4]$ **zinkokyanid draselný,**

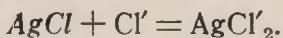
$K_3[Cu(CN)_4]$ **kuprokyanid draselný,**

$Na_3[Co(NO_2)_6]$ **kobaltinitrit sodný atd.**

Složitě iony, které vznikají tudíž spojením více ionů, na př. $[Ag(CN)_2]'$ nebo spojením se jednoho ionu s neionisovanou látkou (NH_3) , na př. $Ag(NH_3)_2'$ nazýváme **iony komplexními** a jim přináležející soli nazýváme **solemi komplexními**.

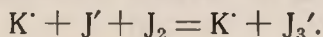
Některé soli, které mají společný ion, mohou tvořiti také komplexní iony. Tak na př. chlorid stříbrný, polijeme-li jej seřna-

ným roztokem chloridu draselného (nebo sehnanou kyselinou solnou), se rozpouští znatelně dle vzorce



Podobně vysvětlujeme si vznikem komplexních ionů zvýšení rozpustnosti jodu a bromu. Jod rozpouští se ve vodě jen nepatrně. Přidáme-li jodidu draselného, zvýší se rozpustnost značnou měrou.

Zjev ten vysvětlujeme si vznikem komplexního ionu J_3' .



Tímž způsobem vysvětlujeme si rozpustnost bromu v roztoku bromidu draselného.

Ztráta vlastností ionu původního vznikem ionu komplexního není vždy úplnou, protože jest tento ion někdy málo, někdy opět značně dissociován ve své podružné součásti, z nichž každá samostatně se prozrazuje.

Kdežto ion $[\text{AgC}_2\text{N}_2]'$ není téměř vůbec dissociován, jest dissociace ionu J_3' dle vzorce $\text{J}_3' \rightleftharpoons \text{J}_2 + \text{J}'$ tak značná, že roztok jodu v jodidu draselném se skutečně chová jako roztok volného jodu.

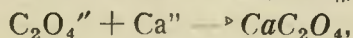
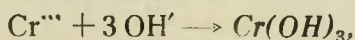
Čím neúplněji se součástky komplexní soli spojují v jeden komplex, tím zřejměji ukazují takové látky také vlastnosti jednotlivých součástí; nelze tudíž komplexy a podvojně soli přesně rozlišiti.

Tak na př. z roztoku dusičnanu argentodiammoniaaku $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ nevylučuje se, jak jsme poznali, louhem alkalickým žádná sraženina, avšak chloridem sodným vzniká sraženina AgCl .

Z roztoku kadmiokyanidu draselného $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ nevylučuje se louhem alkalickým žádná sraženina, avšak sírovodíkem vylučuje se sírník kademnatý.

Někdy poznáme součástky komplexu, přidáme-li současně činidla pro obě součástky komplexu. Tak na př. v chromitošťovanu draselném dokážeme chrom a kyselinu šfavelovou, přidáme-li k roztoku této soli současně ammoniaaku a chloridu vápenatého; vylučuje se nazelenalý křkatý hydroxyd chromitý a na stěnách zkoumavky současně krystalický šťovan vápenatý.

Rozklad komplexu $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]'$ $\rightarrow \text{Cr}''' + 2 \text{C}_2\text{O}_4''$ se podporuje tím, že součin rozpustnosti obou látek následkem reakcí



se sníží na nejmenší míru.

Tvoření se komplexních ionů využíváme mnohdy, abychom rozpustili sraženinu nebo abychom zabránili vzniku sraženiny.

Chceme-li na př. do roztoku látek obsahujících ion Cu'' zaváděti sírovodík, avšak zameziti zároveň srážení se mědi, přidáváme kyanidu draselného, až se modrý nebo nazelenalý roztok odbarví; tím vznikne kuprokyanid draselný $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, z něhož se sírovodíkem měď nesráží.

NIKL, Ni = 58,68.

Nikl kovový nalézá se obyčejně v meteoritech. Ve sloučeninách přichází sloučen s arsenem a sírou jako *niklorudek* NiAs, *chloantit* (Ni, Co, Fe)As₂, *ulmannit* NiSbS atd. a provází železo a měď. V Nové Kaledonii vyskytuje se ve značném množství jako vodnatý křemičitan nikelnato-hořečnatý, *garnierit* H₂(Ni, Mg)SiO₄.

Nikl získáme redukcí kysličníku nikelnatého vodíkem v mírném žáru nebo elektrolysou solí nikelnatých.

Hutnicky získává se z rud niklových dosti složitým pochodem.

Rudy, obsahující arsen, se nejprve praží, aby se zbavily síry. Pak se taví se sodou a ledkem, aby se zbavily arsenu. Získaný kysličník nikelnatý se rozpustí v kyselině sírové. Z roztoku vyloučí se sirovodíkem měď, olovo a vizmut, pak chlorovým vápnem železo a kobalt. Posléze vyloučí se nikl jako hydroxyd a redukuje se uhlím v žáru.

Takto připravený nikl obsahuje asi 2% uhlíku a přichází do obchodu v kostkách.

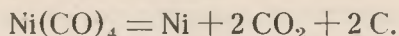
Garnierit zpracuje se na nikl ve vysokých pecích podobně jako železo.

Nikl jest kov téměř stříbrobílý, silně lesklý, kujný, tažný, magnetický, má hutnotu 8,9, na vzduchu se nemění. Roztápí se asi při 1500°, při 2100° rozpouští nikl uhlík a vzniká **karbid** Ni₃C, který chladnutím se rozkládá podobně jako karbid železa, ale ve větší míře.

Jemně rozptýlený nikl slučuje se při 100° s kysličníkem uhelnatým v **tetrakarbonyl niklu** Ni(CO)₄. Jest to bezbarvá kapalina, silně světlo lámající, má hutnotu 1,32, vře při 43°.

Rozpouští se v líhu, éteru, benzolu a sírouhliku, ve vodě se nerozpouští, zředěnými kyselinami ani alkaliemi se nemění.

Rychlým zahřetím se rozkládá v nikl, kysličník uhličitý a uhlík



V kyselině solné a sírové se nikl nesnadno rozpouští, snadno v kyselině dusičné. Sloučeniny niklu jsou jedovaté, proto nutno nádobí kuchyňského z niklu a jeho slitin používatí opatrně, jelikož delším vařením solených a kyselých jídel se nikl z nádob takových rozpouští.

Používá se ho pro jeho stálost a lesk k výrobě niklových předmětů, k ražení mincí, k akkumulatorům Edisonovým, k niklování předmětů kovových, zvláště železných.

Slitiny niklu se železem t. zv. *niklové oceli*, používá se na pancéřové desky.

Redukcí vodíkem při nízké teplotě připravený, jemně rozptýlený nikl, přijímá značné množství vodíku a dodává mu zvláštní vlastnosti, že se snadno přenáší a adduje k nenasyceným uhlovodíkům. Reakci tu nalezenou *Sabatierem* nazýváme *hydrováním*.

Tímto způsobem lze snadno přeměnit na př. benzol v hexahydrobenzol, naftalin v tetrahydro- a dekahydronaftalin. Velké důležitosti má tato reakce také při *tvrzení olejů* (viz str. 37.).

Nikl tvoří sloučeniny dvojmocné *nikelnaté* a trojmocné *niklité*.

Kysličník nikelnatý NiO vzniká žiháním hydroxydu, dusičnanu, nebo uhličitanu nikelnatého. Jest to zelenošedý prášek, ve vodě nerozpustný.

Hydroxyd nikelnatý Ni(OH)_2 vylučuje se z roztoku soli nikelnaté žiravinami jako světle zelená sraženina, snadno v ammoniakou modrou barvou rozpustná.

žirav **Dusičnan nikelnatý** (*skalice niklová*) $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ připravuje se rozpouštěním niklu neb kysličníku nikelnatého ve zředěné kyselině sírové.

Krystaluje v rhombických, smaragdově zelených krystalech; jest isomorfický se siranem hořečnatým. Ve vodě se snadno rozpouští, mírným pálením zůstává žlutou bezvodou sůl.

Vedle tohoto siranu nikelnatého se 7 mol. vody známe též siran se 6 mol. vody $\text{NiSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ barvy zelenomodré nebo zelené. Se siranem draselným nebo ammonným tvoří podvojně, pěkně krystalované soli, siran nikelnato-ammonný $(\text{NH}_4)_2\text{Ni(SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, siran nikelnato-draselný $\text{K}_2\text{Ni(SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Síranu nikelnato-ammonného používá se k niklování různých předmětů, zvláště železných.

Sírník nikelnatý NiS vzniká jako černá sraženina srážením soli nikelnatých sirníky alkalickými.

Kysličník niklitý Ni_2O_3 tvoří se mírným pálením dusičnanu nikelnatého. Jest to černý prášek.

Hydroxyd niklitý Ni(OH)_3 vylučuje se z roztoku soli nikelnaté působením žiraviny a chloru nebo chlornanu jako černá sraženina.

KOBALT, $\text{Co} = 58,97$.

Kobalt kovový nalézá se skrovně v meteorovém železe; přichází v přírodě sloučen se sírou a arsenem jako *kobaltin* či *leštěvec kobaltový* $(\text{Co, Fe})\text{AsS}$, provázen železem a niklem jako *safflorit* $(\text{Co, Fe, Ni})\text{As}_2$, *kobaltový kyz* $(\text{Fe, Co})(\text{As, S})_2$, též sloučen s kysličníkem manganičitým.

Kobalt připravuje se z kysličníku kobaltnatého žiháním ve vodíku nebo elektrolysou soli kobaltnaté.

Redukci vodíkem při 400° připravený kobalt tvoří pyroforický prášek, který teprve v bílém žáru se slévá v hutný kov.

Hutnický vyrábí se kobalt z arsenidů kobaltu; tyto se praží a získají se vedle arsenidů kysličníky kobaltu, obsahující měď, vizmut, železo a nikl. Dalším složitým pochodem získá se posléze čistý kysličník kobaltnatý a ten se redukcí v proudu vodíku v žáru přemění v kov.

Do obchodu přichází kobalt také v kostkách.

Kobalt jest kov světle šedý s načervenalým nádechem, kovo-lesklý, má hutnotu 8,72, jest magnetický, tažný a kujný. Taje asi při 1500°. Na vzduchu se nemění, v kyselinách se zvolna rozpouští, nejsnadněji v kyselině dusičné.

S uhlíkem dává v žáru **karbid** Co_3C , který se však ochlazením úplně rozkládá.

Zahřejeme-li práškovitý kobalt v kysličníku uhelnatém na 150 až 200° za tlaku, vzniká **tetrakarbonyl kobaltu** $\text{Co}(\text{CO})_4$.

Tvoří oranžové krystaly, tající při 51°, rozpustné v líhu, éteru, benzolu a sírouhliku, nerozpustné ve vodě. Jest vůči zředěným kyselinám dosti stálý. Zahřetím rozkládá se v kysličník uhelnatý a černý **trikarbonyl kobaltu** $\text{Co}(\text{CO})_3$.

Slitina kobaltu s 25% chromu taje při 1650°, jest značně stálá vůči chemickým činidlům a lze ji velmi dobře zpracovati na plech a drát. Používá se jí k zhotovování chemického náčiní a závaží.

Slitiny kobaltu, chromu a wolframu s malým množstvím uhlíku a křemíku používá se místo oceli (*stellit*). Tato slitina vyznačuje se tím, že zahřáta i nad 600°, po ochlazení nabude opět původní tvrdosti.

Kobalt tvoří sloučeniny *kobaltnaté* a *kobaltité*.

Kysličník kobaltnatý CoO vzniká žíháním hydroxydu neb uhličitanu kobaltnatého za nepřístupu vzduchu. Je to černý prášek ve vodě nerozpustný. Používá se ho k barvení skla a porcelánu na modro (*kobaltové sklo*).

Hydroxyd kobaltnatý $\text{Co}(\text{OH})_2$ vzniká srážením roztoku soli kobaltnaté louhem alkalickým za tepla jako růžová sraženina, v amoniaku barvou hnědožlutou rozpustná.

Dusičnan kobaltnatý $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ tvoří červené krystaly, ve vodě rozplývavé.

Žíháním s kysličníkem zinečnatým dává *zeleně Rinmannovu*, žíháním s kysličníkem hlinitým nebo se síranem hlinitým *modř Thénardovu* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{CoO}$.

Síran kobaltnatý $\text{CoSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ krystaluje v červených, se skalíci zelenou isomorfických hlatích. Se síranem draselným a amonným tvoří podvojně, pěkně krystalované soli.

Chlorid kobaltnatý CoCl_2 bezvodý tvoří modré lupénky, ve vodě barvou červenou, v bezvodém líhu a v sehnané kyselině solné barvou modrou rozpustné.

Z roztoku, který připravíme rozpouštěním kysličníku kobaltnatého v kyselině solné, krystaluje jako $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ v temně červených krystalech. Tyto krystalky zahříváním roztápějí se v modrou kapalinu, která tuhnutím opět červená. Také sehnaný roztok chloridu kobaltnatého zahříváním modrá, ochlazením opět červená. Používalo se ho na tajné písmo.

Uhličitan kobaltnatý CoCO_3 vzniká působením uhličitanu vápenatého v roztok chloridu kobaltnatého za tepla. Tvoří světle čer-

Co(NO₃)₂ · 6H₂O

vené krystalky. Uhličitanem sodným nebo draselným vyloučené sraženiny z roztoku soli kobaltnaté jsou zásadité uhličitaný barvy modré nebo fialové.

Křemičitan kobaltnatý jest součástí modrého kobaltového skla; modré zabarvení utvoří se roztopením kysličníku kobaltnatého ve skle, při čemž vzniká křemičitan kobaltnatý.

Sléváním částečně pražených rud kobaltových, křemene a potaše vzniká *křemičitan kobaltnato-draselný*, který přichází do obchodu jako modrý prášek pod jménem *smaltu* nebo *šmolky*, která se kyselinami ani louhy alkalickými nemění.

Na dně kelímku, v němž se šmolka vyrábí, usazuje se vrstva kovového vzhledu, která jest v podstatě arsenid niklu, obsahující skrovné množství kobaltu, vizmutu a síry; nazývá se **niklovou míšní** a vyrábí se z ní nikl.

Smaltu používá se při barvení porcelánu a k výrobě modrých emailů na nádobí.

Šmolky používalo se při výrobě papíru a cukru, aby se jim dodalo bělejšího odstínu, rovněž při praní prádla; nyní užívá se k tomu levnějšího ultramarinu nebo barviv dehtových.

Tavením kysličníku kobaltnatého, ciničitého a křemičitého vzniká směs modrého *orthokřemičitanu kobaltnatého* Co_2SiO_4 a tmavě zelenomodrého *orthociničitanu kobaltnatého* Co_2SnO_4 , které se používá jako modré barvy pod jménem *coeruleum* (*bleu celeste*).

Sírník kobaltnatý CoS vzniká jako černá ssedlina srážením roztoku soli kobaltnaté sirníky alkalickými.

Kysličník kobaltitý Co_2O_3 tvoří se mírným pálením dusičnanu kobaltnatého; jest to černý prášek.

Hydroxyd kobaltitý $\text{Co}(\text{OH})_3$ vylučuje se jako černá sraženina působením chlornanu alkalického neb chloru, bromu a louhy alkalického na sůl kobaltnatou.

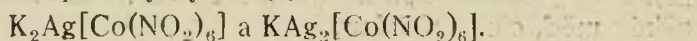
Síran kobaltitý $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ vzniká elektrolysou silně kyselého roztoku síranu kobaltnatého na anodě. Vodou se rozkládá v síran kobaltnatý a vyvíjí se kyslík.

Kobaltinitrit draselný $2\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ t. zv. *Fischerova sůl* vylučuje se jako žlutá práškovitá sraženina, přidá-li se k sehnatému roztoku soli kobaltnaté kyseliny octové a roztok dusitanu draselného.

Kobaltinitrit draselný rozpouští se teprve v 1120 částech vody, jemu obdobná sůl *caesná* a *rubidná* v 20.000 částech vody.

Této vlastnosti využívá se k zjišťování draslíku, rubidia a caesia; k tomu používá se jako činidla kobaltinitritu sodného $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, který si připravíme rozpuštěním 30 g dusičnanu kobaltnatého a 50 g dusitanu sodného ve 150 cm^3 vody a přidáním 10 cm^3 ledové kyseliny octové.

Mnohem nerozpustnější jsou *soli stříbrno-draselné*



Přidáme-li tudíž ke kobaltinitritu sodnému něco dusičnanu stříbrného, zvyšuje se citlivost činidla značně.

Takovýmto roztokem lze zjistiti ještě 1 d. draslíku v 10.000 d. vody.

Úplně nerozpustný jest *kobaltinitrit rtuťný* $\text{Hg}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

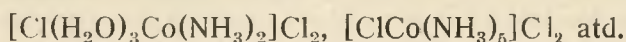
Kobaltikyanid draselný $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$. Přidáme-li k roztoku soli kobaltnaté nadbytek kyanidu draselného, vzniká *kobaltokyanid draselný* $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$, který jest však nestálý a mění se znenáhla kyslíkem vzduchu, rychle okysličovadly, na př. bromem v kobaltikyanid draselný.

Jsou to světle žluté jednoklonné krystalky isomorfní s ferrikyanidem draselným.

KOBALTAMINOVÉ SLOUČENINY.

Přesytíme-li roztok chloridu kobaltnatého ammoniakem, vznikne hnědá kapalina, která účinkem vzduchu zčervená. Přesytíme-li pak kyselinou solnou, vyloučí se červená krystalická sraženina, chlorid *roseokobaltitý*, který má různé složení, na př. $[(\text{H}_2\text{O})_4\text{Co}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_3$, $[(\text{H}_2\text{O})_3\text{Co}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_3$ atd.

Zahřívá-li se ammoniakální roztok chloridu kobaltnatého s kyselinou solnou, krystaluje fialově červený chlorid *chloropurpureokobaltitý*, různého složení na př.



Přidá-li se k původnímu ammoniakálnímu roztoku chloridu kobaltnatého salmiaku a bromu, vznikne hnědožlutý, krystalický chlorid *luteokobaltitý* $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$.

Dále známe:

purpurové soli *bromopurpureokobaltité* na př. $[\text{BrCo}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$,
purpurové soli *nitratopurpureokobaltité* na př. $[\text{NO}_3\text{Co}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$,
hnědožluté soli *xanthokobaltité* na př. $[\text{NO}_2\text{Co}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$,
zelené soli *dichlorpraseokobaltité* na př. $[\text{Cl}_2\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$,
žluté soli *flavokobaltité* na př. $[(\text{NO}_2)_2\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$,
oranžový *triaminkobaltnitrit* $[(\text{NO}_2)_3\text{Co}(\text{NH}_3)_3]$,
triaminkobaltnitrát $[(\text{NO}_3)_3\text{Co}(\text{NH}_3)_3]$ atd.

Řada těchto komplexních solí kobaltu jest velmi značná.

KOVY PLATINOVÉ.

PLATINA, $\text{Pt} = 195,2$.

Platina nachází se v přírodě jako kov; obyčejně obsahuje *paladium*, *iridium*, *ruthenium*, *rhodium* a *osmium*, které ji stále provázejí a nazývají se společně *platinové rudy*. Nezřídka obsahuje zlato, někdy měď, olovo a železo.

Rudy platinové nacházejí se v písčitých náplavech (Ural, Borneo, Brasilie, Kalifornie) a z těchto se získávají *plavením* či t. zv. *rýžováním*.

Rudy platinové zpracují se pouze na cestě mokré, zahřívají se zprvu se zředěnou lučavkou královskou, v níž se rozpouštějí některé příměšeniny a zlato. Zbytek se zahřívá ve skleněných křivulích s královskou lučavkou, ve které se rozpouští platina, palladium a iridium a vznikají chloridy. Z tohoto roztoku vyloučí se chloridem ammonným *chloroplaticitan ammonný* $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ a obdobná sůl iridia. Žiháním se sloučeniny ty rozkládají a zbude *platinová houba* s iridiem. Iridia se zbavuje platina tak, že roztok platiny v lučavce královské vaří se s louhem sodným, jímž se iridium obsažené v roztoku jako IrCl_4 přemění v IrCl_3 ; přísadou chloridu ammonného vylučuje se jen platina.

Čistá platina jest kov bílý se šedivým nádechem, silně lesklý, velmi kůjný, tažný, při tom velmi pevný. Krystaluje v soustavě krychlové, má hutnotu 21,45; taje teplem asi 1770° , v červeném žáru měkne. Na vzduchu ani v žáru se nemění.

Platina rozpouští se jedině lučavkou královskou, sehnanou kyselinou sírovou za horka při 400° jen částečně; alkalie však na ni v žáru působí, zvláště směs KOH a KNO_3 , rovněž roztopené kyanidy a sirníky alkalické.

Působením křemíku stává se platina křehkou; fosfor, arsen, antimon v žáru se s ní slučují, rovněž olovo, stříbro, kadmium, vizmut a zinek a tvoří s ní snadno roztoplivé slitiny.

Pro její stálost používá se platiny k výrobě chemického náčiní, ke zhotovování šperků a jako katalysátoru.

Známe též *platinovou houbu*, jemně rozptýlenou *čerň platinovou* a *kolloidní platinu*.

Platinová houba získá se pálením chloroplaticitanu ammonného nebo platinové černi; jest porovitá, šedá, měkká. Používá se jí jako katalysátoru.

Místo platinové houby používá se také *platinovaného asbestu*, který se připraví napojením asbestu 1 až 2% ním roztokem chloridu platicitého a vyžiháním.

Čerň platinová získá se srážením roztoku kyseliny chloroplaticité zinkem nebo louhem a formaldehydem.

Platinová houba, ještě více čerň platinová, pohlcují až stonásobný objem kyslíku a 310násobný objem vodíku. Vede-li se vodík na platinovou houbu, slučuje se s kyslíkem pohlceným v platině. Při pohlcování vodíku vyvinuje s takové teplo, že se houba platinová rozžhaví a vodík se zapálí. Na této vlastnosti platiny založil *Döbereiner* r. 1823 vodíkové rozžehadlo.

Kolloidní platina připravuje se redukcí velice zředěného roztoku chloridu platicitého (1:2000) velice zředěným roztokem chlor-

hydrátu hydrazinu za přísady 0,5% arabské gumy nebo elektrolyticky katodickým rozprašováním tenkého platinového drátu.

Kolloidní roztok platiny jest tmavohnědá kapalina, z níž solemi vylučuje se platina práškovitě.

Kolloidní platina působí katalyticky jako černá platinová.

Platina jest dvoj- a čtyřmocná, tvoří dvě řady sloučenin: *platnaté* a *platičité*.

Chlorid platnatý PtCl_2 získá se zahříváním chloridu platičitého a kyseliny chloroplatické na 230° . Jest prášek špinavě zelený, ve vodě nerozpustný, v kyselině solné se rozpouští a roztok obsahuje *kyselinu chloroplatnatou* H_2PtCl_4 , jež tvoří chloroplatnatany.

Hydroxyd platnatý $\text{Pt}(\text{OH})_2$ jest hnědý prášek, který zahřetím mění se v černý **kysličník platnatý** PtO .

Sírník platnatý PtS vzniká pálením chloroplaticitanu ammonného se sírou; jest to šedý až černý prášek.

Kyselina chloroplatická $\text{H}_2\text{PtCl}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ získá se rozpuštěním platiny v královské lučavce a odpařením roztoku s kyselinou solnou ke krystalisaci; jest to látka tmavě hnědočervená, rozpouští se ve vodě, v lihu a v éteru.

Zahříváme-li kyselinu chloroplatickou v proudu chloru na 360° , pouští chlorovodík a zůstává černě zelený **chlorid platičitý** PtCl_4 ; z vodního roztoku krystaluje chlorid platičitý jako $\text{PtCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Kyselina chloroplatická tvoří soli *chloroplaticitany* na příklad K_2PtCl_6 , $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$, které jsou ve studené vodě málo rozpustné; chloroplaticitan sodný Na_2PtCl_6 jest ve vodě snadno rozpustný. Žiháním se rozkládají v platinu a chlorid alkalický; chloroplaticitan ammonný zůstává žiháním pouze platinu.

Hydroxyd platičitý $\text{Pt}(\text{OH})_4$ jest ve vodě nerozpustný červenohnědý prášek, který zahřetím mění se v **kysličník platičitý** PtO_2 .

Sírník platičitý PtS_2 vzniká srážením roztoku soli platičité sírovodíkem; jest to tmavě hnědá ssedlina, rozpustná v sirnicích alkalických, zvláště žlutých, tvoří se *síroplaticitany*. Okyselením roztoku síroplaticitanu vylučuje se opět sírník platičitý.

Platina tvoří komplexní sloučeniny kyanové na př. **platinkyanid draselný** $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, který vzniká rozpouštěním chloridu platnatého v roztoku kyanidu draselného, získají se žluté krystaly v dopadajícím světle modré.

Podobné jsou žlutý **platinkyanid barnatý** v dopadajícím světle fialový, jehož se používá k předběžnému zjištění radioaktivity a červený **platinkyanid hořečnatý** se zeleným kovovým leskem.

Taktéž tvoří platina ammoniakové sloučeniny na př.

tetraminplatochlorid $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

tetraaminplatohydroxyd $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$,

chlorotriaminplatochlorid $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}$,

hexaminplaticchlorid $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ atd.

IRIDIUM, Ir = 193,1.

Iridium provází platinu nebo přichází sloučeno s osmiem jako samostatný minerál osmiiridium, které zbývá po rozpouštění platinové rudy v královské lučavce většinou nerozpuštěno.

Při zpracování platiny obsahuje královská lučavka, s kterou se platina prve zahřívá, část iridia. Z tohoto roztoku vyloučí se přísadou chloridu ammonného iridium jako podvojná sůl $(\text{NH}_4)_2\text{IrCl}_6$, která žiháním se rozkládá a zůstává houbovité iridium.

Osmiiridium taví se nejprve se zinkem a na slitinu působí se kyselinou solnou. Tím se získá osmiiridium práškovité, které smíšeno se solí kuchyňskou a zahřáto v proudu chloru na 300 až 400°, změní se v chloridy; salmiakem se z roztoku chloridů srazí iridium jako $(\text{NH}_4)_2\text{IrCl}_6$.

Iridium jest bílý křehký kov, má hutnotu 22,4, taje teprve při 2300°. Žihané iridium nerozpouští se ani v královské lučavce, s chlorem se však slučuje.

Iridium přidává se k platině (2—20%), aby ji učinilo tvrdší a proti mechanickým účinkům stálější; této slitiny používá se k výrobě chemického náčiní, iridia samotného k zhotovování odporových drátů. Práškovité černé iridium slouží jako barva k malbě porcelánu.

Iridium dává kysličník iriditý Ir_2O_3 , hydroxyd iriditý $\text{Ir}(\text{OH})_3$ a hydroxyd iridičitý $\text{Ir}(\text{OH})_4$. S chlorem dává iridium chlorid iridnatý IrCl_2 , chlorid iriditý IrCl_3 a chlorid iridičitý IrCl_4 , jakož i podvojně soli na př. Na_2IrCl_6 .

Taktéž tvoří iridium amoniakové soli na př. chlorid chloropentaminiridia $[\text{Ir}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

RHODIUM, Rh = 102,9.

Rhodium přichází jen ve velmi skrovném množství; provází platinu a zlato. Získává se z louhů po zpracování platiny; krystalisací se salmiakem vyloučí se $(\text{NH}_4)_3\text{RhCl}_6$, a ten se zpracuje na rhodium.

Rhodium jest stříbrobílý, kůjný a tažný, má hutnotu 12,6, taje při 2000° a vzdoruje všem kyselinám. S kyselým síranem taveno, dává podvojný síran, ve vodě rozpustný.

Rhodium dává kysličníky: rhodnatý RhO , rhoditý Rh_2O_3 a rhodičitý RhO_2 .

S chlorem dává rhodium chlorid rhoditý RhCl_3 , jakož i podvojně soli, na př. $\text{Na}_3\text{RhCl}_6 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

RUTHENIUM, Ru = 101,7.

Ruthenium provází platinu a přichází s osmiem jako minerál *laurit* $(\text{RuOs})\text{S}_2$ na Borneu a v Oregonu.

Ruthenium získá se tavením zbytků po zpracování platiny s ledkem; vznikne ruthenan draselný. Vyluhováním taveniny vodou a okyselením kyselinou dusičnou vylučuje se kysličník ruthenitý.

Ten se rozpustí v kyselině solné, ze které přidáním chloridu draselného vyloučí se červenohnědý podvojný chlorid K_2RuCl_6 a ten se zpracuje na ruthenium.

Ruthenium jest kov barvy šedé, hutnoty 12,26, křehký, taje asi při 1900° . Rozpouští se jen v královské lučavce a to nesnadno.

Ruthenium dává **kysličníky**: **ruthenatý** RuO , **ruthenitý** Ru_2O_3 , **rutheničitý** RuO_2 a **rutheničelý** RuO_4 .

Působíme-li na kysličník rutheničelý louhem draselným, vzniknou soli černý *ruthenistan draselný* $KRuO_4$, rozpustný ve vodě barvou zelenou a *ruthenan draselný* K_2RuO_4 , rozpustný ve vodě barvou tmavě červenou; roztok zvolna na vzduchu, rychle okysličovadly zelená.

S chlorem dává ruthenium **chlorid ruthenatý** $RuCl_2$; **chlorid ruthenitý** $RuCl_3$ získá se z roztoku hydroxydu ruthenitého $Ru(OH)_3$ v kyselině solné jako žlutá krystalická látka.

S chloridy alkalickými dává podvojně soli na př. K_2RuCl_5 .

Známe též soli komplexní kyseliny H_2RuCl_6 na př. růžový *chlororutheničitan draselný* K_2RuCl_6 , který odpovídá *chloridu rutheničitému* $RuCl_4$.

Tavením ruthenia se žíravým draslem a ledkem vzniká ruthenan draselný $K_2RuO_4 \cdot H_2O$.

OSMIUM, Os = 190,9.

Osmium získá se ze zbytků po zpracování platiny a z osmiiridia v přírodě přicházejícího, zahříváním s chloridem sodným v proudu vlhkého chloru. Vznikne kysličník osmičelý, který těká, kdežto ostatní kovy zbudou jako chloridy. Z kysličníku osmičelého připraví se dalším postupem a redukcí v proudu vodíku za tepla práškovitý černý kov.

Osmium kovové jest barvy šedobílé, lesklé, hutnoty 22,5, křehké, velmi tvrdé, taje při 2500° ; v královské lučavce se nerozpouští.

Ve sloučeninách jest dvoj-, troj-, čtyř-, šesti- a osmimocné.

Z kysličníků jsou známy: **kysličník osmnatý** OsO , **osmitý** Os_2O_3 , **osmičitý** OsO_2 a **osmičelý** OsO_4 . Nejdůležitější jest **kysličník osmičelý**.

Vzniká zahříváním osmia v kyslíku, nebo ve vlhkém chloru.

Tvoří slabě nažloutlé jednoklonné krystalky, pod vodou se při 100° roztápějící. Již za obyčejné teploty těká. Páry jeho zapáchají prudce a dráždí sliznice.

Ve vodě se kysličník osmičelý zvolna rozpouští, aniž reaguje kyselé s alkaliemi netvoří soli, avšak v roztoku hydroxydu draselného za přísady líhu se redukuje a vylučuje se nesnadno rozpustný, fialově červený *osmian draselný* $K_2OsO_4 \cdot 2H_2O$. Z vodního roztoku kysličníku osmičelého vylučuje se redukovadly černé osmium.

S chlorem dává osmium **chlorid osmnatý** $OsCl_2$, **chlorid osmitý** $OsCl_3$ a **chlorid osmičitý** $OsCl_4$.

PALLADIUM, Pd = 106,7.

Palladium nalézá se v surové platině a v brazilském zlatě.

Dělení palladia od zlata a vylučování jeho ze zbytků po zpracování platiny zakládá se na tom, že palladium jest rozpustné v kyselině dusičné, lze je vyloučiti z roztoku jako chloropalladičitan draselný $K_2[PdCl_6]$ nebo kyanidem rtuťnatým jako kyanid palladnatý.

Palladium jest stříbrobílý, kujný a tažný kov, hutnoty 11,9, taje při 1587° .

Za obyčejné teploty se nemění, zahříváno na vzduchu však se okysličuje a nabíhá pestrými barvami.

V kyselině dusičné a v královské lučavce se snadno rozpouští, v kyselině sírové se rozpouští málo.

Mimo celistvé kovové palladium známe *palladiovou houbu*, *palladiovou čerň* a *palladium kolloidní*.

Palladiovou houbu připravíme pálením chloropalladičitanu ammonného $(NH_4)_2PdCl_6$, palladiovou čerň redukcí chloridu palladičitého. Kolloidní palladium připravíme si redukcí solí palladnatých formaldehydem nebo kysličníkem uhelnatým.

Palladium vyznačuje se zvláště tím, že pohlcuje značné množství vodíku.

Plech a drát palladiový, vyhřát na 100° , pojme či absorbuje po vychlazení asi 600 násobný objem vodíku, aniž se změní jeho vzhled; při tom nabývá vlastností redukčních.

Plech palladiový použit jako katoda při elektrolyse zředěné kyseliny sírové nasytí se rychle vodíkem. Vnoříme-li takový plech do plamene, uniká z plechu vodík, který se zapálí.

Palladiová čerň pohlcuje 850 objemů vodíku při 15° . Zahřetím na 50° unikne většina vodíku; úplně vypudí se vodík zahřetím černi do slabě červeného žáru.

Práškovité palladium nasycené vodíkem zapaluje se na vzduchu.

Palladiová čerň, rozptýlená ve vodě, přijímá 1200 objemů vodíku; 1 objem kolloidního roztoku palladia pohlcuje skoro 3000 objemů vodíku.

Na základě této vlastnosti lze mnohé ústrojné sloučeniny sytiti vodíkem podobně jako jsme to poznali u niklu.

Palladiové černi používá se jako katalysátoru.

Palladium tvoří sloučeniny *palladnaté* či *palladosloučeniny*, odvozené od dvojmocného palladia a sloučeniny *palladičité* či *palladisloučeniny*, odvozené od čtyřmocného palladia.

Kysličník palladnatý PdO vzniká mírným pálením dusičnanu palladnatého; jest to černý prášek, v kyselinách málo rozpustný.

Hydroxyd palladnatý $\text{Pd}(\text{OH})_2$ vylučuje se z roztoků solí palladnatých louhem alkalickým jako tmavohnědá sraženina, v kyselinách rozpustná.

Chlorid palladnatý $\text{PdCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ vzniká při odpařování roztoku kyseliny chloropalladičité. Tvoří červenohnědé, rozplývavé krystaly.

Bezvodý chlorid palladnatý získáme působením chloru v palladium; jest granátově červený.

S chloridy alkalickými dává chlorid palladnatý podvojně soli na př. **chlorid palladato-draselný** K_2PdCl_4 , který odvozujeme od kyseliny chloropalladnaté H_2PdCl_4 .

Roztok chloridu palladnatého, k němuž bylo přidáno octanu sodného, jest velice citlivý vůči redukčním činidlům. Napojíme-li papír tímto roztokem, barví se černě v ovzduší, obsahujícím svítivý plyn, kyslík uhlíkatý, ethylen nebo vodík. Těto vlastnosti chloridu palladnatého využít lze se k zjištění kyslíku uhlíkatého ve vzduchu.

Jodid palladnatý PdJ_2 vylučuje se z roztoků solí palladnatých jodidem draselným jako černá, na rozdíl od chloridu a bromidu palladnatého, ve vodě nerozpustná sraženina, rozpustná v jodidu draselném.

Nerozpustnosti jodidu palladnatého ve vodě využít lze k rozeznání jodidu vedle bromidu a chloridu.

Kyanid palladnatý $\text{Pd}(\text{CN})_2$ vylučuje se z roztoku soli palladnaté kyanidem rtuťnatým jako nažloutle bílá sraženina, ve vodě nerozpustná, v solné kyselině nesnadno rozpustná, v amoniaku snadno rozpustná.

S amoniakem dává chlorid palladnatý palladosaminy na př. **palladosaminchlorid** $\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$, žlutý prášek, ve vodě nerozpustný, z amoniakálního roztoku kyselinou solnou se vylučující. Pálením zanechává palladiovou houbu.

Dusičnan palladnatý $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ tvoří hnědožluté, na vzduchu rozplývavé hlatě.

Rozpouštěním palladia v královské lučavce vzniká **kyselina chloropalladičitá** H_2PdCl_6 ; roztok se zahřetím k varu rozkládá v chlorid palladnatý a chlorovodík.

Kyselina chloropalladičitá tvoří soli obdobné chloroplatičitanům na př. **chloropalladičitan draselný** K_2PdCl_6 a **chloropalladičitan amonný** $(\text{NH}_4)_2\text{PdCl}_6$, které krystalují v červených osmistěnech; zahříváním nebo vařením s vodou pouštějí chloropalladičitany chlor a mění se v chloridy.

Působením louhu alkalického v chloropalladičitan draselný za chladu vylučuje se **hydroxyd palladičitý** $\text{Pd}(\text{OH})_4$ barvy hnědožluté; zahříváním vzniká **kyslík palladičitý** PdO_2 .

O PŘIROZENÉ SOUSTAVĚ PRVKŮ.

Přihlédneme-li k chemickým a fyzikálním vlastnostem prvků, seřazených dle atomových čísel, shledáme mezi nimi jistou souvislost, dle níž lze prvky rozdělit v určité skupiny o příbuzných vlastnostech.

Původní rozdělení prvků v kovy a nekovy nebylo důsledné, jelikož mnohé z nich, přes to že svým vzhledem upomínají na kovy, jeví chemické vlastnosti nekovů.

Snaha uspořádati prvky v určité skupiny, vyznačující se určitými společnými znaky, jevila se již od starších dob.

Tak shledal Döbereiner r. 1829, že rozdíl v atomových vahách prvků o příbuzných chemických vlastnostech jest téměř stejný; na př. rozdíl v atomových vahách sodíku, draslíku a lithia obnáší 16, rozdíl v atomových vahách vápníku, stroncia a barya přibližně 48 atd.

Z těchto a podobných pozorování bylo seznáno, že jest jakýsi vnitřní vztah mezi vlastnostmi prvků a jejich atomovými vahami.

Studiem sestavení prvků v určité skupiny zabývali se četní jiní badatelé jako *Prout*, *Berzelius*, *Marignac*, *Stass*, *Newlands*, *L. Meyer* a *Mendělejev*, z nichž oba poslední dosáhli nejlepších výsledků.

Lothar Meyer sestavil prvky sobě příbuzné dle stoupajících atomových vah v šestero skupin a poukázal k tomu, že v atomových vahách sousedních prvků je určitý rozdíl.

Mendělejev srovnával atomové váhy a vlastnosti prvků a uspořádal je r. 1869 ve skutečnou soustavu, kterou nazval *periodickou*, poněvadž shledal, že vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomových čísel.

Sestavil prvky dle stoupajících atomových vah v řady, které oddělil na místech, kde se nacházely prvky chemicky sobě nejpříbuznější.

Tím vznikly jednak vodorovné řady, v nichž se po sobě následující členové od sebe lišily postupně svými vlastnostmi a nazval je *periodami*; jednak vznikly k periodám kolmé řady prvků více méně sobě blízkých, které nazval *skupinami přirozenými*.

Tyto periody a přirozené skupiny tvoří dohromady *periodickou* či *přirozenou soustavu prvků*. (Viz připojenou tabulku.)

Soustava *Mendělejevova* v zkrácené formě skládá se z jedenácti řad vodorovných a osmi řad kolmých. Řady vodorovné tvoří dvě periody malé a čtyři periody velké. Kolmé řady představují tolikéž přirozených skupin prvků. Členové v řadě vodorovné za sebou následující pozbývají postupně povahy kovové a přecházejí posléze v prvky halové.

Sledujeme-li mocenství dle slučování v řadách vodorovných, shledáme, že řada počíná prvkem jednomocným, po něm následuje

prvek dvojmocný a mocenství dosahuje nejvyššího stupně v sloupci IV. Odtud pak klesá, takže v hlavní skupině VII. nalézáme opět prvky jednomocné. Zákonitost tuto seznáme z vodíkatých a halových sloučenin prvků řady druhé, třetí a sedmé:

II. LiCl	BeCl ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	OH ₂	FH
III. NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiH ₄	PH ₃	SH ₁	ClH
VII. AgCl	CdCl ₂	InCl ₃	SnCl ₄	SbH ₃	TeH ₂	JH.

Vůči kyslíku jsou tyto valenční poměry prvků poněkud jiné. Postupujeme-li v řadách vodorovných od levé strany ku pravé, shledáme, že schopnost atomů vázati kyslík roste zcela pravidelně až do řady VIII., odtud pak zase postupně klesá. — Nejlépe se to jeví u kysličníků II. velké periody:

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	VI.	IV.
Rb ₂ O	SrO	Y ₂ O ₃	ZrO ₂	Nb ₂ O ₃	MoO ₃	J ₂ O ₇	RuO ₄	RhO ₃	PdO ₂

Valence vodíkové a kyslíkové všude spolu nesouhlasí, což lze vysvětliti tím, že mocenství záleží na povaze obou se slučujících prvků a není význačnou vlastností prvků samotných.

Pozorujeme-li kolmé řady periodické soustavy, shledáme, že prvky obsažené v jednom a témže sloupci mají více méně podobné vlastnosti a tvoří tudíž přirozenou skupinu.

Členové *skupiny nullté*: helium, neon, argon, krypton, xenon, jsou chemicky netečné.

Ve *skupině I.* jsou jednomocné kovy alkalické, lithium, sodík, draslík, rubidium, caesium, k nimž druží se měď, stříbro a zlato svými kysličníky obecného vzorce R₂O.

Skupinu II. tvoří prvky žiravých zemin, vápník, stroncium, baryum, k nimž připojuje se beryllium, radium, zinek, kadmium a rtuť svými kysličníky obecného vzorce RO.

Skupina III. obsahuje trojmocné prvky, bor, hliník, vzácné zeminy scandium, yttrium, ytterbium, lanthan a vzácné prvky galium, indium a thallium, jejichž kysličníky jsou slabě zásadité a mají obecný vzorec R₂O₃.

Skupina IV. obsahuje čtyřmocné prvky, uhlík, křemík, cín, olovo, k nimž druží se zirkon, cer, thorium, titan a germanium.

Skupina V. obsahuje prvky, dusík, fosfor, arsen, antimon, vizmut, k nimž druží se vanad, niob a tantal.

Skupina VI. obsahuje obdobné prvky, kyslík, síru, selen a tellur a skupinu: chrom, molybden, wolfram a uran.

Skupina VII. obsahuje halové prvky, fluor, chlor, brom, jod a posléze mangan.

Ve *skupině VIII.* nalézá se z obecných prvků železo, nikl a kobalt, kovy skupiny platinové: platina, iridium, osmium, ruthenium, rhodium a palladium; sem můžeme také klásti triadu: měď, stříbro a zlato ze skupiny první.

V každém sloupci členové *sudých řad* liší se od členů řad *lichých*. Tím vznikají podřadí prvků na př. ve skupině I.

Li, K, Rb, Cs zásaditější;

Na, Cu, Ag, Au méně zásadité.

Ve skupině II.

Be, Ca, Sr, Ba, Ra zásaditější,

Mg, Zn, Cd, Hg méně zásadité.

Přirozená soustava vysvětluje nám mnohé zjevy, které si dříve zdánlivě odporovaly a vedla též ke stanovení atomových čísel prvků, u nichž byla před tím známa pouze čísla slučovací nebo jen jejich ekvivalenty jako na př. u uranu a beryllia.

Na základě této soustavy předpověděl Mendělejev některé nové prvky a popsal předem jejich vlastnosti; vskutku bylo později na základě toho objeveno gallium, (*Mendělejevem* předpověděné eka-aluminium), skandium (*Mendělejevem* předpověděný ekabor), germanium (*Mendělejevem* předpověděné ekasilicium), radium, polonium, aktinium atd.

Soustava Mendělejevova v nynější době svým uspořádáním úplně nevyhovuje, poněvadž mnohé prvky vzácných zemin nelze v ní dobře umístiti. Tak na př. dysprosium, thullium, holmium, erbium, gadolinium, terbium, europium, samarium, neodým, praseodým, lute-tium, náleží podle svých vlastností do třetí a čtvrté skupiny, avšak podle atomových vah měly by býti zařaděny na jiná místa.

Tellur, dle svých vlastností příbuzný selenu, má vyšší atomovou váhu než za ním následující jod.

Argon umístěn jest před draslíkem, ačkoliv dle své atomové váhy měl by býti umístěn za vápníkem.

Také kobalt, ač má vyšší atomovou váhu, umístěn jest před niklem.

R. 1911 shledal *F. Soddy*, že mesothorium o atomové váze 228,4, radium o atomové váze 226.0 a thorium X o atomové váze 224,4 chovají se při všech chemických reakcích jako jediný prvek, takže je nelze vůbec oddělit. Krátce potom shledal *Soddy* podobnou trojici chemicky totožných prvků: thorium o atomové váze 232,4, ionium o atomové váze 230,5 a radiothorium o atomové váze 228,4. Tento zjev nazván *isotopii* a jednotlivé mezi sebou shodné prvky nazvány *isotopními*.

Bylo zjištěno, že příčinou isotopie prvků je stejný náboj jádra různých prvků.

Skupiny isotopních prvků nazvány *plejadami* či *typy prvků* a známe jich dosud 92.

Veškeré takové shodné radioaktivní prvky, které nebylo lze rozlišiti ani spektrálním rozbořem, bylo tudíž nutno zařaditi v přirozené soustavě na totéž místo.

Tyto nálezy jsou v rozporu se základní myšlenkou přirozené soustavy, dle níž vlastnosti prvků mají býti pouze funkcí ato-

mových čísel t. j. že atomovou váhou určeny jsou chemické vlastnosti prvků.

Dalšími výzkumy bylo shledáno, že mnohé radioaktivní prvky mají sice stejnou atomovou váhu, avšak různé chemické vlastnosti. Tak mesothorium I, mesothorium II. a radiothorium mají tutéž atomovou váhu 228,4, avšak patří v přirozené soustavě do skupin II., III. a IV., čímž byla zásadní myšlenka přirozené soustavy rovněž porušena.

Pozoruhodno jest, že šest konečných rozkladných produktů tří řad radioaktivních prvků patří v přirozené soustavě do skupiny IV b a že jsou isotopními s olovem.

Výsledkem prací četných badatelů v tomto směru je zákon o posuvech radioaktivních prvků: po každé proměně radioaktivní, jež jest provázena vysíláním α -paprsků, pošine se příslušný radioaktivní prvek v přirozené soustavě o dvě skupiny na levo; po každé proměně, provázené vznikem β -paprsků, pošine se radioaktivní prvek o jednu skupinu směrem na pravo.

Dle tohoto zákona bylo lze nejen zařaditi jednotlivé členy radioaktivních skupin do přirozené soustavy, nýbrž i předvídati nové členy jiných vlastností, jež byly později pokusem dodatečně zjištěny.

Vedle atomové váhy nutno vzíti za základ přirozené soustavy také kladný náboj jádra atomového¹⁾. Kladný náboj jádra vzrůstá při přechodu od jistého místa v přirozené soustavě k místu sousednímu na pravo vždy o jedno elementární množství elektřiny.

Chemická povaha hmoty není tudíž funkcí jedné proměnné, nýbrž dvou proměnných veličin.

Pokud se týče prvků isotopních, jest ve směru *vodorovných* řad přirozené soustavy rozhodující především elektrický náboj, teprve pak váha atomová; podél řady mění se mocenství prvků.

Ve směru *svislých* sloupců, v nichž stojí pod sebou prvky podobných vlastností chemických, rozhoduje atomová váha.

V poslední době byly učiněny četné pokusy znázorniti přirozenou soustavu graficky v rovině i v prostoru. Nejúčelnější zdá se býti model *Havkinsův* a *Halův*, který má tvar zvláštní šroubovice. Jednotlivé prvky zobrazeny jsou body, ležícími na šroubovici v určitých vzdálenostech od sebe dle čísel řadových. Šroubovice běží po povrchu válce, jehož řídící křivkou jest buď kardioda nebo dvě kružnice, jež se uvnitř dotýkají. Jednotlivé odbočky ovinuty jsou brzo kolem vnější válcové plochy (skupiny hlavní), brzy opět kolem vnitřní plochy (skupiny vedlejší). Výška prvku nad základnou podmíněna jest atomovou vahou jeho.

Veškeré snahy, uspořádati prvky dle atomových vah jinak než jest tomu v přirozené soustavě prvků, nevedly dosud k uspokojivým výsledkům.

¹⁾ Viz stať »Nynější názory o složení a podstatě hmoty«.

Podle nynějšího stavu vědy nutno hledati příčinu nedokonalosti přirozené soustavy v tom, že atomové váhy nelze vzít jako základní konstanty, nýbrž že tyto dlužno nahraditi jinými veličinami, jak o tom bude ve staří »Nynější názory o složení a podstatě hmoty« promluveno.

WALDOVA TEORIE LUČEBNÍHO ROZKLADU LÁTEK.

Ve slově »lučba« zahrnuto jest *slučování* se látek v jiné, ale také *rozlučování* jejich v látky, z nichž snad dříve byly složeny, obé jest podstatnou částí chemické práce, výzkumné i praktické.

Naše dosavadní teorie chemická přihlíží vlastně jen k *slučování*. Představuje si, že známe již všechny prvky a učí nás dle jakých zákonů se *slučují* ve sloučeniny; ze sloučenin a prvků lze pak připravit zase slučováním všechny látky další, třeba tu již nešlo o slučování v užším smyslu chemickém, nýbrž na příklad jen o *rozpuštění* se solí, kyselin a zásad nebo i neutrálných látek v jiných.

Jak se látky *rozlučují*, o tom se v teorii té zvláště nepojednává, jelikož se bez toho dosti často vyskytují rozklady sloučenin v látky jednodušší.

V chemii analytické učíme se metodám, dle kterých lze v daných (ale ještě nepoznaných) látkách určit součásti a po případě též stanoviti jejich množství (analýse kvalitativní a kvantitativní); při tom ovšem hojně používáme *reagencií*, tedy látek, jichž složení již známe.

Nikdo se nepozastavuje nad tím, že v dobách minulých, když chemie teprve vznikala, neznali vlastně naši předchůdci složení žádné látky, nebo že měli o něm názory dnes zcela neudržitelné, že látky, s nimiž konali své pokusy, nebyly ani čisté sloučeniny nebo prvky, nýbrž že to bývaly rozmanité roztoky (ať si již kapalné nebo plynné, nebo i tuhé roztoky) a že tedy své výzkumy konali za zcela jiných okolností, než jaké předpokládá naše nynější *synthetická* teorie chemická.

Bylo by tedy přece jen třeba zvláště vyložití, jak jest možno za tak obtížných okolností dojíti na konec k poznání prvků a jejich sloučenin.

Víme ovšem z historie chemie, jakým způsobem se to vše sběhlo, ale vlastně tomu dobře nerozumíme. Mysleme si na příklad, že bychom byli osudem zaneseni do nějakého cizího okolí, kde bychom neměli po ruce žádných reagencií známého složení, a kde bychom neznali také ostatní látky nás obklopující, a kde bychom tedy měli sami podniknouti od *prvopočátku* všecku výzkumnou chemickou práci: Tu by každý z nás stanul úplně bez rady, třeba bychom byli ve značné výhodě proti předkům, znajíce zákony slučování prvků (jichž bychom ovšem nemohli použítí, nemajíce prvků) a znajíce též všechny metody výzkumné jako vážení, filtrování, destilaci, vypírání ssedlin atd.

Tato bezradnost naše dokazuje, že nynější synthetická teorie jest v důležitých otázkách *neúplná*; nepoučuje nás dostatečně o všem, čeho by bylo třeba, abychom v chemii od prvopočátku došli k dnešnímu vědění, a proto si nedovedeme představit, jak bychom si musili počínati, kdybychom měli opakovati celou výzkumnou práci chemickou od *prvopočátku* jejího.

Tím méně dovedeme si vyložiti, na základě kterých *zákonů přírodních* bylo možno dojiti k takovým výsledkům, aniž máme bezpečného vědomí, že bychom při novém opakování této výzkumné práce musili zase dojiti — třeba po staletém úsilí — zase k týmž konečným výsledkům.

Pátrajíce po tom, čím by mohla býti způsobena vytčená právě neúplnost synthetické teorie chemické, shledáváme nejprve, že se v ní dosti nedbá moderního pojmu *faze*. Faze jest látka ve všech svých částech stejnoměrná (homogenní), ale patrně odlišná od látky druhé nebo i třetí, jež se nalézají v jejím nejbližším okolí, a které snad s ní současně vznikly.

Působí-li na příklad na jisté minerály (jako vápenec, dolomit nebo magnesit) nějaká kyselá, vodná tekutina, rozpouští se minerál a unikají bublinky plynu, takže tu máme tři *faze*, minerál, kapalinu a plyn.

Rozeznávání fází tvoří ovšem prvopočátek všeho chemického výzkumu, jenž nutně se otvírá každému pozorovateli, třeba ještě neměl prazádných vědomostí chemických. Různé faze lze od sebe oddělit a konati s každou z nich další pokusy, při nichž zase vznikají buďto faze zcela nové, nebo alespoň faze původní mění své množství a svou *jakost*.

Pozorovatel, v nynější teoretické chemii ještě neznalý, bude si zajisté velice všimati *jakostných* změn fází, třeba si je nedovedl vyložiti obvyklým způsobem jakožto změny složení. Zajisté si všimali naši chemičtí průkopníci bedlivě různých fází a jejich změn jakostných, třeba jim nedávali tento moderní název. *Pojem* faze jest tedy prastarý a vskutku pro chemii základní, jen název jest nový.

Pojem faze se však z chemie teoretické časem úplně ztratil, tak že musil býti znovu objeven. V pojem určité faze shrnujeme velký soubor různých látek jednotlivých, sobě značně podobných.

Fazi plynou můžeme *dnes* připravit na příklad tím, že nějak vyvíjíme kyslík nebo vodík, nebo kysličník uhličitý atd.; mohli bychom však také připravit jakoukoli směs těchto plynů, a máme zase plynou fazi.

Nazveme-li jednotlivé příklady faze plyné jejími *varietami*, shledáme snadně, že jest takových variet nekonečně mnoho; můžeme zajisté libovolně měniti *poměr* na př. vodíku a kyslíku od 1:0 až ku 0:1. Jednotlivých, různých poměrů jest tu nekonečně mnoho, a tolik máme také variet této směsi.

Kdybychom k takové varietě přidávali ještě dusík, můžeme poměr směsi k dusíku měnit zase od 0:1 až k 1:0, a tudíž jest pak celkem takových variet ∞ . $\infty = \infty^2$.

S každou novou součástí rozmnoží se nám počet variet nekonečněkrát, ale současně mění se též některé vlastnosti faze na př. barva, zápach, dýchatelnost, hořlavost atd.

Pozorovatel, neznalý ještě dnešní chemie, povšimne si zajisté této jakostné proměnlivosti faze a na ní bude zakládati své další, třeba ještě předběžné úsudky; povšimne si ji ovšem u každé jiné faze, tedy také u různých fází kapalných a tuhých.

Jakostná proměnlivost fází *není neomezená*, jak by se mohlo zdáti dle synthetické teorie chemické; základní vada této teorie spočívá právě v tom, že si fází nevšímá vůbec, a nepoučuje nás o mezích, v jakých jsou schopny jakostných změn, čili (jak by řekla synthetická teorie) jakých *změn složení* jsou schopny. Teorie ta ovšem netvrdí přímo, že každý prvek a každá sloučenina může se vyskytovat v každé fazi v proměnlivém množství, neboť o proměnlivosti fází neříká vůbec nic, ale ovšem také netvrdí opak.

O tom všem nevíme nic souvislého, a právě proto nemůžeme si vysvětliti, jak pracemi s fazemi zcela neznámého složení bylo možno na konec dojít k čistým prvkům a sloučeninám. Všecky výklady této teorie nejdou od počátku výzkumu, ale začínají *uprostřed*, když isme již poznali prvky.

Ve fysikální chemii učíme se znázorňovati faze proměnlivého složení útvary geometrickými, na př. úsečkami (při dvou součástech) nebo trojúhelníkem (při třech součástech). Každý bod znázorňuje nám tu jinou varietu faze, znázornění děje se na základě známého *složení* fází, při čemž vrcholy obrazce značí čisté látky (ať si prvky nebo sloučeniny) z nichž faze připravujeme.

Zajisté by však mohl si podobným způsobem znázorňovati jakostnou rozmanitost fází i badatel, který ještě složení fází nezná. Dle stupňů proměnlivosti jakostné volil by si k tomu buď jen přímku, nebo rovinu, nebo těleso trojrozměrné, a kdyby znal moderní geometrii mnohorozměrnou, nelekal by se ani fází o větším stupni jakostné proměnlivosti.

Ostatně chemikové i bez takových obrazů přímo *názorem* byli poučeni o tom, že faze může míti třeba i čtyři, pět nebo více rozměrů jakostné proměnlivosti, však také časem vystihli, že žádná faze nedá se měnit v určitém směru jakostném do nekonečna, nýbrž že se vždy dojde k určité *mezi*.

Fazi lze pak již od meze té měnit jen směrem zpátečným, nikoliv ve směru původním; působíme-li na př. na vzduch fosforem, ubývá ho a přestává podporovati dýchání a hoření; posléze zbuď plyn, jehož množství a jakost nelze již tímto způsobem změnit.

Takové *konečné* zplodiny upoutaly pozornost chemiků zvýšenou měrou, a posléze řídili své práce důsledně tak, aby získali takových

invariantních (v jistém, shora uvedeném smyslu již *neproměnlivých*) látek.

Nazvali je z dobrých důvodů látkami *čistšími* než byly látky původní, a vážili si zvláště těch, jež nedaly se již žádnou známou operací »čistiti«, t. j. jakostně měniti v určitém směru.

Čistá látka jest ta, která vzniká v určité fazové soustavě, a při jakostných změnách ostatních fází mění se jen co do svého množství, nikoliv co do své jakosti.

V geometrickém obraze jakostné rozmanitosti této faze musíme tudíž »úplně čistou varietu« umístiti někde *na vrcholu*, sousední variety jen o jeden stupeň méně čisté *na obvodu obrazu*, ještě méně čisté někde v rovině (čili vůbec na povrchu obrazu), ještě méně čisté někde v prostřed tělesa atd. V okolí variety jsou pak variety čím dále tím méně podobné, ač jistá podobnost všech jest zachována.

Prvopočáteční práce výzkumná v chemii vůbec zakládá se na rozeznávání fází, a dále na poznání variet krajnějších až vrcholných, t. j. »nejčistších«.

Při dalším výzkumu dostala se chemie na zcestí, neboť pracující s takovými čistými látkami, shledali chemikové, že jest *velmi* často lhostejno, jaké fazi přísluší čistá látka; získáme na příklad stejnou »zředěnou kyselinu sírovou« ať si k původní kyselině přidáme *čisté* vody kapalně, nebo vodní páry nebo ledu, a podobných příkladů lze ovšem uvéstí tisíce.

Aby pak neztratili přehled těchto důležitých zkušeností a aby si vůbec utvořili představy co možno jednoduché, sloučili si takové variety různých fází v jediný pojem. Na příklad nazvali led, vodu i páru její jedním jménem »voda«, která (v chemickém pochopení) není již ani kapalnou ani plynnou nebo tuhou, nýbrž jest fazově abstraktní.

Stejně může býti rtuť, síra atd. v libovolném skupenství, nebo krystalována v libovolném tvaru krystalovém.

Tím vymizely z chemické teorie faze vůbec a ztracena byla možnost pochopiti základy chemické práce analytické, ač tím zase v jiných směrech usnadněn byl pokrok chemie.

Čisté látky (bez rozdílu fází) byly pak rozlišeny v prvky a sloučeniny, a na nich vybudována byla teorie synthetická.

Patrně jest však nemožno dojíti k teorii chemického rozkladu látek vesměs neznámého ještě složení, přidržíme-li se základních pojmů »prvek a sloučenina«. Tu třeba nezbytně postupovati jinak.

Není ovšem možno, aby v omezeném rozsahu této knihy byla »Chemie fází« podrobně vyložena. Kdo chce ji blíže seznati, studuj spis, jenž byl o ní vydán.*) Zde vytknuty jsou jen základní myšlenky a některé důležité důsledky.

*) Chemie fází. Napsal prof. Fr. Wald. Vydala Česká Akademie věd a umění (1918),

Wald došel k přesvědčení, že se chemický rozbor látek, dosud veskrze neznámých, zakládá na vzájemném působení různých fází. Faze jsou ve skutečnosti tělesa, která po dvou mohou se stýkati v ploše, po třech současně jen v *liniích*, po čtyřech jen v bodech.

Z toho soudí, že se skutečně *jednoduché* reakce mohou odehrávat jen na styčné ploše *dvou* fází; kdyby se ve styčných plochách neděla reakce žádná, děla by se však ve styčné čáře nebo dokonce ve styčném bodu, musila by se tu díti s rychlostí ∞ - nebo dokonce ∞^2 -kráte větší, než se děje obyčejně v ploše styčné, jelikož jsou to útvary ∞ -kráte resp. ∞^2 -kráte menší než plocha.

Rozkládá tedy *Wald* všechny reakce mezi fazemi na reakce *dvoufázové*. Obecným typem chemické reakce jest pak vzájemné působení dvou fází, které vede ke *dvěma* zplodinám, jež jsou jen variety obou fází původních. Tím dochází se k obecné rovnici chemické, v níž jsou obě původní faze jakostně proměnlivé; ale jakost i váha zplodin bývá proměnlivá v *menší míře* než jakost původních látek i jejich (libovolný) poměr vážkový.

Uplatňuje se tu okolnost, že proměnlivost fází má určité *meze*; v případě nejjednodušším jest jakost a poměrné množství jedné faze vznikající nezávisele na poměru původních látek a fází tu lze zváti chemicky *nasycenou*.

Máme-li na př. tři faze, máme i tři dvojice fází, a lze tedy provést *reakční postup*, složený ze tří reakcí; při čtyřech fázích máme ovšem $(4_2) = 6^*$ dvojic fazových a reakční postup vykazuje (nejvýše) šest dvoufázových reakcí. Pořádek, v němž uvádíme fazové dvojice v reakce jest ovšem velmi proměnlivý (na př. 3!-kráte, nebo 6!-kráte při třech resp. čtyřech fázích).

Smíme však předpokládati, že konečné zplodiny jsou zpravidla stejné, ať si pořádek měníme jakkoli. Z toho lze získati úplný přehled možných »krajních« zplodin, a lze nabýti též představu o tom, jakou rozmanitost jakostnou budou mítí získané faze vůbec.

Jsou geometricky znázorněny úsečkami, nebo rovnoběžníky nebo trojrozměrnými *hranoly* (nebo čtyřrozměrnými atd.).

Dojdeme-li takto (na vrcholech fází) k čistým látkám, shledáváme, že na mnoze dávají *jednodušší* reakce než obecné variety fází, na př. dávají reakce jen o *třech* nebo jen *dvou* členech, a sice tím, že z původně čtyřčlenné rovnice reakční vypadají některé členy.

Z některé čisté faze po reakci nic nezbude (nebyla-li užita v přebytku) nebo se tvoří faze nové, jež jsme vůbec nepřidali. Takových zjednodušení rovnic reakčních je patrně tolik, kolik jest třeba pro synthetickou teorii chemickou.

Zjistí se tedy kolik jest těchto zjednodušení třeba, aby bylo lze určití *prvky*; současně se však shledá, že platí pro čisté látky také zákon *Daltonův o jednoduchých poměrech slučovacích*.

^{*)} $(4_2) = \frac{4 \cdot 3}{1 \cdot 2} = 6.$

Malým doplněním předpokladů dojdeme pak také k množným poměrům *Daltonovým*. Z konečných výsledků práce *Waldovy* jest důležitý ještě výsledek, že z daných $n + 1$ fází lze získati velký počet prvků i sloučenin, nejvýše však $\left(\frac{n+1}{2}\right) + 1$ prvků.

Stačí tedy *počítí* práci chemickou s poměrně malým počtem látek, není vůbec třeba počínati se samými prvky.

Faze ovšem také nejsou nikdy »složeny« ze všech možných prvků a sloučenin, kteroukoli z daných $n + 1$ fází lze rozložití nejvýše na $n + 1$ prvků; ale každou fazi rozložíme v prvky alespoň částečně *jiné*.

Nová tato teorie není ovšem ještě vypracována ve všech podrobnostech, ale jest jí zajištěn zcela nový *směr* vědeckého bádání, teoretického i praktického.

Časem zajisté dojde k tomu, že předmětem chemického bádání budou jednotlivé faze jakožto pojmové celky.

Různé faze dostanou určitá jména, zjistí se, které prvky z nich lze získati a které nikoliv, dále které sloučeniny se vyskytují jako variety těchto fází a které toho nejsou schopny.

Poznáme, kolika různých operací chemických jest třeba, abychom od daných, obecných variet fazových došli k úplně čistým zplodinám.

Podobných otázek jest ještě mnoho, a odpovědi k nim všechny jsou ukryty v mezeře mezi prvopočátečními pracemi chemiků, nevědoucích ještě ničeho o chemické povaze daných jim látek, a mezi znalostí prvků, s níž dosud jakožto již zabezpečenou počíná dnes každá učebnice chemie.

NYNĚJŠÍ NÁZORY O SLOŽENÍ A PODSTATĚ HMOTY.

RUTHERFORDOVA DOMNĚNKA A BOHRŮV MODEL.

Zjevy ionisační, radioaktivné a zvláště některé světelné úkazy elektrické (katodové a kanálové paprsky) změnily značně naše pojmy o hmotě.

Atom není již dle *Rutherfordova* názoru pro nás nejmenší stavební součástí, neboť tvoří ještě jakousi další soustavu částic proti rozměrům atomu mizivě malých. Skládá se z *jader* elektricky *kladně* nabitých a z *elektronů* o *záporném* náboji. Kdežto jádro může míti náboj různě veliký, má elektron pouze jeden elementární záporný náboj.

Má-li býti v atomu rovnováha, jest nutno, aby každému jádru odpovídalo tolik elektronů, kolik čítá jádro kladných nábojových jednic.

Představujeme si, že elektrony krouží neustále nesmírnou rychlostí kol jader v rozličných polohách. Mezi elektrony a jádry jest prázdná prostora; bylo zjištěno, že radiové paprsky α mohou atomy pronikati.

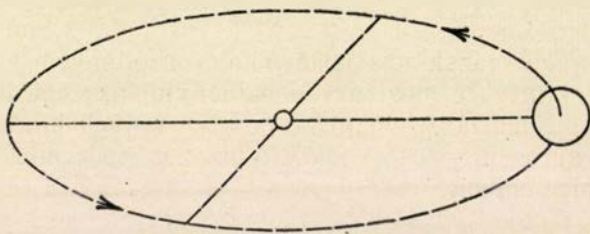
Co jest příčinou, že elektrony, kroužící okolo jádra, podržují svou ohromnou rychlost, nevíme dosud určitě. Kdyby tu platily zákony elektrodynamiky, musely by se elektrony v nesmírně malém zlomku vteřiny zastaviti, elektrostatickým přitahováním do jádra býti vtaženy a okamžitě by se vzájemně vybitily. V jádrech nebo mimo atomy stává tudíž patrně jakási energie, která ztrátu pohybu elektronů vyrovnává a vzájemné vybití zamezuje.

Na základě *Rutherfordovy* domněnky vyvodil *Bohr* model atomu. Dle něho krouží záporné elektrony v elipsách nebo v kruzích okolo kladného jádra asi tak jako se pohybují planety okolo slunce. Zde však není toho příčinou gravitace, jako u soustavy planetární, nýbrž soustředná síla, jevící se v přitahování kladné a záporné elektřiny.

Nejjednodušším představitelem takovéto malé planetární soustavy je *atom vodíkový*, mající jádro o jediném náboji, čemuž odpovídá opět jediný elektron (obr. 25.).

Obr. 25.

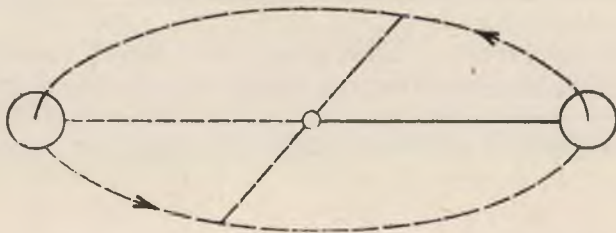
Neutrálň atom vodíkový.



Byly vypočteny i rozměry těchto částic. Jádro má poloměr řádu 10^{-12} cm a elektron tvoří jen asi dvoutisící část celého atomu. Hmota elektronu je tedy téměř mizivá.

Obr. 26.

Neutrálň atom heliový.

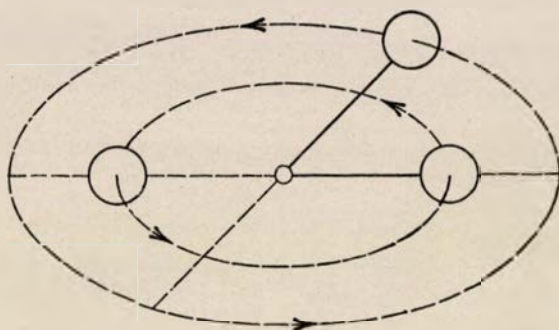


Jinou takovou soustavu tvoří neutrálň *atom heliový* (obr. 26.); obsahuje jádro, skládající se ze dvou kladných nábojů, okolo něhož krouží na téže dráze dva elektrony.

U neutrálného *atomu lithia* (obr. 27.) krouží okolo jádra dva pevněji spojené elektrony ve vnitřním kruhu a jeden slaběji spojený elektron ve vnějším kruhu.

S přibývajícím počtem nábojů jádra a jim odpovídajícím počtem elektronů stávají se poměry velice složité, tak že od různých badatelů navržené modely nejsou dosud shodné.

Obr. 27.
Neutrálný atom lithia.



Bohr má za to, že od neonu až k chromu ve vnitřním kruhu nachází se 8 elektronů, kdežto *Debye* přičítá chromu jen 3 elektrony.

Jisto však jest, že elektrony obíhající na vnitřních drahách jsou spojeny pevněji než elektrony obíhající na zevnějších drahách a jen tyto jsou chemicky činné.

Přecházejí-li elektrony do oblasti jiného atomu, na př. chloru nebo kyslíku, nabíjejí jej záporně a zanechávají kovový atom kladně nabitý, čímž střídavá elektrická účinnost oba atomy váže.

Nejjednodušší případ chemické vazby, t. j. tvoření molekuly vodíkové (obr. 28.) z atomů představujeme si dle modelu odvozeného *Debyem* takto: Přijdou-li dva vodíkové atomy blízko sebe, přitahuje se každý z obou elektronů nejen svým příslušným jádrem, nýbrž i jádrem druhého atomu, kdežto obě kladná jádra se odpuzují. Zároveň přitahují se v tomže smyslu oba dva elektrony, kroužící ve dvou stejnosměrných elektrických drahách, čímž tyto dráhy se blíží k sobě rychleji než jádra a posléze splynou v jedinou dráhu, a tím jest utvoření vodíkové molekuly a chemická vazba $H-H$ dosažena.

Při atomu lithiovém působí chemickou vazbu jen jeden elektron, kroužící na zevní straně dráhy; proto jest lithium jen jednomocné jako vodík.

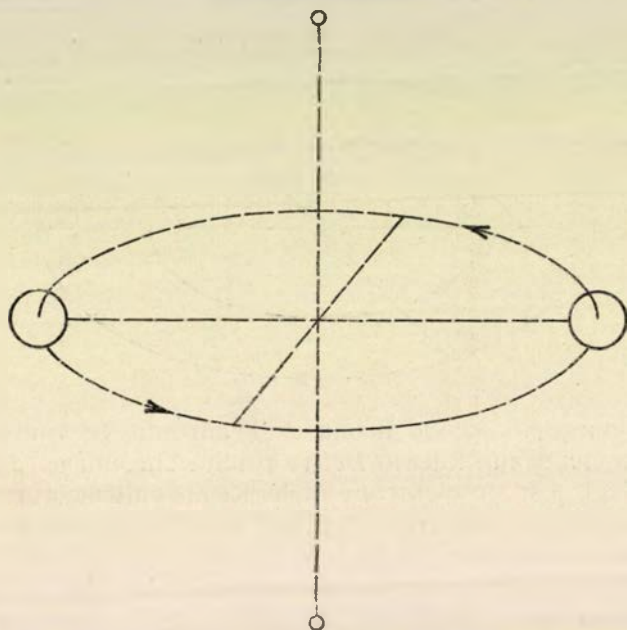
Beryllium má na zevnější straně kruhu 2 elektrony, proto jest dvojmocné, *bor* má 3 elektrony, na zevnějším kruhu, proto jest trojmocný, *uhlík* má 4 elektrony, proto jest čtyřmocný.

Kladný náboj jádra nesmí však vzbuditi v nás dojem, jakoby jádra byla snad nádržemi pouze kladné elektřiny. Jsou zjevy, které nutí nás k předpokladu, že v jádrech jsou též náboje záporné.

Při radioaktivních změnách vyzařované β -paprsky, vycházející z atomů, tedy z jader, svědčí zřejmě o záporných nábojích tam obsažených.

Ríkáme-li, že jádro má na př. náboj $+4$, značí to již souhrn všech záporných i kladných nábojů.

Obr. 28.
Molekula vodíku.



Tak lze u jádra helia předpokládati, že v jeho **jádře** jsou celkem 4 kladné náboje a 2 záporné. Souhrn jest $+4 - 2 = +2$; jeví tedy heliové jádro celkem jen 2 kladné náboje a tyto jsou opět vyrovnány dvěma kol jádra kroužícími elektrony.

Prozkoumání jader jednotlivých prvků jest jedním z nejnesnadnějších úkolů fyzikální chemie. Jediným klíčem k tomuto studiu byly dosud zjevy radioaktivné a měření spektrální, o nichž promluveno bude v dalších statích.

ŘADOVÁ ČÍSLA A ŘADOVÁ SOUSTAVA PRVKŮ.

Kdežto elektrony určují vnější vlastnosti atomu (tedy na př. valenci prvku a jeho spektrum), mají jádra význam mnohem hlubší. Určují totiž *hmotu* atomu a místo, jež prvek zaujímá v soustavě prvků.

V novější době jeví se totiž snaha odstraniti různé nesnáze, jež v soustavě periodické působí zařazování isotopů, řad radioaktivních a nepravidelnosti jevící se u dvojic jako kobalt a nikl, jod a tellur, argon a draslík, kde *nižší* atomové číslo následuje za *vyšším*.

Místo t. zv. »atomové váhy« zavádí se pro určitý prvek *číslo řadové*.

Označíme-li totiž v Mendělejevově soustavě dle dnešního jejího uspořádání (*Braunerova*) každý prvek řadovým číslem, tedy vodík $H = 1$, helium $He = 2$, lithium $Li = 3$, atd. až po uran $U = 92$, ukáže se, že řadové číslo značí přesně *náboj jádra*, jenž byl by tedy u helia $= 2$, u lithia $= 3$ atd.

Z připojené tabulky řadové soustavy uspořádané *O. Hönig-schmiedem* seznáme jak prvky za sebou dle řadových čísel následují.

SOUSTAVA PRVKŮ DLE ŘADOVÝCH ČÍSEL.

0	VIII			I		II		III		IV		V		VI		VII	
				a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b
				H													
				1													
He				Li		Be		B		C		N		O		F	
2				3		4		5		6		7		8		9	
Ne				Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl	
10				11		12		13		14		15		16		17	
Ar				K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn	
18				19		20		21		22		23		24		25	
	Fe	Co	Ni	Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br	
	26	27	28	29		30		31		32		33		34		35	
Kr				Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		—	
36				37		38		39		40		41		42		43	
	Ru	Rh	Pd	Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		J	
	44	45	46	47		48		49		50		51		52		53	
X				Cs		Ba		La	Ce	Pr	Nd	—	Sm		Eu		
54				55		56		57	58	59	60	61	62	63			
Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tu I	Ad ¹⁾	Cp ²⁾	Tu II		Ta		W		—			
64	65	66	67	68	69	70	71	72		73		74		75			
	Os	Ir	Pt		Au	Hg	Tl	Pb		Bi		Po		—			
	76	77	78		79	80	81	82		83		84		85			
Em					—	Ra	Ac	Th		Bv ³⁾		U					
86					87	88	89	90		91		92					

¹⁾ Aldebaranium (Lutecium). — ²⁾ Cassiopeum (Celtium) — ³⁾ Brevium (Uran X₂)

Především pozorujeme, že náboj prvků o menší atomové váze odpovídá téměř polovičnímu číslu atomovému. U těžších prvků však, kde atomový model stává se stále složitějším, atomová čísla se čím dále tím více odchyľují od dvojnásobného čísla řadového. Odchylka ta jeví zřejmě vztah k řadovému číslu a význam její vysvětlí se, jakmile budou propočteny atomové modely ostatních prvků.

V periodické soustavě zaujímá prvek ono místo, kolik mu dle řadového čísla přísluší nábojů v *jádře atomů*. Tedy kobalt a nikl budou mít *čísla řadová* 27 a 28, tak jak následují v periodické soustavě, ač jejich atomové váhy právě naopak by vyžadovaly, aby nikl byl zařazen v periodické soustavě před kobalt.

Podobně jest tomu i u jodu a telluru, argonu a draslíku.

Z této tabulky lze dále seznati, kolik a které prvky dosud objeveny nebyly.

Mezi cerem a tantalem nachází se skupina vzácných zemin, které mají tak podobné vlastnosti, že je nebylo lze v periodické soustavě Mendělejevově s jistotou umístiti a proto nebylo lze poznati, kde jsou prázdná místa pro nové neznámé prvky.

Z řadového čísla ceru 58 a tantalu 73 vyplývá, že mezi oba prvky náleží 14 jiných. Z těch známe pouze 12 a tudíž zbývají ještě dva neznámé prvky s vlastnostmi vzácných zemin. Jeden z těchto prvků jest asi Thullium II.

Mimo to chybí v soustavě dva homology manganu, homolog jodu a caesia.

Čísla řadová dovozena byla fysikem *Moseley-em*, který měřil *spektra röntgenová* různých prvků, z nich vyšlo na jevo, že prvkům odpovídající délky vln jsou v přímém vztahu k řadovému číslu, *nedají* se však uvést ve vztah k *atomovým vahám*.

VZTAH MEZI ŘADOVÝMI ČÍSLY A ZÁŘENÍM RADIOVÝM.

Radioaktivné záření pochází z jader a energie potřebná k vysílání různých druhů paprsků není nikterak malá.

Jak jsme již seznali, 1 gram radia vyzáří za 1 hodinu asi 132 kalorií. Jádra atomů rozpadávají se při tom a mění se v atomy jiné o menším obsahu energie.

Kladně a záporně nabitě částice, jichž záření zoveme α a β paprsky, unikajíce z jádra, odnímají mu náboje buďto kladné nebo záporné. Takto změněná jádra stanou se ovšem základem nových prvků a tím vznikají známé nám vývojové řady radioaktivných prvků, jak bylo na str. 202. pověděno.

Rutherfordovi podařilo se dokázati (1909), že z radia unikající α -částice mají dvojnásobný kladný náboj a že jsou to jádra *heliová*. Rozpadem radiového atomu vznikne tedy helium a prvek nový, jehož jádro musj býti chudší o $+2$ náboje (radiová emanace).

Jak jsme seznali, řadová čísla označují nejen místo prvku v periodické soustavě, nýbrž zároveň *kladný náboj* jádra.

Nově vzniklá radiová emanace mající o $+2$ náboje méně než radium samo, bude tedy o 2 místa v periodické soustavě *napřed*.

Vskutku také atomová váha a chemické vlastnosti odpovídají tomuto místu. Atomové číslo emanace je $(226 - 4 = 222)$ o 4 jednotky přibližně menší a svými vlastnostmi řadí se mezi prvky o dvě skupiny v levo.

Jest to zákon, vyslovený všeobecně pro všechny radioaktivně změny, vzniklé vyzařováním paprsků α , jenž byl uveden na str. 201. a 271.

Jaké poměry nastanou však vyzářením paprsků β ?

Částice β jsou nositeli záporného náboje; jsou to *elektrony*.

Úbytkem *elektronů* odpadne jádru jeden záporný náboj čili zbude celek, mající o jeden *kladný náboj více*. Prvek vzniklý po vyzáření β částice bude tedy mít *řadové číslo o jednotku vyšší*, což znamená, že se posune v periodické soustavě do nejbližší skupiny na *pravo*.

Protože *elektron* má *hmotu* tak nepatrnou, že je téměř 2000cím dílem vodíkového atomu, nezmění se hmota znatelně.

Zde vidíme nejlépe, jakou důležitost má označování prvků *řadovými čísly*.

Kdežto atomová váha radioaktivního prvku před β -zářením i po něm zůstala by tatáž, ač látky jsou rozličné, rozlišuje je *řadové číslo přesně*.

I tento zákon poznali jsme již na str. 201.; doplníme jej potud, že mimo posunutí do vyšší skupiny, nevznikají již další změny; *atomová váha* radioaktivního prvku zůstává téměř tatáž i po vyzáření *paprsků β* .

Vzniknou takto dva prvky o *téže atomové váze* čili dva *isotopy*.

Proč nedovedli jsme dosud takovéto shluky prvků téže nebo přibližně téže atomové váhy (plejády) dělit, vysvětlí nám také teorie atomové struktury.

Chemické vlastnosti rovněž i základ spekter mají své sídlo na *obvodu* atomu, v oblasti kroužicích *elektronů*. Mají-li tedy dva prvky stejná atomová *jádra*, budou mít i tentýž *počet* valenčních *elektronů*.

Potom bude spektrum, mocenství a jiné chemické i fyzikální vlastnosti velmi podobné, ne-li úplně téhož druhu. Není tedy možno dělit takových prvků běžnými chemickými nebo fyzikálními metodami. Ba často neliší se ani spektra Röntgenova.

Teprve v posledních letech bylo dosaženo jistých úspěchů t. zv. frakcionovanou difusí anebo kanálovými paprsky. (*Richards, Aston, Thomson.*)

Metoda zakládá se na zjevu, že odklon kanálových paprsků magnetickým a elektrickým polem je různý pro rozličné prvky.

F. Aston a J. J. Thomson oddělili tak metaneon od neonu, ba dokonce i chlor objeví se snad co plejáda isotopů.

Radioaktivné prvky naučily nás nejen jak jest nazíratí na vývoj prvků a jak nutno si představití atom, nýbrž i ukázaly nám rozpoltěním atomu dusíkového (viz níže »Stálost prvků«) cestu, jak možno v budoucnu rozložití i jiné prvky.

SPEKTRA JAKO POMŮCKA SEZNÁNÍ STAVBY ATOMŮ A STAVBY KRYSTALŮ.

Spektra, jež dosud byla velmi cennou pomůckou k rozeznávání prvků i jejich sloučenin, stala se v poslední době východiskem úvah i výpočtů o stavbě atomů vůbec.

Pochody, jež nastávají při vysílání *viditelného* spektra, vycházejí z obvodu atomu, tedy z oblasti elektronů.

Soudíme tak dle toho, že prvky téže skupiny (jež v podstatě mají stejné mocenství a tudíž i stejný počet vnějších elektronů) mají souhlasnou *stavbu* spekter, ač jejich jádra a atomová čísla jsou rozdílná.

Je zde tedy možna obdoba jen v uspořádání elektronů. Proto viditelné spektrum je v souvislosti s vnějšími elektrony a nikoliv s jádrem.

V obyčejných spektrech plynů byly zjištěny určité řady čar t. zv. »*serie*«, jichž délky vln vyhovují přesně matematickým rovnicím. Různé *serie* souvisí mezi sebou opět určitými vztahy.

Rovněž mají i *intensity* čar svůj význam.

Všech těchto zákonitostí bylo nejnověji použito k tomu, aby byla vypočtena energie a napjetí, jichž je třeba k vyzáření světla o určité délce vlny a ku stanovení drah, po nichž se elektrony kol jader pohybují. Vznik spekter představujeme si totiž tak, že kroužící elektron je vysunut ze své dráhy do jiné.

Energie vzniknuvší změnou dráhy elektronu způsobí zjev světelný (*spektrum emissní*).

Spotřebuje-li se však energie při změně dráhy elektronu, pohlcuje se světlo (*spektrum absorbční*); v takovém případě vrací se elektron do původní polohy.

Mimo obyčejná spektra přispěla k dalším výzkumům *spektra Röntgenova*.

Tato vznikají tak, že použije se určitého prvku, jehož *Röntgenovo* spektrum má vzniknouti, jako *antikatomy*.*) Dopadem katodových paprsků vznikne pro ten který prvek charakteristické záření, jež dává čárové spektrum s paprsky o určité délce vlny. Čím vyšší je atomová váha (řadové číslo) prvku, tím kratší je délka vlny, čili paprskům přibývá počtu kmitů s rostoucím řadovým číslem.

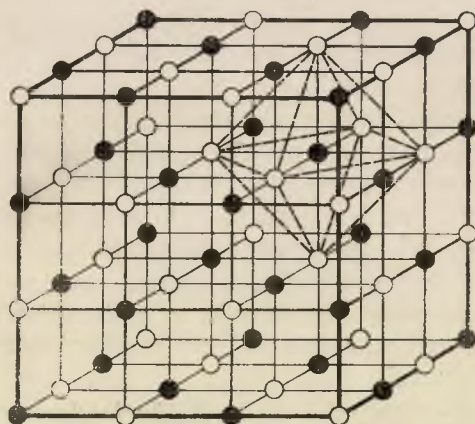
*) Antikatoda jest platinová destička, která jest postavena tak, aby se na ní soustředily katodové paprsky vycházející z kulovitě vyduté katody.

Spektra *Röntgenova* prvků téže skupiny nejsou si již podobna, jak tomu bylo u spekter obyčejných. Nemohou tedy *Röntgenova* spektra vycházeti z oblasti vnějších elektronů. Vznik jejich nutno položit blíže k jádrům, ne-li přímo v jádra sama. Spektra tato jsou tedy pro badatele vyšetřujícího atomové modely svrchovaně důležitá.

Röntgenovými paprsky bylo umožněno objeviti i stavbu krystalů. Ukázalo se, že krystaly jsou vlastně *obrovité molekuly*, jichž stavebními kameny jsou atomy nebo iony.

Obráz 29. znázorňuje strukturu krystalu chloridu sodného. Jsou tu atomy sodíku a atomy chloru, uspořádané střídavě jakoby na hra-

Obr. 29.



nách *krychliček*. (Bílé kroužky značí atomy sodíku, černé kroužky atomy chloru.)

U uhličitanu vápenatého je atom vápníku a ion CO_3^{--} . Skupina CO_3 skládá se opět z centrálně položeného uhlíku, kolem něhož se skupeny jsou 3 atomy kyslíku. Poněvadž atom vápníku je menší než ion CO_3 , vzniká místo krychličky útvar *kosý* známý z klencových hlatí vápence islandského.

Krystal takto uspořádaný tvoří jakousi *bodovou mřížku* optickou o nezměrně malých světlostech. Toho použil *Laue* k změření délky vln *Röntgenových* paprsků, jež jest tak nepatrná, že žádná jiná mřížka, obvyklým způsobem zhotovená k měření tak nepatrné délky vlny nestačí.

Od těch dob prokázaly nám *Röntgenovy* paprsky neocenitelných služeb. Zjištěno na př. že i jednotlivé atomy v krystalech chovají se jako *iony*, třeba krystal byl tuhým tvarem (*Debye a Scherer*).

Byla určena dále stavba *démantu*, čímž byla skvěle potvrzena teorie o *tetraedrické* struktuře sloučenin uhlíku, jak si ji představujeme v ústrojně chemii řady mastné.

U *tuhy* byla zase shledána stavba *šestiuhelníková*, kde dva šesti-uhelníky ležící nad sebou jsou na rozích spojeny. Jest tedy tuha opět jakýmsi prototypem sloučenin cyklických.

Uhlík amorfnní není od *tuhy* podstatně rozdílný, jest to vlastně mikrokrystallická tuha.

STÁLOST PRVKŮ.

Atomy prvků, nehledě k radioaktivním prvkům, jsou prakticky nezměnitelné a pokusy je rozložití nebo z jiných hmot nám dosažitelnými silami vyrobti určité prvky, dosud ztroskotaly.

Nepodařilo se prozatím ani u prvků radioaktivních vykonávati nějakého vlivu na rozklad a záření, nedovedeme je ani vyvolati nebo zastaviti nám danými prostředky, hlubokými nebo vysokými teplotami, ani elektrickou energií.

Jestliže bychom chtěli samovolně se nerozpadávající prvky na př. stříbro, přeměnit v jiný prvek, museli bychom použiti 100.000-krát větší teploty a napjetí elektřiny než je nám to dosavadními pomůckami možno. Ale i kdyby to bylo možno, výlohy změny, na př. mědi ve zlato, byly by nepoměrně vysoké.

Že však možnost ohromné koncentrace energie není vyloučena, dokazují nám α -paprsky, vycházející z radioaktivních prvků, které se pohybují rychlostí více jak 10^9 cm v jedné vteřině, a vyvozují velikou tepelnou energii.

Pomocí těchto paprsků bylo *Rutherfordovi* možno rozpoltiti jádro atomu dusíkového.

Rutherford zjistil totiž při studiu paprsků α přesnými pokusy, že dusík, na nějž narazily paprsky α , vysílá částičky, jejichž rychlost a doběh byly mnohem větší než rychlost atomů heliových a shledal, že svědčí vodíku.*)

*) *Rutherford* konal r. 1911 pokusy s paprsky α (heliové jádro) a sledoval, jak pronikají hmotou. Ze zjevů, jež pozoroval, soudil, že jádra u porovnání s celým atomem musí míti poměrně malý objem. Částice α je tak nepatrná, že může proletěti atomem t. j. mezi jádrem a elektrony, kroužícími kolem něho, aniž by atom nějak porušila. Vraží-li však přece do jádra, t. j. narazí-li jádro heliové na jádro jiného atomu, na př. na jádro vodíkové (jak tomu bylo při pokusech *Rutherfordových*), udělí mu určitou rychlost.

Jádro heliové má čtyřikrát větší hmotu než jádro vodíkové, proto rychlost vodíkového jádra bude čtyřikrát větší a toto poletí čtyřikrát rychleji než částice α . Vodíková částice, nebo jak byly zvány paprsky *H*, musely by podle toho míti čtyřikrát větší pronikavost než paprsky α .

Tyto teoretické úvahy byly 1914 pokusem skutečně potvrzeny.

Zmíněné vodíkové částice byly totiž později pozorovány i u látek vodík vůbec neobsahujících.

Proto vyšetřoval *Rutherford* tuto podivnou okolnost a shledal, že i emance radiová vydává takové vodíkové částice veliké pronikavosti, nebo jak říkáme s velkým doběhem,

Jádro dusíkové jest tudíž pravděpodobně složeno ze 3 jader heliových a ze dvou jader vodíkových.

Tím podán byl nejen důkaz, že atom skládá se z ještě menších částí, ale proveden také poprvé rozklad atomu a prvku.

Ačkoliv tento nález jest dosud ojedinělým, jest možno, že se podaří podobným způsobem, ne-li všechny, tedy aspoň mnohé prvky rozložit, buď si působením α -, β - nebo γ - paprsků nebo i Röntgenových paprsků.

Nejnověji dokazuje fysik *Lenz*, že i heliové jádro jest složeno ze čtyř jader vodíkových.

Jest otázka, zda na základě dosavadních výzkumů máme pojmy atomu a prvku podržeti, když nerozlučitelnost nebo neproměnlivost jejich jest již vyvrácena.

Jak jsme již seznali, dovedeme vyrobti z látek složitějších chemickými pochody jednotné látky (individua) a z nich fysikálními a chemickými pochody látky, které nazýváme látkami základními (látky nižšího řádu oproti látkám vyššího řádu).

Abychom umožnili praktické a systematické rozdělení látek vůbec, jest nutno prvky jako takové ponechati dosud v platnosti, bez ohledu na to, že mohou býti rozloženy v látky jednodušší, ještě nižšího řádu.

Jsme proto nuceni při roztržidění látek zastaviti se zatím u prvků, neboť žádnými chemickými činidly, ani dosud nám známými teplotami a elektrickými silami nedovedli jsme je dále rozložit.

Ani nejprudšími výbuchy jako třaskavého plynu nebo azidu stříbra, nebylo lze postřehnouti nejmenšího rozkladu prvku.

I při teplotě 6000° až 12000°, která dle zjištění panuje na stálících, nebylo lze pozorovati nějakého rozkladu prvků na nich se nalézajících.

Nutno tudíž atomy prvků označiti jako nejmenší částčky hmoty, prozatím nedělitelné.

Nezbývalo jiného vysvětlení, než že pocházejí z okolního vzduchu a to z dusíku v něm obsaženého. Vskutku bylo potom dosaženo daleko lepších výsledků z prostředí čistého dusíku.

Když později stejné pokusy s kyslíkem a uhlíkem se nepodařily, bylo zjevno, že tyto atomy neobsahují částic vodíkových.

Z atomových vah těchto prvků a z dříve podaných úvah o stavbě atomů snadno si vysvětlíme tyto nálezy.

Kyslík o atomové váze 16 a uhlík o atomové váze 12 sestávají pouze z jader o hmotě 4; kyslík ze čtyř a uhlík ze tří, což dává $4 \times 4 = 16$ a $3 \times 4 = 12$, přesně atomová čísla kyslíku a uhlíku.

Dusík, mající atomovou váhu 14, nemůže býti složen pouze z jader heliových, nýbrž skládá se ze tří jader heliových ($3 \times 4 = 12$) a ze dvou jader vodíkových o hmotě 1 (tudíž $12 + 2 = 14$), neboť prvek o hmotě jádra 2 neznáme.

Jádro o hmotě 1 má pouze vodík a proto lze tedy z dusíku vypuditi vodíkové částice, z kyslíku a uhlíku nikoli.

Potvrzuje se posléze dávná domněnka anglického lékaře Prouta, že atomy různých prvků by mohly býti složeny z vodíkových atomů,

TABULKA ATOMOVÝCH VAH.

Antimon	Sb	120,2	Neon	Ne	20,2
Argon	Ar	39,9	Nikl	Ni	58,68
Arsen	As	74,96	Niob	Nb	93,5
Baryum	Ba	137,37	Niton ⁴⁾	Nt	222,4
Beryllium ¹⁾	Be	9,1	Olovo	Pb	207,20
Bor	B	10,9	Osmium	Os	190,9
Brom	Br	79,92	Palladium	Pd	106,7
Caesium	Cs	132,81	Platina	Pt	195,2
Cerium	Ce	140,25	Praseodym	Pr	140,9
Cín	Sn	118,7	Radium	Ra	226,0
Colombium	Cb	93,1	Rhodium	Rh	102,9
Draslík ²⁾	K	39,10	Rtuf	Hg	200,6
Dusík ³⁾	N	14,008	Rubidium	Rb	85,45
Dysprosium	Dy	162,5	Ruthenium	Ru	101,7
Erbium	Er	167,7	Samarium	Sm	150,4
Europium	Eu	152,0	Selen	Se	79,2
Fluor	F	19,0	Síra	S	30,06
Fosfor	P	31,04	Skandium	Sc	45,1
Gadolinium	Gd	157,3	Sodík	Na	23,00
Gallium	Ga	70,1	Stroncium	Sr	87,63
Germanium	Ge	72,5	Stříbro	Ag	107,88
Helium	He	4,00	Tantal	Ta	181,5
Hliník	Al	27,1	Tellur	Te	127,5
Holmium	Ho	163,5	Terbium	Tb	159,2
Hořčík	Mg	24,32	Thallium	Tl	204,0
Chlor	Cl	35,46	Thorium	Th	232,15
Chrom	Cr	52,0	Thulium	Tu	168,5
Indium	In	114,8	Titan	Ti	48,1
Iridium	Ir	193,1	Uhlík	C	12,005
Jod	J	126,92	Uran	U	238,2
Kadmium	Cd	112,40	Vanad	V	51,0
Kobalt	Co	58,97	Vápník	Ca	40,07
Krypton	Kr	82,92	Vismut	Bi	208,0
Křemík	Si	28,3	Vodík	H	1,008
Kyslík	O	16,00	Wolfram	W	184,0
Lanthan	La	139,0	Xenon	X	130,2
Lithium	Li	6,94	Ytterbium ⁵⁾	Yb	173,5
Lutetium	Lu	175,00	Yttrium	Y	89,33
Mangan	Mn	54,93	Zinek	Zn	65,37
Měď	Cu	63,57	Zirkonium	Zr	90,6
Molybden	Mo	96,0	Zlato	Au	197,2
Neodym	Nd	144,3	Železo	Fe	55,84

¹⁾ Francouzky: glucinium.²⁾ " : potassium.³⁾ " : azote.⁴⁾ Emanace radiová.⁵⁾ Neoytterbium.

UKAZATEL VĚCNÝ.

- Absolutní bod mrazu 15.
 Absorpce plynů 41.
 Adsorpce 128.
 Aethiops martialis 251.
 Affinita chemická 22.
 Achat 140.
 Achesonův grafit 128.
 Aktinium 200, 202.
 Alabastr 290.
 Akkumulátory 225.
 Albit 213.
 Aldebaranium 281.
 Algarotův prášek 123.
 Allotropie 31, 147.
 Alpaka 176.
 Aluminiothermie 210.
 Aluminit 212.
 Aluminium 209.
 Alunit 212.
 Amalgamace 182.
 Amalgamy 206.
 Amethyst 140.
 Amfibol 186.
 Amidosulfonan draselný 92.
 Ammoniak 57.
 Ammoniakáty 59.
 Ammoniaková soda 166.
 Ammoniakové sloučeniny platinové 262.
 Ammonium 59, 172.
 Analcim 214.
 Analýza vzduchu 75.
 Anatas 226.
 Anglesit 222.
 Anglická červeň 250.
 Aniony 65.
 Anoda 65.
 Anthracit 129.
 Antichlor 88.
 Antikatoda 284.
 Antimon 120.
 Antimon třaskavý 120.
 Antimonit 120, 122.
 Antimonovodík 122.
 Apatit 108, 191.
 Aquadag 128.
 Aquamarin 202.
 Aragonit 191.
 Argentan 176.
 Argentit 179, 181.
 Argentokyanid draselný 253.
 Argyrit 103.
 Argyrodit 144.
 Argon 73.
 Arsen 114.
 Arsenopyrit 114.
 Arsenovodík 116.
 Arsin 116.
 Asbest, osinek 141, 186.
 Asbest platinovaný 261.
 Atomová čísla 7.
 Atomová čísla, stanovení 18.
 Atomová teorie 8.
 Atomová váha 9.
 Atomové teplo 18.
 Atomové váhy, tabulka 288.
 Atomy 8.
 Auerova žárová tělíska 217.
 Auerův kov 216.
 Augit 141, 186.
 Auripigment 114, 118.
 Autoxydace 30.
 Avanturin 140.
 Avanturinové sklo 193.
 Avogadrův zákon 19.
 Azidy 56.
 Azoimid 56.
 Azote (dusík) 288.

- Azurit 174, 178.
 Baryt 197.
 Barytová voda 198.
 Baryum 197.
 Bauxit 211.
 Bauxitové kameny 214.
 Benátská červeň 250.
 Berlínská modř 252.
 Berthelot 3.
 Bertholletovo třask. stříbro 181.
 Beryll 141, 202.
 Beryllium 202.
 Bessemerování 246.
 Běloba olověná 224.
 Běloba stálá 198.
 Běloba zinková 204.
 Bílá magnésie 186.
 Biskvit 213.
 Bismutin 230.
 Blanc fixe 198.
 Blejno zinkové 205.
 Bleu celeste 259.
 Bod tání 11.
 Bod tuhnutí 11.
 Bod varu 11, 38.
 Bod zvratu 147.
 Bohrův model 277.
 Bor 124.
 Boracit 124.
 Borax 124, 165.
 Bornit 174.
 Borodusík 124, 126.
 Borofluoridy 126.
 Borokalcit 124.
 Boronatrokalcit 124.
 Borovodík 125.
 Bournonit 120.
 Braunit 239, 240, 241.
 Brevium 281.
 Britania kov 220.
 Brom 101.
 Bromová voda 102.
 Bromovodík 102.
 Bronz antická 175.
 Bronz fosforová 175.
 Bronz hliníková 176, 211.
 Bronz křemíková 175.
 Bronz manganová 176.
 Bronz moderní 175.
 Bronzové barvy 176.
 Bronzy wolframové 237.
 Brookit 226.
 Brunšvická zeleň 178.
 Bunsenův kahan 29.
 Burel 239, 240.
 Caesium 171.
 Calcium 281.
 Caliche 163.
 Canfieldit 144.
 Caput mortuum 250.
 Cassiopeum 281.
 Celcium 281.
 Cementit 248.
 Cement Sorellův 186.
 Cementová ocel 248.
 Cementování železa 248.
 Cementy 193.
 Cer 216.
 Cerrussit 222.
 Cihly 213.
 Cín Banka 219.
 Cinobr 206.
 Cínovec 219.
 Cinnabarit 206.
 Citrin 140.
 Cleveit 173, 238.
 Coelestin 196.
 Colombium 288.
 Columbit 229.
 Crookesit 92.
 Cuiivre poli 176.
 Cukr olověný 224.
 Cyamelid 136.
 Čerň palladiová 177.
 Čerň platinová 175.
 Čerň železná 251.
 Červeň chromová 235.
 Čínské stříbro 176.
 Čištění plynů 33.
 Čpavková voda 59.
 Daniellův kohout 36.
 Davyův kahan hornický 30.
 Dávivý vinný kámen 121.
 Dehet 137.

- Delta kov 176.
 Démant 127, 285.
 Desoxydace 35.
 Destilace 11, 38.
 Destilační přístroj 13.
 Destilovaná voda 38.
 Devardova slitina 58.
 Dewarovy nádoby 74.
 Dělovina 175.
 Dialysa 148.
 Diamid 57.
 Diaspor 211.
 Diffuse 145.
 Dikyan 135.
 Dioplas 141, 178.
 Dissociace 148.
 Dissociace elektrolytická 64.
 Dissociační teplota 148.
 Dolomit 127, 184, 186.
 Döbereinerovo rozžehadlo 261.
 Draslík 167.
 Draslo žravé 168.
 Drumondovo světlo 303.
 Dulong-Petitovo pravidlo 18.
 Dumasova metoda stanovení
 hutnot par 16.
 Durana-kov 176.
 Dusík 46.
 Dusík, rozštěpení atomu 286.
 Dusíkaté vápno 188.
 Dysprosium 216.
 Ebullioskopická metoda 17.
 Elektrit 211.
 Elektrolyt 64.
 Elektrolyty amfoterní 215.
 Elektrolytická dissociace 64.
 Elektrolysa 66.
 Elektron 277, 283.
 Elektroocel 248.
 Elektroosmosa 146.
 Emanace thoria 282.
 Emanace zářící 201.
 Emanium 200.
 Empirické vzorce 10.
 Enantiotropie 147.
 Endotermické reakce 15.
 Energie 14.
 Erbium 216.
 Erg 16.
 Eudiometrické metody 76.
 Euchlorin 99.
 Eukairit 92.
 Euklas 202.
 Europium 216.
 Eutektické slitiny 159.
 Euxenit 229.
 Exotermické reakce 15.
 Fase 152, 273.
 Fayance 213.
 Fenakit 141, 202.
 Ferrikyanid draselný 252.
 Ferrit 248.
 Ferroaluminium 211.
 Ferrochrom 248.
 Ferrokyanid draselný 252.
 Ferromangan 239, 246, 248.
 Fischerova sůl 259.
 Fluor 106.
 Fluorit 106.
 Fluorokřemičitany 144.
 Fluorovodík 107.
 Formule chemické empirické 10.
 Formule koordinační 23.
 Formule strukturní či konstituční
 22.
 Forsterit 186.
 Fosfam 114.
 Fosfamid 114.
 Fosfidy 109.
 Fosfin 113.
 Fosfity 110.
 Fosfomolybdenany 161, 236.
 Fosfor 108.
 Fosforit 108, 191.
 Fosforová sůl 165.
 Fosforovodík 113.
 Fosfowolframany 237.
 Fosgen 135.
 Fumaroly 125.
 Gadolinit 202, 217.
 Gadolinium 216.
 Galenit 222.
 Gallium 217.
 Garnierit 256.

- Gay-Lussacova věž 82.
 Gay-Lussacův zákon 13.
 Generátorový plyn 138.
 Germanium 144.
 Gersdorfit NiAsS 256.
 Glauberova sůl 164.
 Gloverova věž 82.
 Glucinium (beryllium) 288.
 Grafit 127. 243.
 Grafitová kyselina 127.
 Graham 145.
 Grammion 65.
 Grammolekula 65.
 Granát 141.
 Grenochit 206.
 Guano 191, 196.
 Guanofosfat 195.
 Guignetova zeleň 233.
 Haematit 243, 250.
 Hausmannit 239, 241.
 Halové prvky 93.
 Helium 73.
 Hemimorfit 203.
 Heteromorfie 147.
 Hliník 209.
 Hliník tvrdý 211.
 Hlinka infusorní 141.
 Hlíny 213.
 Hnědel 243, 250.
 Hnojiva fosforečná 194.
 Holmium 216.
 Horská modř 177.
 Hořčík 184.
 Hoření 28.
 Hořká sůl 186.
 Houba palladiová 177.
 Houba platinová 175.
 Hránění 39.
 Hustota kritická 13.
 Hustota par, stanovení 16.
 Hyacint 227.
 Hydráty 41.
 Hydrargyllit 211.
 Hydrazin 57.
 Hydrogely 146.
 Hydrogenisace 35.
 Hydrolysa 67.
 Hydrosiřičitany 80.
 Hydrosoly 146.
 Hydrosulfity 80.
 Hydrování 256.
 Hydroxydy 62.
 Hydroxyl 62.
 Hydroxylamin 60.
 Hyperol 44.
 Hypofosfity 110.
 Hyponitrity 49.
 Chalcedon 140.
 Chalkopyrit 174.
 Chalkosin 176.
 Chameleon minerální 159.
 Chemická rovnováha 150.
 Chemické názvosloví 10, 23.
 Chemické rovnice 11.
 Chemické vzorce 10.
 Chemoluminiscence 108.
 Chladicí stroje 133.
 Chloantit 256.
 Chlor 93.
 Chloráty 99.
 Chlorid uhličitý 135.
 Chloristany 100.
 Chlorociničitany 221.
 Chlorodusík 101.
 Chlorová voda 94.
 Chlorové vápno 97.
 Chlorovodík 95.
 Christoffle 176.
 Chrom 231.
 Chromany 161. 234
 Chromit 231.
 Chromová červeň 161.
 Chromová žluť 161.
 Chrysoberyll 202.
 Chrysokoll 178.
 Chrysopras 140.
 Ilmenit 226.
 Imidosulfonan draselný 92.
 Indikatory 63, 70.
 Indium 218.
 Infusoriová hlinka 141.
 Ionium 202.
 Iony 64.
 Iridium 263.

- Isomorfie 148.
 Isotonické roztoky 188.
 Isotopy 179, 283.
 Jamesonit 120.
 Jargon 227.
 Jasnorudek 179.
 Jádro atomové 277.
 Játra sirná 190.
 Jaspis 140.
 Jod 103.
 Jododusík 106.
 Jodová tinktura 104.
 Jodoškrob 104.
 Jodovodík 104.
 Kadmium 205.
 Kainit 168, 185.
 Kalait 212.
 Kalamíny 203.
 Kalcinovaná soda 166.
 Kalcit 131.
 Kalcium 127.
 Kalciumamid 187.
 Kalciumcyanamid 188.
 Kalciumhydrid 187.
 Kalení 246.
 Kalium 167.
 Kalomel 207.
 Kalorie 15.
 Kalorimetr 14, 16.
 Kámen lazurový 215.
 Kámen vřidelný viz aragonit.
 Kamenná sůl 93, 163.
 Kamenec caesný 212.
 Kamenec hlinito-draselný 160.
 Kamenec chromito-draselný 160.
 Kamenec kubický 212.
 Kamenec pálený 212.
 Kamenec rubidný 212.
 Kamenec římský 212.
 Kamenec železito-draselný 163.
 Kamenina 213.
 Kanálové paprsky 200.
 Kaolin 213.
 Karbaminan ammonný 172.
 Karbazotsilicium 143.
 Karbidy 129.
 Karbonylchlorid 135.
 Karbonylsulfid 134.
 Karborundum 143.
 Karnallit 93, 168, 184, 185.
 Karneol 140.
 Kassiterit 219.
 Kataforesa 146.
 Katalysa 28.
 Katalysátory 28.
 Kationy 65.
 Katoda 65.
 Katodové paprsky 200.
 Kazivec 106, 189.
 Kelímková ocel 248.
 Kelímky 214.
 Kermes minerální 122.
 Kieserit 184, 186.
 Kippův přístroj 33.
 Klejt 179.
 Klouzek čili mastek 186.
 Kobalt 156.
 Kobaltaminové sloučeniny 260.
 Kobaltikyanid draselný 254, 260.
 Kobaltokyanid draselný 260.
 Kobaltin 257.
 Kobaltinitrit sodný 254, 259.
 Kobaltové sklo 258.
 Kok 128.
 Kolemanit 124.
 Kolkotar 86, 250.
 Kollargol 180.
 Kolloidní olovo 223.
 Kolloidní stříbro 180.
 Kolloidní zlato 183.
 Kolloidy 145.
 Komplexní soli 253.
 Komory olověné 82.
 Konchoit 192.
 Konstantan 176.
 Konstituční formule 22.
 Kontaktní látky 28.
 Konverse 169.
 Konvertor 247.
 Koordinace 22.
 Koproolithy 195.
 Kopt 128.
 Korund 211.
 Kostní moučka 196.

- Kovy 24, 159.
 Kovy lehké 159.
 Kovy těžké 159.
 Kraurit 251.
 Královská lučavka 96.
 Krevel 243.
 Krevní sůl červená.
 Krevní sůl žlutá.
 Kryolith 106, 209.
 Kryoskopická metoda 17.
 Krypton 73.
 Krystalisace 39.
 Krystalloidy 145.
 Krystallová voda 41.
 Křemen 140.
 Křemík 140.
 Křemíkovodík 149.
 Křišťál 140.
 Kuprit 174.
 Kuprokyanid draselný 254.
 Kyan 135.
 Kyanatá kyselina 136.
 Kyanomolybdenany 236.
 Kyanovodík 136.
 Kyanurová kyselina 137.
 Kyseliny 61.
 Kysličníky 159.
 Kysličníky a kyseliny
 antimonu 120.
 Kysličníky a kyseliny
 arsenu 114.
 Kysličníky a kyseliny boru 124.
 Kysličníky a kyseliny
 dusíku 47.
 Kysličníky a kyseliny
 fosforu 110.
 Kysličníky a kyseliny
 chloru 97.
 Kysličníky a kyseliny
 křemíku 140.
 Kysličníky a kyseliny
 síry 78.
 Kysličníky a kyseliny
 uhlíku 129.
 Kyslík 26.
 Kyz cínový 219.
 Kyz kobaltový 257.
 Kyz magnetový 243.
 Kyz měděný 174.
 Kyz železný 243, 251.
 Lahve Dewarovy 74.
 Lahve Weinholdovy 74.
 Lakmus 63.
 Lanthan 216.
 Laurit 263.
 Ledek čilský 163.
 Ledek draselný 169.
 Ledek kubický 163.
 Ledek prismatický 169.
 Ledek sodný 163.
 Ledotvorné přístroje 133.
 Lech měděný 174.
 Lepidolith 171.
 Leptací inkousty 107.
 Leštěnec kobaltový 257.
 Leštěnec olověný 222.
 Leštěnec stříbrný 179.
 Leštěnec vizmutový 231.
 Limonit 243, 250.
 Liteřina 223.
 Lithium 171.
 Lithopon 205.
 Litina bílá 245.
 Litina šedá 245.
 Louh draselný 168.
 Louh Javelský 168.
 Louh Labarraqueův 164.
 Louh mateční 40.
 Louh sodný 162.
 Ložiskový kov 211, 220.
 Lučavka královská 96.
 Lutetium 216, 281.
 Magisterium bismuti 231.
 Magnalium 185, 211.
 Magnesie bílá 186.
 Magnesie pálená 185.
 Magnesit 184, 186.
 Magnesium 184.
 Magnetit 251.
 Magnetovec 243.
 Majolika 213.
 Malachit 174, 178.
 Malta hydraulická 188.
 Malta vzdušná 188.

- Mangan 239.
 Manganit 239, 240.
 Marianské sklo 190.
 Marshit 103.
 Martensit 249.
Marshova zkouška 117.
 Mastek 141, 186.
 Máslo antimonové 123.
 Máslo cínové 221.
 Máslo vizmutové 231.
 Melassové výpalky 170.
 Mellitová kyselina 127.
 Mellon 208.
 Mesothorium 202.
 Metallografie 249.
 Metastabilní stav vody 39.
 Meyerova metoda stanovení hut-
 noty par 17.
 Měď 174.
 Měď cementová 175.
 Měď elektrolytická 175.
 Měkčení vody 42.
 Měrné teplo 15.
 Minerální vody 41.
 Minium 225.
 Míšeň niklová 259.
 Mléko vápenné 187.
 Mocenství prvků 22.
 Mohrova sůl 249.
 Mol 10.
 Molekula 8.
 Molekulární koncentrace 13.
 Molekulární váha, stanovení 16.
 Molekulární stříbro 180.
 Molekulární teplo rozpouštěcí 39.
 Molekulární teplo výparné 38.
 Molybden 235.
 Molybdenit 235.
 Monazit 216, 217.
 Monazitový písek 216.
 Monotropie 147.
 Mořská pěna 142, 186.
 Mosaz 175.
 Mottramit 228.
 Moučka arsenová 114.
 Mramor 191.
 Musivné zlato 164.
 Nagyagit 182.
 Natrium 161.
 Natriumamid 59.
 Natrolith 214.
 Natron žiravý 162.
 Natronové vápno 188.
 Nauka o koordinaci 22.
 Názvosloví chemické 23.
 Neelektrolyty 66.
 Nekovy 24.
 Neodym 216.
 Neon 73.
 Neoytterbium 216, 288.
 Nesslerovo činidlo 208.
 Neutralisace 69.
 Nikelin 176.
 Nikl 256.
 Niklorudek 256.
 Niklová ocel 248, 256.
 Niob 229.
 Niobit 229.
 Niton (emanace radiová) 288.
 Nitridy 47.
 Nitrifikační bakterie 55.
 Nitrilosulfonan sodný 92.
 Nitrity 50.
 Nitroprusid sodný 253.
 Nitroska 83.
 Nitrosylchlorid 97.
 Norvéžský ledek 191.
 Ocel 246.
 Ocelek 246.
 Odhánění 179.
 Odkysličování 35.
 Odpařování 12.
 Oildag 128.
 Okkluse 36.
 Okr vizmutový 230.
 Okysličovadla 154.
 Okysličování 27.
 Oleum 86.
 Oligoklas 142.
 Olivín 141, 184, 186.
 Olovo 222.
 Olovo isotopní 202.
 Olovo rohové 224.
 Olovo tvrdé 223.

- Opál 140.
 Orangit 217.
 Orthoklas 142, 213.
 Ortizon 44.
 Osmiiridium 263.
 Osmium 264.
 Osmotický tlak 12.
 Oxydace 27, 154.
 Oxyolith 27.
 Oxysulfid uhlíku 134.
 Ozon 30.
 Ozonisátor 30.
 Pakfong 176.
 Paliva plynná 137.
 Palladiová čerň 265.
 Palladiová houba 265.
 Palladium 265.
 Palladium koloidní 265.
 Parakyan 135.
 Parkesování 180.
 Pařížská modř 252.
 Passivita kovů 55.
 Pattinování 180.
 Pájka klempířská 220, 223.
 Pálená magnésie 185.
 Pekelný kamínek 181.
 Perborax 165.
 Perboritan sodný 126, 165.
 Perhydrit 44.
 Perhydrol 44.
 Perchloráty 100.
 Periody 177.
 Perlit 249.
 Permutit 42, 214.
 Peroxyd vodíku 44.
 Peroxydy 24.
 Peruhličitaný 133.
 Pinkova sůl 221.
 Plamen 29.
 Platina 260.
 Platina koloidní 261.
 Platinokyanidy 262.
 Platinová čerň 261.
 Platinová houba 261.
 Platinové rudy 260, 261.
 Plejady 179.
 Plísta měděná 179.
 Plyn třaskavý 36.
 Plynná paliva 137.
 Plynojem 34.
 Plynopudné přístroje 33.
 Plyny 12.
 Plyny, jímání 34.
 Podvojně soli 253.
 Pohlcování plynů 41.
 Polianit 239.
 Poloelektrolyty 66.
 Polonium 200.
 Polybasit 179.
 Polymerie 109.
 Polymerisace 21, 148.
 Polymorfie 147.
 Pompejanská červeň 250.
 Potassium (draslík) 288.
 Porculán 213.
 Prach střelný 170.
 Praseodym 216.
 Pravidlo fasí Gibsovo 152.
 Precipitát 196.
 Procentové složení, výpočet ze vzorce 11.
 Proustit 179.
 Prvky 6.
 Přechovávání plynů 34.
 Příbuznost chemická 21.
 Přírozená soustava prvků 261.
 Přístroje ledotvorné 133.
 Psilomelan 241.
 Puddlování 246.
 Purpur Cassiův 184.
 Puzzolany 193.
 Pyrargyrit 120, 179.
 Pyrit 81, 251.
 Pyroforý 29.
 Pyrolusit 239, 240.
 Pyrometr 14.
 Pyromorfit 108, 222.
 Pyrostibit 120, 122.
 Radikál kyselin 62.
 Radioaktinium 202.
 Radioaktivita 200, 201.
 Radioaktivné látky 200.
 Radioaktivní thorium 202.
 Radioolovo 200.

- Radiová emanace 201.
 Radiové záření 282.
 Radium 199.
 Reakce analytické 5.
 Reakce endothermické 15.
 Reakce exothermické 15.
 Reakce chemické 5.
 Reakce jednosměrné 43.
 Reakce rozkladné 6.
 Reakce sdružené 44.
 Reakce skladné 5.
 Reakce syntetické 5.
 Reakce unimolekulární 150.
 Reakce vícemolekulární 150.
 Reakce vytěšňovací, náhradní či substituční 43.
 Reakce zvrtné 43.
 Reakční rychlosti 149.
 Realgar 114, 118.
 Redukce 35, 156.
 Redukovadla 35.
 Retortové uhlí 128.
 Rez 243. ✕
 Rhodium 263.
 Rinmannova zeleň 204, 258.
 Rohové stříbro 181.
 Rongalit 80.
 Roseův kov 205, 230.
 Rovnice chemické 10.
 Rovnováha chemická 150.
 Roscoelit 228.
 Rozklad podvojný 43.
 Rozpouštěcí teplo 40.
 Rozpustnost 39.
 Rozpustnost plynů 41.
 Roztoky isotonické 18.
 Roztok nasycený 39.
 Roztok nenasycený 39.
 Roztok přesycený 40.
 Röntgenovy paprsky 201.
 Röntgenova spektra 282, 284.
 Rtuť 206.
 Rubidium 171.
 Rubín 211.
 Rubín arsenový 118.
 Rumělka 206.
 Ruthenium 263.
 Rutil 226.
 Rychlosti reakční 149.
 Řadová čísla 280.
 Řadová soustava prvků 280.
 Sádra 190.
 Sádra pálená 190.
 Sádrová voda 190.
 Sádrovec 190.
 Safír 211.
 Safflorit 257.
 Salmiak 172.
 Salpetr 169.
 Samarium 216.
 Santorin 193.
 Sassolin 124.
 Saze 128.
 Selen 92.
 Senarmontit 120, 121.
 Serie 284.
 Serpentin 186.
 Sfalerit 203, 205.
 Scheelit 237.
 Scheelova zeleň 179.
 Schlippeova sůl 123.
 Schönit 185, 186.
 Siderit 243.
 Sidotova clona 205.
 Silany 142.
 Silicium 139.
 Silikáty viz křemičitany.
 Siloxikon 143.
 Silundum 143.
 Síla kyselin a zásad 70.
 Síra 76.
 Sirky 109.
 Sirná játra 165.
 Sirné mléko 77, 91.
 Sirný květ 78.
 Síromolybdenany 236.
 Síroplatičitany 262.
 Sírouhličitany 134.
 Sírouhlík 134.
 Sírovodík 89.
 Sírovodíková voda 90.
 Skalice bílá 205.
 Skalice modrá 178.
 Skalice niklová 257.

- Skalice zelená 249.
 Skandium 216.
 Skla 192.
 Sklo antimonové 122.
 Sklo arsenové bílé 114.
 Sklo arsenové červené 118.
 Sklo arsenové žluté 119.
 Sklo avanturinové 193.
 Sklo boraxové 165.
 Sklo borosilikátové 192.
 Sklo flintové 193.
 Sklo jenské 193.
 Sklo kobaltové 258.
 Sklo marianské 190.
 Sklo mléčné 221.
 Sklo vodní draselné 171.
 Sklo vodní sodné 166.
 Skupenství 11.
 Slída 141, 213.
 Slitina eutektická 159.
 Slitiny 159.
 Sloučeniny 6.
 Slučivost chemická 22.
 Slučovací čísla 7.
 Slučovací teplo 16.
 Smalt 259.
 Smaragd 141, 202.
 Směsi zimotvorné 40.
 Smithsonian 203, 205.
 Smolná ruda uranová 199, 238.
 Smyrek 211.
 Soda 165.
 Sodík 161.
 Soli 61.
 Solvayova soda 166.
 Sorelův cement 186.
 Soustava heterogenní 8, 152.
 Soustava homogenní 8, 152.
 Soustava prvků přirozená 267, 268.
 Soustava prvků řadová 280.
 Specifické teplo 15.
 Spektra 284.
 Spodiový superfosfát 195.
 Spodium 128.
 Staniol 219.
 Stanovení hutnoty plynů a par 17.
 Stanovení čísel atomových 18.
 Stanovení vah molekulárných 16.
 Stassfurtské soli 168.
 Stavba atomů 284.
 Stavba krystalů 284.
 Stálost prvků 287.
 Stechiometrie 6.
 Stellit 258.
 Stibin 122.
 Strass 193.
 Strengit 251.
 Stroncianit 196.
 Stroncium 196.
 Strukturné formule 22.
 Stříbro 179.
 Stříbro čínské 176.
 Stříbro nové 176.
 Stříbro rohové 181.
 Stříbro třaskavé 137, 181.
 Sublimace 12.
 Sublimát 207.
 Substituce 43.
 Sulfhydráty 90.
 Sulfity 79.
 Sulfokyanatá kyselina 137.
 Sůl kamenná 163.
 Superfosfáty 195.
 Surma 120, 122.
 Svítiplyn 137.
 Sylvanit 182.
 Sylvín 93, 168.
 Symboly chemické 10.
 Šamot 214.
 Šmolka 259.
 Švédská zeleň 179.
 Tachhydrit 185.
 Talmi-kov 176.
 Tání ledu 38.
 Tantal 229.
 Tantalit 229.
 Tellur 93.
 Temnorudek 179.
 Temperování litiny 248.
 Tepelná kapacita 15.
 Teplice 41.
 Teplo atomové 18.
 Teplo hydratační 39.
 Teplo latentní 12.

- Teplo měrné 15.
 Teplo neutralizační 63.
 Teplo reakční 16.
 Teplo rozpouštěcí 39.
 Teplo slučovací 16.
 Teplo spalovací 29.
 Teplo specifické 15.
 Teplo tání vody 38.
 Teplo utajené 15.
 Teplo výparné 38.
 Teploměr vodíkový 15.
 Teploměry 14.
 Teplota absolutní 15.
 Teplota dissociační 110.
 Teplota kritická 13.
 Teplota zápalná 28.
 Terbium 216.
 Terrakotta 213.
 Thallium 218.
 Thénardit 164.
 Thénardova modř 258.
 Thermit Goldschmidtův 210.
 Thermochemie 15.
 Thermy 41.
 Thiouhličitany 134.
 Thomasova struska 191, 196, 247.
 Thomasování 247.
 Thor 217.
 Thorianit 217.
 Thorit 217.
 Thoriové olovo 202.
 Thulium 202, 216, 282.
 Tinkal 124, 165.
 Tinktura jodová 84.
 Titan 226.
 Titanové železo 226.
 Tlak kritický 13.
 Tlak osmotický 12.
 Tombak 175.
 Transmutace kovů 2, 287.
 Trass 193.
 Triboluminiscence 205.
 Tridymit 140.
 Třaskavá kyselina 137.
 Třaskavá rtuť 137, 209.
 Třaskavé stříbro 137, 181.
 Třaskavý antimon 120.
 Třaskavé zlato 184.
 Třaskavý plyn 36.
 Tuha 127.
 Tuhnutí vody 38.
 Turnbullova modř 252.
 Tvrdost vody 41.
 Tvrzení olejů 37.
 Tyrkys 212.
 Uhlí 129.
 Uhlí dřevěné 128.
 Uhlí hnědé 129.
 Uhlí kamenné 129.
 Uhlí kostní 128.
 Uhlí krevní 128.
 Uhlí retortové 128.
 Uhlí živočišné 128.
 Uhlík 127.
 Ullmanit 256.
 Ultramarin 215.
 Uran 238.
 Uran I a II 201.
 Uran X_1 a X_2 202.
 Uran X_2 281.
 Uranit 238.
 Uranová žlut 238.
 Valence 22.
 Valentinit 120, 121.
 Vanad 228.
 Vanadinit 228.
 Vápenec 191.
 Vápenná voda 187.
 Vápenné mléko 188.
 Vápník 187.
 Vápno dusíkaté 129.
 Vápno hydraulické 188.
 Vápno chlorové 189.
 Vápno natronové 188.
 Vápno pálené 188.
 Vápno přepálené 188.
 Vápno tučné 188.
 Vápno žíravé 187.
 Var 11, 38.
 Var utajený 39.
 Varieta 273.
 Větrání solí 42.
 Višňovec 122.
 Vitriolový kámen 86.

- Vivianit 108.
 Vizmut 230.
 Voda 37.
 Voda amoniaková 59.
 Voda barytová 198.
 Voda bromová 102.
 Voda destilovaná 38.
 Voda dešťová 41.
 Voda hydrátová 37, 41.
 Voda chlorová 94.
 Voda krystalová 37, 40.
 Voda měkká 41.
 Voda pramenitá 41.
 Voda sněhová 41.
 Voda tvrdá 41.
 Voda železitá 41.
 Vodík 31.
 Vodní plyn 32, 138.
 Vodní sklo draselné 171.
 Vodní sklo sodné 166.
 Vody minerální 41.
 Voltametr 37.
 Vysoká pec 244.
 Vzácné plyny 72.
 Vzácné prvky 216.
 Vzácné zeminy 216.
 Vzduch 73.
 Vzduch kapalný 74.
 Vzorce empirické 10.
 Vzorce chemické 10.
 Wackenroderova tekutina 89.
 Waldova teorie 272.
 Wavelit 108, 212.
 Willemit 203.
 Witherit 198.
 Wolfram 237.
 Wolframit 237.
 Wolframová ocel 248.
 Wollastomit 192.
 Woodův kov 230.
 Wulfenit 235.
 Wurtzit 205.
 Xenon 73.
 Xylolith 186.
 Ytterbium 216.
 Yttrium 216.
 Zabarvení tepelné 16.
 Základní hodnota vah atomo-
 vých 9.
 Zákon Avogadrův 19.
 Zákon Boyle-Avogadrův 18.
 Zákon Boyleův 12.
 Zákon Daltonův 8.
 Zákon Dulong-Petitův 18.
 Zákon Gay-Lussacův 13.
 Zákon Guldberg-Waageův 149.
 Zákon Le Chatelierův 152.
 Zákon Lavoisierův 42.
 Zákon množných poměrů 8.
 Zákon posunu prvků 201, 283.
 Zákon stálých poměrů 7.
 Zákon účinnosti hmoty 111.
 Zákon zachování energie 15.
 Zákon zachování hmoty 42.
 Zákonitosti při reakcích plynů 19.
 Zápalná teplota 28.
 Zásady 61.
 Zboží hrncířské 213.
 Zeleň Guignetova 233.
 Zeolity 214.
 Zimotvorné směsi 40.
 Zinek 203.
 Zinkit 203.
 Zinkokyanid draselný 254.
 Zirkon 227.
 Zkapalňování plynů 75.
 Zlato 182.
 Zlato koloidní 183.
 Zlato třaskavé 184.
 Zrcadlořina 175.
 Zvonovina 175.
 Železo 242.
 Železo kujné 243, 246.
 Železo plávkové 246.
 Železo surové 245.
 Železo svářkové 246.
 Železo zrcadlořové 246.
 Živec 213.
 Žiravé vápno 187.
 Žiravé zeminy 184.
 Žluť chromová 235.
 Žluť kadmiová 206.
 Žluť kasselská 224.
 Žluť uranová 238.

UKAZATEL JMEN.

- Agricola 2.
 Acheson 128.
 Albertus Magnus 2.
 Algarot 123.
 Algeber 2.
 Anaxagoras 1, 8.
 Aristoteles 1.
 Arrhenius 67.
 Aston 283.
 Auer 216, 217.
 Avogadro 8, 19.
 Ballard 303.
 Basilus Valentinus 2.
 Becquerell 200.
 Berthelot 3.
 Berthollet 181.
 Berzelius 3, 8, 9, 28, 92, 267.
 Bessemer 246.
 Binz 80.
 Birkeland 53.
 Bohr 277.
 Böttger 213.
 Boyle 2, 12.
 Brand 108.
 Brauner 268, 281.
 Bunsen 29.
 Cailletet 13.
 Caro 54, 60.
 Cassius 184.
 Cavendish 3, 37.
 Clausius 67.
 Cleve 73.
 Courtois 103.
 Crookes 218.
 Curie 199.
 Curiová-Sklodovská 200.
 Dalton 8, 21.
 Davy 4, 30, 161.
 Debye 279, 285.
 Demokrit 1, 8.
 Diefenbach 54.
 Dioscorides 1.
 Döbereiner 261, 267.
 Dulong 18.
 Dumas 4, 16.
 Empedokles 1.
 Eyde 53.
 Fajans 4, 201.
 Faraday 64.
 Frank 60.
 Gaillard 83.
 Gay Lussac 4, 13, 16.
 Gibbs 152.
 Gilchrist 247.
 Glauber J. R. 2.
 Goldschmidt 210.
 Goldstein 200.
 Graham 145.
 Griffin 195.
 Guignet 233.
 Guldberg 150.
 Haber 59.
 Hall 271.
 Havkins 4, 271.
 Hoffman A. W. 16.
 Hönigschmied 281.
 Jaubert 27.
 Kassner 225.
 Kekule 4.
 Kipp 33.
 Lampadius 134.
 Landolt 42.
 Lavoisier 3, 26, 37, 42, 73.
 Laurent 4.
 Leblanc 78.
 Lecoq de Boibaudran 217.
 Le Chatelier 152.
 Lenz 287.

Liebig 4.
Linde 75.
Lullus Raymundus 2.
Lunge 49, 83.
Margraf 3.
Marignac 267.
Marsh 117.
Martin 247.
Maxwell 8.
Meyer L. 267.
Meyer V. 4, 17.
Mendělejev 4, 267.
Mitscherlich 28.
Moissan 106, 127.
Moldenhauer 54.
Moseley 282.
Nernst 185.
Newlands 267.
Nicholson 4.
Noyes 70.
Olszewski 13, 75.
Ostwald 16, 54.
Otto 117.
Pallissy 2.
Paracelsus 2.
Parker 109.
Parkes 180.
Patinson 180.
Petit 18.
Pictet 13, 149.
Platon 1.
Plinius 1.
Polzenius 189.
Priestley 3, 26.
Proust 3.
Prout 267, 287.
Ramsay 4, 73.
Raleig 73.
Raschig 56, 83.
Readman 109.
Reichmann 218.

Reynolds 83.
Richards 283.
Richter 218.
Roger Baco 2.
Rose 4.
Rutherford 4, 201, 277, 286.
Sabatier 256.
Serpek 60.
Scheele 3, 94.
Scherer 285.
Schönbein 30.
Schönherr 53.
Schmidt 200.
Sidot 205.
Siemens 247.
Soddy 4, 201, 270.
Sorel 186.
Solvay 166.
Stahl 3.
Stass 267.
Sylvius 2.
Šafařík 3.
Taylor 83.
Thénard 44.
Theofrast 1.
Thomas 196, 247.
Thomson 4, 283, 284.
Tschirnhausen 213.
Turnbull 252.
Wackenroder 89.
Van Helmont 2.
Van't Hoff 8, 18.
Veinhold 74.
Villanovanus 2.
Wald 272.
Waage 150.
Werner 22.
Wilsmore 157.
Winkler 84, 144.
Wöhler 4.
Wróblewski 13.

OPRAVY TISKU A DODATKY.

Str. 36. řádka 12. zdola, má státi: ve zkoumavce, místo: na zkoumavce.

Str. 36. řádka 4. zdola. Tohoto zjevu využítuje se při *Drummondově* světle.

Str. 46. řádka 7. shora, má státi: FeCl_3 , místo: Fe_2Cl_3 .

Str. 47. řádka 19. zdola, má státi: N_2 , místo: Na_2 .

Str. 62. řádka 4. zdola, má státi: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, místo: $\text{Ca}(\text{OH}_2)$.

Str. 68. řádka 7. shora, má státi: B' místo: B' .

Str. 69. řádka 12. zdola, má státi: SO_4'' , místo: SO_4' .

Str. 77. řádka 3. zdola, má státi: arseničný, místo: arseničitý.

Str. 78. řádka 11. shora, má státi: Louisianě, místo: Lousianě.

Str. 101. K odstavci »Brom«.

Brom byl objeven r. 1826 chemikem *Ballardem* v matičném louhu po výrobě soli z mořské vody.

Str. 102. řádka 6. zdola, má státi: SO_2 , místo: H_2SO_3 .

Str. 105. řádka 1. zdola, má státi: $3\text{H}_2\text{O}$, místo: H_2O .

Str. 109. řádka 12. shora, má státi: ve tmě, místo: po tmě.

Str. 110. řádka 15. zdola, má státi: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, místo: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_3$.

Str. 113. řádka 5. shora, má státi: $\text{O} = \text{P} = (\text{OH})_2$, místo: $\text{O} - \text{P} = (\text{OH})_2$.

Str. 113. řádka 15. zdola, má státi: PH_4Br , místo: Ph_4Br .

Str. 124. řádka 18. shora má státi: $\text{Mg}_7\text{B}_{16}\text{O}_{30}\text{Cl}_2$, místo: $\text{Mg}_7\text{B}_{16}\text{O}_3\text{Cl}_2$.

Str. 130. řádka 14. shora má státi: $\text{Fe}(\text{CO})_5$, místo: $\text{Fe}(\text{CO})_4$.

Str. 142. řádka 14. zdola, má státi: $4\text{H}_2\text{O}$, místo: H_2O .

Str. 144. řádka 14. zdola, má státi: *argyroditu*, místo: argiroditu.

Str. 163. řádka 9. shora, má státi: v teplejší vodě, místo: v obyčejné vodě.

Str. 168. řádka 6. zdola, má státi: Při elektrolytickém, místo: Při elektrickém.

Str. 171. řádka 16. shora, má státi: 85,45, místo: 85,5.

Str. 171. řádka 16. shora, má státi: 132,81, místo: 132,9.

Str. 207. řádka 19. zdola, má státi: H_2O , místo: HO_2 .

Str. 212, řádka 7. zdola, má státi: $(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$,
místo: $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot (\text{PO}_4)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$.

Str. 229, řádka 12. shora, má státi: $[(\text{Nb}, \text{Ta})\text{O}_3](\text{Fe}, \text{Mn})$, místo:
 $[(\text{Nb}, \text{Ta})\text{O}_2](\text{Fe}, \text{Mn})$.

Str. 233, řádka 18. zdola, má státi: anhydrid, místo: anhydrid.

Str. 236, řádka 17. zdola, má státi: **molybdenitý**, místo: **mo-
lybdenový**.

Str. 241, řádka 15. shora, má státi: chlornany (bromnany),
místo: chlornatany (bromnatany).

Str. 250, řádka 4. shora, má státi: isomorfní, místo: isoformní.

Str. 255, řádka 9. zdola, má státi: Ca'' , místo: Ca'' .

Str. 255, řádka 10. zdola, má státi: Cr''' , místo: Cr''' .

Str. 257, řádka 11. shora, má státi: **Síran nikelnatý**, místo:
Dusičnan nikelnatý.

