

Chemie.

Sloučeniny anorganické.

A. Metaloidy.

Seznam metaloidů:

jednomocné: H , Cl , Br , I , F ;
dvojmocné: O , S , Se , Te ;
trojmocné: N , P , As , Sb , B ;
čtyřmocné: C , Si .

Sloučeniny vodíku:

Cl — chlorovodík,	$H_2 O$ — voda,	$H_3 N$ — amoniak,
Br — bromovodík,	$H_2 S$ — sírovodík,	$H_3 P$ — fosforovodík,
I — jodovodík,	$H_2 Se$ — selenovodík,	$H_3 As$ — arsénovodík,
F — fluorovodík;	$H_2 Te$ — tellurovodík;	$H_3 Sb$ — antimonov.,
	$H_4 C$ — methan,	$H_3 B$ — borovodík;
	$H_4 Si$ — křemíkovodík.	

Sloučeniny kyslíku (kysličníky):

$\frac{1}{2} O$ — kysličník chlornatý,	$H_2 O$ — voda,
$Cl_2 O_3$ — » chlorový,	$H_2 O_2$ — kysličník vodičitý;
$Cl_2 O_5$ — » chlorečný,	$S O_2$ — » siřičitý,
$Cl_2 O_7$ — » chloristý,	$S O_3$ — » sírový,
$I_2 O_5$ — » jodečný;	$S_2 O_7$ — » sírnatý;
$Se O_2$ — kysličník seleničitý,	$Te O_2$ — kysličník telluričitý,
$Se O_3$ — » selenový,	$Te O_3$ — » tellurový;
$\frac{1}{2} O$ — kysličník dusnatý,	$P_2 O$ — kysličník fosfornatý;
$N O$ — » dusičitý,	$P_2 O_3$ — » fosforový,
$N_2 O_3$ — » dusíkový,	$P O_2$ — » fosforičelý,
$N O_2$ — » dusičelý,	$P_2 O_5$ — » fosforečný;
$N_2 O_5$ — » dusičný;	
$\frac{1}{2} O_3$ — kysličník arsenový,	$Sb_2 O_3$ — kysličník antimonový,
$\frac{1}{2} O_5$ — » arseničný;	$Sb_2 O_4$ — » antimoničelý,
	$Sb_2 O_5$ — » antimoničný;
O_3 — kysličník borový,	CO — kysličník uhelnatý,
O_2 — » křemičitý,	CO_2 — » uhličitý.

Sloučeniny vodíku a kyslíku (kyseliny)

$HClO$ — kyselina chlornatá,	$HBrO$ — kyselina bromnatá,
$HClO_2$ — » chlorová,	$HBrO_3$ — » bromečná;
$HClO_3$ — » chlorečná,	$H_2\tilde{I}O_6$ — » jodečná,
$HClO_4$ — » chloristá;	$H\tilde{I}O_4$ — » jodistá;
$H_2S_2O_4$ — kysel. hydrosířčitá,	H_2SeO_3 — kyselina seleničná,
H_2SO_3 — kyselina sířčitá,	H_2SeO_4 — » selenová,
H_2SO_4 — » sírová,	H_2TeO_3 — » telluřčitá,
$H_2S_2O_7$ — » pyrosírová,	H_2TeO_4 — » tellurová;
$H_2S_2O_8$ — » persírová,	
H_2SCO_5 — » Carova,	
$H_2S_2O_3$ — » thiosírová,	
$H_2S_2O_6$ — » dithiosírová,	
$H_2S_3O_6$ — » trithiosírová,	
$H_2S_4O_6$ — » tetrathiová,	kyseliny polythionové;
$H_2S_5O_6$ — » pentathiová,	
H_3PO_4 — kyselina orthofosfor.,	H_3AsO_3 — kyselina arsenová,
$H_4P_2O_7$ — » pyrofosforečná,	H_3AsO_4 — » arseničná
HPO_3 — » metafosforečná,	
H_3PO_2 — » fosfornatá,	$HSbO_3$ — » metaantimonič.
H_3PO_3 — » fosforná;	$H_4Sb_2O_7$ — » pyroantimonič.
H_3BO_3 — kyselina borová,	H_4SiO_4 — kysel. orthokřemič.
HBO_3 — » metaborečná,	H_2SiO_3 — » metakřemičitá,
$H_2B_4O_7$ — » tetraborová;	$mH_4SiO_4 - nH_2O$, obecná for-
H_2CO_3 — » uhličítá;	mule kyseliny polykřemičité

Sloučeniny uhlíku:

CS_2 — sírouhlik,
 $(CN)_2$ — kyan,
 CNH — kyanovodík.

Sloučeniny siry:

As_2S_3 — sirník arsenový,	H_3AsS_3 — kysel. síroarsenová,
As_2S_5 — » arseničný,	H_3AsS_4 — » síroarseničná,
Sb_2S_5 — » antimoničný,	H_2SbS_3 — » síroantimonová,
CS_2 — sírouhlik;	H_3SbS_4 — » síroantimoničná;
	H_3CS_3 — kyselina sírouhličítá.

B. Kovy.

Seznam kovů dle skupin:

- Skupina a): K, Na, Li, Rb, Cs ;
 » b): Ba, Ca, Sr ;
 » c): Cd, Mg, Zn, Be ;
 » d): Pb, Sn, Bi, Tl ;
 » e): Cu, Ag, Hg ;
 » f): $Al, Ga, In, Sc, Y, La, Yb, Ti, Zr, Ce, Di, Nd, Pr, Sa, Th, V, Nb, Ta, Gd, Tb, Er, Tu$;
 » g): $Fe, Ni, Co, Mn, Cr, Mo, W, U$;
 » h): $Au, Pt, Sr, Os, Pd, Rh, Ru$.

Kysličníky kovů:

ze skupiny a):

K_2O — draselnatý, | Na_2O — sodnatý, | Li_2O — lithnatý;

ze skupiny b):

BaO — barnatý, | CaO — vápenatý, | SrO — strontnatý;

ze skupiny c):

CdO — kademnatý, | ZnO — zinečnatý,
 MgO — hořečnatý, | BeO — berylnatý;

ze skupiny d):

PbO — olovnatý, | SnO_2 — ciničitý,
 PbO_2 — olovičitý, | BiO_2 — vizmutitý,
 Pb_3O_4 — olovnato-olovičitý, | Tl_2O_3 — thalnatý;
 SnO — cínatý,

ze skupiny e):

Cu_2O — mědičnatý, | HgO — rtuťnatý,
 CuO — měďnatý, | Hg_2O — rtutičnatý;
 Ag_2O — stříbrnatý,

ze skupiny f):

Al_2O_3 — hlinitý, | ZrO_2 — dioxyd zirkonia,
 Ga_2O_3 — galnatý, | CeO_2 — » ceru,
 Sc_2O_3 — skademnatý, | ThO_2 — » thoria,
 In_2O_3 — india, | Sa_2O_3 — samarnatý,
 Y_2O_3 — trioxyd, yttria, | Nb_2O_5 — pentoxyd niobu,
 La_2O_3 — lanthnatý, | Ta_2O_5 — » tantalu,
 Yb_2O_3 — ytterbnatý, | V_2O_5 — » vanadu;
 TiO_2 — dioxyd titanu,

ze skupiny g):

FeO — železnatý (ferrooxyd), | MnO_2 — dioxyd manganu,
 Fe_2O_3 — železitý (ferryoxyd), | MnO_3 — trioxyd »
 Fe_3O_4 — železnato-železitý, | Mn_2O_7 — nadmanganatý,
 NiO — nikelnatý, | Cr_2O_3 — chromitý,
 CoO — kobaltnatý, | CrO_3 — trioxyd chromu,
 Co_2O_3 — kobaltitý, | MoO_3 — » molybdenu,
 Co_3O_4 — kobaltnato-kobaltitý, | WO_3 — » wolframu,
 MnO — manganatý, | UO_3 — » uranu,
 Mn_2O_3 — manganitý, | UO_2 — dioxyd uranu,
 Mn_3O_4 — manganato-manganitý | U_3O_8 — uranato-uraničitý;

ze skupiny h):

Au_2O — zlatnatý, | OsO_4 — osmičelý,
 PtO — platnatý, | RhO_2 — rhodnatý,
 PtO_2 — platičitý, | RuO_4 — tetraoxyd ruthenia.

Hydroxydy kovů:

ze skupiny a):

KOH — draselnatý, | $LiOH$ — lithnatý;
 $NaOH$ — sodnatý,

ze skupiny b):

$Ba(OH)_2$ — barnatý, | $Sr(OH)_2$ — strontnatý;
 $Co(OH)_2$ — vápenatý,

ze skupiny c):

$Cd(OH)_2$ — kademnatý, | $Be(OH)_2$ — zinečnatý,
 $Mg(OH)_2$ — hořečnatý, | $B(OH)_3$ berylnatý;

ze skupiny d):

$Pb(OH)_2$ — olovnatý,		$Bi(OH)_3$ — vizmutnatý,
$Sn(OH)_2$ — cínatý,		$Tl(OH)_3$ — thalnatý;

ze skupiny e):

$Cu(OH)_2$ — měďnatý,		$Hg(OH)_2$ — rtuťnatý.
$Ag(OH)_2$ — stříbrnatý,		

ze skupiny f):

$Al_2(OH)_6$ — hlinitý,		$Th(OH)_4$ — thornatý;
$La(OH)_3$ — lanthatý,		

ze skupiny g):

$Fe(OH)_2$ — ferrohhydroxyd,		$Co(OH)_2$ — kobaltnatý,
$Fe_2(OH)_3$ — ferryhydroxyd,		$Mn(OH)_2$ — manganatý,
$Ni(OH)_2$ — nikelnatý,		$Cr_2(OH)_6$ — chromnatý;

ze skupiny h)

$Au(OH)_2$ — zlatnatý,		$Pt(OH)_4$ — platičitý.
$Pt(OH)_2$ — platnatý,		

Sirníky kovů:

ze skupiny a)

K_2S — draselnatý;		Na_2S_3 — trisulfid sodíku,
KHS — hydrosulfid draselnatý,		Na_2S_4 — tetrasulfid »
Na_2S — sodnatý,		Na_2S_5 — pentasulfid »
Na_2S_2 — disulfid sodíku,		Li_2S — lithnatý;

ze skupiny b)

BaS — barnatý,		SrS — strontnatý;
CaS — vápenatý,		

ze skupiny c)

MgS — hořečnatý,		CdS — kademnatý;
ZnS — zinečnatý,		

ze skupiny d)

PbS — olovnatý,		SnS_2 — disulfid cinu,
TlS — thalnatý,		Bi_2S_3 — vizmutový,
SnS — monosulfid cinu,		

ze skupiny e):

Cu_2S — kuprosulfid,		Ag_2S — stříbrnatý,
CuS — kuprysulfid,		HgS — rtuťnatý (zinnober);

ze skupiny f):

Al_2S_3 — hlinitý,		In_2S_3 — india;
----------------------	--	--------------------

ze skupiny g):

FeS — ferrosulfid,		CoS — kobaltnatý,
Fe_2S_3 — ferrysulfid,		MnS — manganatý;
NiS — nikelnatý,		

ze skupiny h):

Au_2S_3 — trisulfid zlata,		PtS_2 — platičitý.
PtS — platnatý,		

Soli (R — prvek jednomocný).**a) chlorečnany** [$RClO_3$]:

$KClO_3$ — draselnatý, kalium-chlorat,	$Ba(ClO_3)_2$ — barnatý, baryum-chlorat;
--	--

b) siřičitany [R_2SO_3]:

K_2SO_3 — draselnatý, kalium-sulfit,	$HNaSO_3$ kyselý s. sodnatý, natriumhydrosulfit,
$CaSO_3$ — vápenatý, kalciumsulfat;	

c) sirany [R_2SO_4]:

K_2SO_4 — draselnatý, kalium-sulfat,	$PbSO_4$ — olovnatý,
$KHSO_4$ — kyselý s. draselnatý, kaliumhydrosulfat,	$CuSO_4$ — měďnatý, kuprysulfat,
Na_2SO_4 — sodnatý, natrium-sulfat;	$CuSO_4 + 5H_2O$ — skalice modrá,
$Na_2SO_4 + 10H_2O$ — Glauberova sůl,	Ag_2SO_4 — stříbrnatý,
$HNaSO_4$ — kyselý s. sodnatý, natriumhydrosulfat,	Hg_2SO_4 — rtuťnatý, merkuro-sulfat,
$(NH_4)_2SO_4$ — ammonatý, ammoniumsulfat,	$Al_2(SO_4)_3$ — hlinitý, aluminiumsulfát,
$CaSO_4$ — vápenatý, kalcium-sulfat,	$KSO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24H_2O$ — kamenec draselnatý,
$CaSO_4 + 2H_2O$ — sádrovec, alabastr,	$M_2SO_4 + R_2(SO_4)_3 + 24H_2O$ — kamence,*),
$SrSO_4$ — strontnatý (celestýn),	$FeSO_4$ — železnatý, ferrosulfat,
$BaSO_4$ — barnatý (těživec),	$FeSO_4 + 7H_2O$ — skalice zelená,
$MgSO_4$ — hořečnatý, magnesiumsulfat,	$Fe_2(SO_4)_3$ — železitý, ferry-sulfat,
$MgSO_4 + 7H_2O$ — hořká sůl,	$NiSO_4$ — nikelnatý,
$ZnSO_4$ — zinečnatý,	$CoSO_4$ — kobaltnatý, kobaltsulfat,
$ZnSO_4 + 7H_2O$ — skalice bílá,	$CoSO_4 + 7H_2O$ — skalice kobaltová,
$CdSO_4$ — kademnatý, kadmi-umsulfat,	$MnSO_4$ — manganatý, mangan-sulfat,

d) sirnatany [$R_2S_2O_3$]:

$Na_2S_2O_3$ — sodnatý;

e) dusičitany [RNO_2]:

KNO_2 — draselnatý, kalium-nitrit,	$NaNO_2$ — sodnatý, natrium-nitrit;
--------------------------------------	-------------------------------------

f) dusičnany [RNO_3]:

KNO_3 — draselnatý, kalium-nitrat, salnytr (ledek),	$Cu(NO_3)_2$ — měďnatý, kupry-nitrat,
$NaNO_3$ — sodnatý, natrium-nitrat, salnytr čilský,	$AgNO_3$ — stříbrnatý, pekelný kamének,
NH_4NO_3 — ammonatý, ammoniumnitrat,	$Hg_2(NO_3)_2$ — rtuťnatý, merkuronitrat,
$Pb(NO_3)_2$ — olovnatý,	$Ni(NO_3)_2$ — nikelnatý;
$Bi(NO_3)_3$ — vizmutový (vismut-nitrat),	

*) $R \dots K, NH_4, Cs, Rb, Tl$;
 $M \dots Al, Fe, Cr, Tl$.

g) fosforečnany [R_3PO_4 — orthofosf.],
 $[R_4P_2O_7$ — pyrofosf.],
 $[RPO_3$ — metafosf.]:

Na_3PO_4 — sodnatý,	$Mo(NH_4)PO_4$ — hořečnato-ammonatý,
Na_2HPO_4 — kyselý orthof. sodnatý,	$Pb_3(PO_4)_2$ olovnatý,
$Ca_3(PO_4)_2$ — vápenatý, kalciumfosfat,	$Fe_3(PO_4)_2$ — železnatý, ferrofosfat,
$Ca(H_2PO_4)_2$ — kyselý f. vápenatý,	$Fe_2(PO_4)_2$ — železitý, ferryfosfat,
$Mg_3(PO_4)_2$ — hořečnatý, magnesiumfosfat,	$Ni_3(PO_4)_2$ — nikelnatý;

h) borany [$R_2B_4O_7$]:

$Na_2B_4O_7$ — tetraboran sodnatý,	$Na_2B_4O_7 + 10H_2O$ — borax;
------------------------------------	--------------------------------

i) uhličitany [R_2CO_3]:

K_2CO_3 — draselnatý, kaliumkarbonat,	$BaCO_3$ — barnatý, baryumkarbonat,
$KHCO_3$ — dvojuhl. draselnatý, kaliumbikarbonat,	$MgCO_3$ — hořečnatý, magnesiumkarbonat,
Na_2CO_3 — sodnatý, natriumkarbonat,	$ZnCO_3$ — zinečnatý,
$NaHCO_3$ — dvojuhl. sodn., natriumbikarbonat,	$ZnCO_3 + Zn(OH)_2$ — hydrokarbonát zinečnatý,
$(NH_4)_2CO_3$ — ammonatý, ammoniumkarbonat,	$CdCO_3$ — kademnatý, kadmiumpkarbonát,
NH_4HCO_3 — dvojuhl. ammon., ammoniumbikarbonat,	$PbCO_3$ — olovnatý,
$CaCO_3$ — vápenatý, vápenec a arragonit,	$2(PbCO_3) + Pb(OH)_2$ — hydrokarbonát olovnatý,
	$(CuCO_3)_2 + Cu(OH)_2$ — malachit,
	$CuCO_3 + Cu(OH)_2$ — azurit;

j) křemičitany [R_4SiO_4]:

K_2SiO_3 — draselnatý, kaliumsilikát, vodní sklo draselnaté,	$MgSiO_3$ — hořečnatý, magnesiumsilikát, asbest, talek, mader, mořská pěna,
Na_2SiO_3 — sodnatý, natriumsilikát vodní sklo sodnaté,	$ZnSiO_3$ — zinečnatý,
$CaSiO_3$ — vápenatý, kalciumsilikát, wollastonit,	Al_2SiO_5 — hlinitý, aluminiumsilikát, andalusit;

k) chromany [R_2CrO_4 a $R_2Cr_2O_7$]:

K_2CrO_4 — chroman draselnatý, kaliumchromat,	$BaCrO_4$ — chroman barnatý, baryumchromat,
$K_2Cr_2O_7$ — dvojchroman draselnatý, kaliumbichr.,	$PbCrO_4$ — chroman olovnatý;

Příprava důležitých látek.

(/ znamená teplem, // žárem, /// elektrickým proudem.)

Příprava prvků:

Vodíku: /// $H_2O = H_2 + O$,

// $Fe_3 + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$,

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$,

$Na_2 + H_2O = Na_2O + H_2$.

Kyslíku: $KClO_3 = KCl + \underline{O_3}$,

$\parallel HgO = Hg + \underline{O}$,

$\parallel 3MnO_2 = Mn_3O_4 + \underline{O_2}$,

$\parallel MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + \underline{O}$,

Chloru: $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + \underline{Cl_2}$,

$\parallel MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = Na_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + \underline{Cl_2}$.

Fosforu: $\parallel 2Ca(PO_3)_2 + 5C = Ca_2P_2O_7 + 5CO + \underline{P_2}$.

Boru: $\parallel 2B_2O_3 + 3NaBO_2 + \underline{B_2}$ (beztvarý),

$\parallel B_2O_3 + Al_2 = Al_2O_3 + \underline{B_2}$ (krystal).

Arsénu: $\parallel As_2O_3 + 3C = 3CO + \underline{As_2}$.

Antimonu: $\parallel Sb_2S_3 + 3Fe = 3FeS + \underline{Sb_2}$.

Křemíku: $K_2SiF_6 + 4K = 6KF + \underline{Si}$ (beztvarý)

Draslíku: $\parallel K_2CO_3 + C_2 = \underline{K_2} + 3CO$.

Sodíku: $\parallel Na_2CO_3 + C_2 = \underline{Na_2} + 3CO$.

Horčíku: $\parallel MgCl_2 + 2Na = 2NaCl + \underline{Mg}$.

Hliníku: $\parallel Al_2Cl_3 + 6Na = 6NaCl + \underline{Al_2}$.

Olova: $\parallel PbS + O_4 = PbSO_4$,

$\parallel PbS + O_3 = PbO + SO_2$,

$\parallel PbSO_4 + PbS = 2SO_2 + Pb_2$,

$\parallel 2PbO + PbS = SO_2 + Pb_3$.

Železa: $C + O_2 = CO_2$, $CO_2 + C = 2CO$,

$Fe_2O_3 + 3CO = \underline{Fe_2} + 3CO_2$,

$Fe_4 + C = \underline{Fe_4C}$.

Mědi: $\parallel 2CuO + CuS = SO_2 + \underline{Cu_3}$,

$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + \underline{Cu}$.

Rtuti: $HgS + O_2 = SO_2 + \underline{Hg}$.

Příprava sloučenin:

Chlorovodíku: $\parallel 2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + \underline{2HCl}$.

Fluorovodíku: $\parallel CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + \underline{2HF}$.

Kysličníku vodičitého: $BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + \underline{H_2O_2}$.

Sírovodíku: $FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + \underline{H_2S}$.

Arsenovodíku: $As_2Zn_3 + 3H_2SO_4 = 3ZnSO_4 + \underline{2H_3As}$.

$As_2O_3 + H_{12} = 3H_2O + \underline{2AsH_3}$.

Ammoníaku: $\parallel Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl = CaCl_2 + H_2O + \underline{2NH_3}$.

Kysličníku siřičitého: $\parallel Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + \underline{SO_2}$.

Kyseliny sírové: $SO_2 + H_2O + NO_2 = \underline{H_2SO_4} + NO$,

$NO + O = NO_2$.

Kyseliny fosforečné: $PCl_3 + 3H_2O = 3HCl + \underline{H_3PO_3}$.

Kyseliny dusičné: $KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + \underline{HNO_3}$.

Kyseliny křemičité: $Na_4SiO_4 + 4HCl = 4NaCl + H_4SiO_4$.

Sody: (Dle Leblanka): $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$,

$\parallel Na_2SO_4 + C_2 = Na_2S + 2CO_2$,

$Na_2S + CaCO_3 = CaS + Na_2CO_3$.

(Dle Solvaye): $NaCl + NH_4HCO_3 = NaHCO_3 + NH_4Cl$,

$\parallel 2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$.

Sloučeniny organické.

A. Řada mastná.

1. Uhlovodíky:

a) Skupina paraffinů ($C_n H_{2n+2}$):

CH_4 — methan,	$C_{15}H_{32}$ — pentadekan,
C_2H_6 — ethan,	$C_{16}H_{34}$ — hexadekan,
C_3H_8 — propan,	$C_{17}H_{36}$ — heptadekan,
C_4H_{10} — butan,	$C_{18}H_{38}$ — oktadekan,
C_5H_{12} — pentan,	$C_{19}H_{40}$ — nonadekan,
C_6H_{14} — hexan,	$C_{20}H_{42}$ — eikosan,
C_7H_{16} — heptan,	$C_{21}H_{44}$ — heneikosan,
C_8H_{18} — oktan,	$C_{22}H_{46}$ — dokosan,
C_9H_{20} — nonan,	$C_{23}H_{48}$ — trikosan,
$C_{10}H_{22}$ — dekan,	$C_{24}H_{50}$ — tetrakosan,
$C_{11}H_{24}$ — undekan,	$C_{27}H_{56}$ — heptakosan,
$C_{12}H_{26}$ — dodekan,	$C_{31}H_{64}$ — hentriakontan,
$C_{13}H_{28}$ — tridekan,	$C_{32}H_{66}$ — dotriakontan,
$C_{14}H_{30}$ — tetradekan,	$C_{35}H_{72}$ — pentatriakontan,
$C_{60}H_{122}$ — hexakontan.	

b) Skupina alkylenů ($C_n H_{2n}$):

C_2H_4 — ethylen,	C_8H_{16} — oktylen,
C_3H_6 — propylen,	C_9H_{18} — nonylen,
C_4H_8 — butylen,	$C_{10}H_{20}$ — diamylen,
C_5H_{10} — amylen,	$C_{16}H_{32}$ — cetén,
C_6H_{12} — hexylen,	$C_{27}H_{54}$ — ceroten,
C_7H_{14} — heptylen,	$C_{30}H_{60}$ — melen.

c) skupina acetylenů ($C_n H_{2n-2}$):

C_2H_2 — acetylen,	C_7H_{12} — heptylen,
C_3H_4 — allylen,	C_8H_{14} — konylen,
C_4H_6 — krotonylen,	$C_{12}H_{22}$ — decylacetylen,
C_5H_8 — valerylen,	$C_{15}H_{28}$ — benylen,
C_6H_{10} — hexoylen,	$C_{18}H_{34}$ — hexadecilacetylen.

2. Halové sloučeniny uhlovodíků:

CH_3Cl — chlormethyl (chlorid methylový),	$CHBr_3$ — bromoform,
CH_2Cl_2 — chlorid methylenový,	C_2H_5Cl — chlorethyl (chlorid ethylový),
$CHCl_3$ — chloroform,	C_2Cl_6 — perchlorethan,
CHI_3 — jodoform,	

3. Alkoholy:

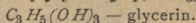
a) s jedním hydroxylem ($C_n H_{2n} + 1 OH$)

$CH_3. OH$ — alkohol methylový (dřevěný olej),	$C_7 H_{15}. OH$ — alkoh. heptylový,
$C_2 H_5. OH$ — alkohol ethylový,	$C_8 H_{17}. OH$ — » kaprylový,
$C_3 H_7. OH$ — » propylový,	$C_9 H_{19}. OH$ — » nonylový,
$C_4 H_9. OH$ — » butylový,	$C_{10} H_{21}. OH$ — » dekylový,
$C_5 H_{11}. OH$ — » amylový,	$C_{16} H_{33}. OH$ — » cetylový,
$C_6 H_{13}. OH$ — » kapronový,	$C_{27} H_{55}. OH$ — » cerylový,
	$C_{30} H_{61}. OH$ — » myricylový.

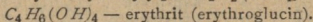
b) s dvěma hydroxyly [$C_n H_{2n} (OH)_2$]:

$C_2 H_4 (OH)_2$ — ethylen. glykol,	$C_4 H_6 (OH)_2$ — butylen. glykol,
$C_3 H_6 (OH)_2$ — propylenový »	

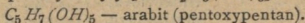
c) s třemi hydroxyly [$C_n H_{2n-1} (OH)_3$]:



d) se čtyřmi hydroxyly [$C_n H_{2n-2} (OH)_4$]:



e) s pěti hydroxyly [$C_n H_{2n-3} (OH)_5$]:



f) s šesti hydroxyly $C_n H_{2n-4} (OH)_6$:

$C_6 H_8 (OH)_6$ — mannit,	$C_6 H_8 (OH)_6 + H_2 O$ — sorbit
$C_6 H_8 (OH)_6$ — dulcitol,	

4. Aldehydy:

$H. COH$ — aldehyd formylový,	$CH_3. CH. CH. COH$ — aldehyd krotonový,
$CH_3. COH$ — aldehyd ethylový,	$C_6 H_5. COH$ — aldehyd benzoový,
$C_2 H_5. COH$ — aldehyd propylový,	$C_3 H_7. C_6 H_4. COH$ — aldehyd kuminový (kuminol),
$CH_3. H_2. CH_2. COH$ — aldehyd normální butylový,	$C_6 H_4. (OH). COH$ — aldehyd calyčilový.
$CH_2. CH. COH$ — aldehyd allylový (akrolein),	

5. Ketony:

$CH_3. CO. CH_3$ — aceton (dimethylketon),	$CH_3. CO. C_2 H_5$ — methylethylketon,
$C_2 H_5. CO. C_2 H_5$ — diethylketon,	$CH_3. CO. CH_2. CO. CH_3$ — acetylaceton,
	$CH_3. CO. CO. CH_3$ — diacetyl.

6. Uhlohydráty:

{	$C_6 H_{12} O_6$ — dextrosa (hroznový cukr),
	$C_6 H_{12} O_6$ — levulosa (ovocný »),
	$C_6 H_{12} O_6$ — galaktosa,
	$C_6 H_{12} O_6$ — mannosa;
{	$C_{12} H_{22} O_{11}$ — sacharosa (cukr třtinový),
	$C_{12} H_{22} O_{11}$ — laktosa (cukr mléčný),
	$C_{12} H_{22} O_{11}$ — maltosa (» sladový),
	$C_{12} H_{22} O_{11}$ — trehalosa.
{	$C_{18} H_{32} O_{16}$ — raffinosa (melitosa),
	$C_{18} H_{32} O_{16}$ — stachyosa,
	$C_{18} H_{32} O_{16}$ — meleritosa.

$H_{10}(C_6O_5)_6$ — inulin, dahlin, helenin;

$$\left\{ \begin{array}{l} (C_6H_{10}O_5)_n — \text{dextrin,} \\ (C_6H_{10}O_5)_n — \text{glykogen,} \\ (C_6H_{10}O_5)_n — \text{amylum,} \\ (C_6H_{10}O_5)_n — \text{arabin,} \\ (C_6H_{10}O_5)_n — \text{cellulosa.} \end{array} \right.$$

7. Kyseliny:

$C_2H_2O_2$	— kyselina mravenčí,	$(H. COOH).$
$C_2H_4O_2$	— » octová,	$(CH_3. COOH),$
$C_3H_6O_2$	— » propionová,	$(C_2H_5. COOH),$
$C_4H_8O_2$	— » máselná,	$(C_3H_7. COOH),$
$C_5H_{10}O_2$	— » valerianová,	$(C_4H_9. COOH),$
$C_6H_{12}O_2$	— » kapronová,	$(C_5H_{11}. COOH),$
$C_7H_{14}O_2$	— » heptylová,	$(C_6H_{13}. COOH),$
$C_8H_{16}O_2$	— » kaprylová,	$(C_7H_{15}. COOH),$
$C_9H_{18}O_2$	— » nonylová,	$(C_8H_{17}. COOH),$
$C_{10}H_{20}O_2$	— » kaprinová,	$(C_9H_{19}. COOH),$
$C_{11}H_{22}O_2$	— » undecylová,	$(C_{10}H_{21}. COOH),$
$C_{12}H_{24}O_2$	— » vavřínová,	$(C_{11}H_{23}. COOH),$
$C_{13}H_{26}O_2$	— » tridecylová,	$(C_{12}H_{25}. COOH),$
$C_{14}H_{28}O_2$	— » myristinová,	$(C_{13}H_{27}. COOH),$
$C_{15}H_{30}O_2$	— » pentadecylová,	$(C_{14}H_{29}. COOH),$
$C_{16}H_{32}O_2$	— » palmitinová,	$(C_{15}H_{31}. COOH),$
$C_{17}H_{34}O_2$	— » margarínová,	$(C_{16}H_{33}. COOH),$
$C_{18}H_{36}O_2$	— » stearinová,	$(C_{17}H_{35}. COOH),$
$C_{20}H_{40}O_2$	— » arachinová,	$(C_{19}H_{39}. COOH),$
$C_{22}H_{44}O_2$	— » behenová,	$(C_{21}H_{43}. COOH),$
$C_{24}H_{48}O_2$	— » lignocerinová,	$(C_{23}H_{47}. COOH),$
$C_{27}H_{54}O_2$	— » cerotinová,	$(C_{26}H_{53}. COOH),$
$C_{30}H_{60}O_2$	— » melissinová,	$(C_{29}H_{59}. COOH);$
$C_3H_4O_2$	— kyselina akrylová,	$(C_2H_3. COOH),$
$C_4H_6O_2$	— » krotonová,	$(C_3H_5. COOH),$
$C_{15}H_{28}O_2$	— » cimicinová,	$(C_{14}H_{27}. COOH)$
$C_{18}H_{34}O_2$	— » olejová,	$(C_{17}H_{33}. COOH)$
$CH_2(OH)COOH$ — kyselina glykolová (oxyoctová),		
$CH_3. CH(OH)COOH$ — kyselina mléčná (oxypropionová);		
$C_2H_2O_4$	— kyselina šťavelová,	$(CO. OH)_2,$
$C_3H_4O_4$	— » malonová,	$CH_2(CO. OH)_2.$
$C_4H_6O_4$	— » succinová,	$C_2H_4(CO. OH)_2,$
$C_5H_8O_4$	— » methysuccinová,	$C_3H_6(CO. OH)_2,$
$C_6H_{10}O_4$	— » adipinová,	$C_4H_8(CO. OH)_2,$
$C_7H_{12}O_4$	— » pimelinová,	$C_5H_{10}(CO. OH)_2,$
$C_8H_{14}O_4$	— » korková,	$C_6H_{12}(CO. OH)_2;$
$CH(OH)(COOH)_2$ — kyselina oxymalonová (tartronová),		
$C_2H_3(OH)(COOH)_2$ — » jablečná (oxysuccinová);		
$C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$ — kyselina vinná (dioxysuccinová),		
$C_4H_4(OH)_4(COOH)_2$ — » cukrová;		
$C_3H_5(COOH)_3$ — kyselina trikarbalylová,		
$C_3H_3(COOH)_3$ — » akonitová;		
$C_3H_4(OH)(COOH)_3$ — kyselina citronová.		

8. Ethers:

$(CH_3)_2O$ — methylether,		$C_2H_5. O. CH_3$ — methylethyl-
$(C_2H_5)_2O$ — ethylether,		ether.

9. Estery:

$CH_3O.NO_2$ — methylethernitrat,
 $C_2H_5O.NO_2$ — ethylethernitrat,
 $CH_3O.SO_2.OH$ — methylsulfat,
 $(CH_3O)_2SO_2$ — methylethersulfat,

$C_2H_5OSO_2OH$ — ethylsulfat,
 $(C_2H_5O)SO_2$ — ethylethersulfat,
 $HCO.O.CH_3$ — formmethylether,
 $HCO.O.C_2H_5$ — formmethylether.

10. Tuký (glyceridy):

$(C_{15}H_{31}CO_2)_3C_3H_5$ — palmitin,
 $(C_{17}H_{35}CO_2)_3C_3H_5$ — stearin,

$(C_{17}H_{33}CO_2)_3C_3H_5$ — olein

11. Aminy a amidy:

$HO.NH_2$ — hydroxylamin,
 $CH_3.NH_2$ — methylamin,
 $(CH_3)_2.NH$ — dimethylamin,
 $(CH_3)_3.N$ — trimethylamin,
 $H.CO.NH_2$ — formanid,
 $CH_2.NH_2.COOH$ — glykokol,
 $C_2H_4.NH_2.COOH$ — alamin,

$C_2H_5.NH_2$ — ethylamin,
 $(C_2H_5)_2.NH$ — diethylamin,
 $(C_2H_5)_3.N$ — triethylamin,
 $C_3H_7.NH_2$ — propylamin;
 $CH_3.CO.NH_2$ — acetamid;
 $C_5H_{10}.NH_2.COOH$ — leucit.

12. Dusíkaté sloučeniny:

CH_3NO_2 — nitromethan,
 $C_2H_5NO_2$ — nitroethan,
 $C_3H_5O(NO_2)_3$ — nitroglycerin,

$CH(NO_2)_3$ — nitroform;
 $C_{12}H_{14}O_{10}(NO_2)_6$ — pyroxylin.

13. Kyanové sloučeniny:

$(CN)_2$ — kyan,
 $CN\dot{H}$ — kyanovodík,
 KCn — cyankalium,

$K_4Fe(CN)_6 + 3H_2O$ — ferrocyanalium,
 $K_3Fe(CN)_6$ — ferricyanalkalium,
 $CN.NH_2$ — kyanamid.

B. Řada aromatická.

1. Uhlovodíky:

C_6H_6 — benzol,
 C_7H_8 — toluol (methylbenzol $C_6H_5.CH_3$),
 C_8H_{10} — xylol [dimethylbenzol — $C_6H_4.(CH_3)_2$],
 C_9H_{12} — mesitylen [trimethylbenzol — $C_6H_3.(CH_3)_3$],
[methylethylbenzol — $C_6H_4.CH_3.C_2H_5$.],
[kumol = propylbenzol — $C_6H_5.C_3H_7$],
 $C_{10}H_{14}$ — durol [tetramethylbenzol — $C_6H_2.(CH_3)_4$],
[dimethylethylbenzol — $C_6H_3.(CH_3)_2.C_2H_5$],
[diethylbenzol — $C_6H_4.(C_2H_5)_2$],
[kymol = methylisopropylbenzol — $C_6H_4.CH_3.C_3H_7$],
 $C_{11}H_{16}$ — pentamethylbenzol — $C_6H.(CH_3)_5$,
 $C_{12}H_{18}$ — hexamethylbenzol — $C_6.(CH_3)_6$,
triethylbenzol — $C_6H_3.(C_2H_5)_3$,
 $C_{14}H_{22}$ — tetraethylbenzol — $C_6H_2.(C_2H_5)_4$,
 $C_{16}H_{26}$ — pentaethylbenzol — $C_6H.(C_2H_5)_5$,
 $C_{18}H_{30}$ — hexaethylbenzol — $C_6.(C_2H_5)_6$,
 $C_{20}H_{34}$ — methylhexadecylbenzol — $C_6H_4.CH_3.C_{16}H_{33}$,
 $C_{22}H_{38}$ — oktadecylbenzol — $C_6H_5.C_{18}H_{37}$.

2. Nitroderiváty:

$C_6H_5 \cdot NO_2$ — nitrobenzol,
 $C_6H_4 \cdot (NO_2)_2$ — dinitrobenzol,

$C_6H_3 \cdot (NO_2)_3$ — trinitrobenzol.

3. Amidoderiváty:

$C_6H_5 \cdot NH_2$ — amidobenzol
 (anilin),
 $C_6H_4 \cdot (NH_2)_2$ — diamidobenzol,

$C_6H_3 \cdot (NH_2)_3$ — triamidobenzol,
 $C_6H_4 \cdot CH_3 \cdot NH_2$ — toluidin.

4. Fenoly:

$C_6H_5 \cdot OH$ — fenol, kyselina
 karbolová,
 $C_6H_4 \cdot NO_2 \cdot OH$ — mononitro-
 fenol,

$C_6H_2 \cdot (NO_2)_3 \cdot OH$ — trinitro-
 fenol,

$C_6H_4 \cdot CH_3 \cdot OH$ — kresol,
 $C_6H_3 \cdot (CH_3)_2 \cdot OH$ — xylenole,

$C_6H_3(CH_3)(C_3H_7) \cdot OH$ — propylmethyلفenol;

$C_6H_4(OH)_2$ — pyrokatechin,

$C_6H_4(OH)_2$ — resorcin,

$C_6H_4(OH)_2$ — hydrochinon,

$C_6H_3 \cdot CH_3 \cdot (OH)_2$ — orein;

$C_6H_3(OH)_3$ — pyrogallol,

$C_6H_3(ON)_3$ — floroglucin.

5. Alkoholy a aldehydy:

$C_6H_5 \cdot CH_2 \cdot OH$ — benzylal-
 kohol,

$C_6H_4 \cdot CH_3 \cdot CH_2 \cdot OH$ — tolyl-
 alkohol;

$C_6H_5 \cdot COH$ — olej hořkomandlový (benzaldehyd).

6. Kyseliny:

$C_6H_5 \cdot COOH$ — kyselina ben-
 zová,

$C_6H_5 \cdot CO \cdot HN \cdot CH_2 \cdot COOH$ —
 kyselina hippurová,

$C_6H_4 \cdot CH_3 \cdot COOH$ — kyselina toluylová;

$C_6H_4 \cdot OH \cdot COOH$ — kyseli-
 na salicylová,

$C_6H_2(CH_3) \cdot (OH)_2 \cdot COOH$ —
 kyselina dioxytoluylová,

$C_6H_4 \cdot O \cdot CH_3 \cdot COOH$ — ky-
 selina anýzová,

$C_6H_2(OH)_3 \cdot CO \cdot OH$ — kyse-
 lina gallová,

$C_6H_3(OH)_2 \cdot COOH$ — kyseli-
 na protokatechov,

$C_6H_4(COOH)_2$ — kyselina ita-
 lová,

$C_6(COOH)_6$ — kyselina mellitová.

7. Indigo:

C_8H_7N — indol,
 $C_8H_5NO_2$ — isatin,

$C_{16}H_{10}N_2O_2$ — modř indigová,
 $C_{16}H_{12}N_2O_2$ — běloba indigová.

Naftalin:

$C_{10}H_8$ — naftalin,
 $C_{10}H_7 \cdot NO_2$ — nitronaftalin,
 $C_{10}H_7 \cdot OH$ — naftol,

$C_{10}H_5 \cdot (NO_2)_2 \cdot OH$ — dinitro-
 naftol,
 $C_{10}H_7 \cdot NH_2$ — naftalamin.

Anthracen:

$C_{14}H_{10}$ — anthracen,
 $C_{14}H_8O_2$ — anthrachinon,
 $C_{14}H_7(ONa)O_2$ — alizarinna-
 trium,

$C_{14}H_6O_2(OH)_2$ — alizarin,
 $C_{14}H_8O_2(OH)_2$ — dioxyanthra-
 chinon,
 $C_{14}H_{10}$ — penantren.

8. Alkaloidy:

$C_8 H_{17} N$ — koniin,	$C_{22} H_{23} N O_7$ — narkotin,
$C_{10} H_{14} N_2$ — nikotin,	$C_{20} F_{24} N_2 O_2 + 3 H_2 O$ — chinin,
$C_{15} H_{26} N_2$ — spartein	$C_{19} H_{22} N_2 O$ — cinchonin,
$C_{17} H_{19} N O_3 + \frac{1}{2} O$ — morfin,	$C_{20} F_{24} N_2 O_2 + 2 H_2 O$ — chinidin,
$C_{17} H_{17} N O_2$ — apomorfin,	$C_{10} H_9 N$ — lepidin,
$C_{18} H_{21} N O_3 + H_2 O$ — kodein,	$C_{21} H_{22} N_2 O_2$ — strychnin,
$C_{19} H_{23} N O_3$ — thebain,	$C_{23} H_{26} N_2 O_4 + 4 H_2 O$ — brucin,
$C_{20} F_{21} N O_4$ — papaverin,	$C_{32} H_{49} N O_9$ — beratrin,
$C_{23} H_{29} N O_9$ — narcein,	$C_{43} H_{71} N O_{16}$ — solanin,
$C_{27} F_{36} N_2 O_7$ — pseudomorfin,	$C_{17} H_{23} N O_3$ — atropin,
$C_{33} F_{36} N_2 O_3$ — opianin,	$C_{17} H_{19} N O_3$ — piperin,
$C_8 H_{10} N_4 O_2$ — thein,	$C_{17} H_{19} N O_5$ — colchicin,
$C_7 H_8 N_4 O_2$ — theobromin,	$C_{17} H_{21} N O_4$ — kokain,
$C_{20} H_{17} N O_4$ — berberin,	$C_{20} H_{27} N_3 O$ — cytisin,
$C_{30} H_{47} N O_7$ — akonitin,	$O_{15} H_{21} N_3 O_2$ — eresin,
$C_5 H_5 N_5 O$ — quanin.	

Pryskyříce:

Kalatuna, benzoe, quajak, kopal, mastix, damar, šelak, kaučuk, gutaperča.

Glykosidy:

$C_{20} H_{27} N O_{11} + 3 H_2 O$ — amygdalin,	$C_{32} H_{54} O_{18}$ — senegin (saponin),
$C_{13} H_{18} O_7$ — salicin,	$C_{31} H_{50} O_{16}$ — rhodeoretin,
$C_{13} H_7 (C_6 H_5 \cdot C O) O_7 + 2 H_2 O$ — populin,	$C_{34} H_{56} O_{16}$ — jalapin,
$2(C_{12} H_{16} O_7) + H_2 O$ — arbutin,	$C_{30} H_{48} O_8$ — chinovin,
$C_{21} F_{24} O_{10} + 2 H_2 O$ — floridzin,	$C_{24} H_{36} O_9$ — glycyrrhizin,
$C_{36} F_{38} O_{20}$ — quercetin,	$C_{26} H_{44} O_{15}$ — helleborein,
$C_{15} F_{16} O_9 + 2 H_2 O$ — aeskulin,	$C_{22} H_{36} O_{11}$ — pinikrin,
$C_{22} H_{38} O_9$ — digitalin;	$C_{34} H_{56} O_{21}$ — ericolin,
$C_{14} H_{20} O_5$ — antiarin,	$C_{43} H_{71} N O_{16}$ — solanin,
$C_{10} H_{12} O_4$ — katharidin,	$C_{16} H_{18} O_7$ — aloin,
$C_{21} H_{22} O_7$ — kolumbin,	$C_{31} H_{38} O_{10}$ — kosin,
$C_{21} H_{25} O_7$ — limonin,	$C_{18} H_{30} O_6$ — smilacin,
$C_{15} H_{16} O_6 + H_2 O$ — cocculin,	$C_{12} H_{18} O_4$ — kascarilin,
$C_{10} H_{12} O_3$ — quasiin,	$C_{20} F_{28} O_6$ — absinthin, atd.

Barviva:

$C_{16} H_{14} O_5$ — brasilin,	$C_{20} H_{14} O_4$ — fenolftalein
$C_{16} H_{14} O_6 + 3 H_2 O$ — haematoxilon (kampeška),	$C_{58} H_{84} O_3$ — safranin,
$C_{15} H_{14} O_5$ — santalin,	$C_{12} H_8 O_5$ — morin,
$C_7 H_7 N O_3$ — orcein,	$C_{14} H_{14} O_4$ — kurkumin,
	$C_{18} H_{24} O$ — karotin.

Bilkoviny:

albumin, fibrin, kasein, haemoglobin, mucin.

Albuminoidy:

keratin, elastin, chitin, fibroin, spongin.

Prvky; mezinárodní atomové váhy (O=16).

Jméno prvku	Chem. znač.	Atomová váha pro		Jméno prvku	Chem. znač.	Atomová váha pro	
		H=1	O=16			H=1	O=16
Antimon (Stibium)	Sb	119,3	120,2	Neon	Ne	19,9	20,2
Argon	A	39,7	39,88	Nikl	Ni	58,3	58,68
Arsen	As	74,4	74,96	Niobium	Nb	93,3	9,35
Baryum	Ba	136,4	137,37	Olovo (Plumb.) .	Pb	205,4	207,10
Beryllium	Be	9,0	9,1	Osmium	Os	189,5	190,9
Bor	B	10,9	11,0	Palladium . . .	Pd	105,7	106,7
Brom	Br	79,4	79,92	Platina	Pt	193,4	195,2
Cerium	Ce	139,2	140,25	Praseodym . . .	Pr	142,5	140,6
Cesium	Cs	131,9	132,81	Radium	Ra	223,3	226,4
Cin (Stannum) . .	Sn	118,2	119,0	Rhodium	Rh	102,2	102,9
Didym	Di	142,0	143,1	Rtuť (Hydrargyrum) . . .	Hg	198,5	200,0
Draslík (Kalium)	K	38,8	39,10	Rubidium . . .	Rb	84,8	85,45
Dusík (Nitrogenium) . .	N	13,9	14,01	Ruthenium . . .	Ru	100,9	101,7
Dysprosium . . .	Dy		162,5	Samarium	Sa	148,9	150,4
Erbium	Er	164,8	167,4	Selen	Se	78,6	79,2
Europium	Eu		152,0	Síra (Sulphur) .	S	31,8	32,07
Fluor	F	18,9	19,0	Skandium (Scandium) .	Sc	43,8	44,1
Fosfor (Phosphorus) . . .	P	30,8	31,04	Sodík (Natrium) .	Na	22,8	23,00
Gadolinium . . .	Gd	154,9	157,3	Stroncium . . .	Sr	86,9	87,63
Gallium	Ga	69,5	69,9	Stříbro (Argentum)	Ag	107,1	107,88
Germanium	Ge	71,8	72,5	Tantal	Ta	181,1	181,0
Helium	He	4,0	3,99	Tellur	Te	126,7	127,5
Hliník (Aluminium)	Al	26,9	27,1	Terbium	Tb	158,8	159,2
Hořčík (Magn.) . .	Mg	24,2	24,32	Thalium	Tl	202,6	204,0
Chlor	Cl	35,2	35,46	Thorium	Th	230,8	232,0
Chrom	Cr	51,7	52,0	Thulium	Tm	169,4	168,5
Indium	In	113,1	114,8	Titan	Ti	47,8	48,1
Iridium	Ir	191,6	193,1	Uhlík (Carbonium)	C	11,9	12,00
Jod	I	125,9	126,92	Uran	U	237,6	238,5
Kadmium (Cadmium)	Cd	111,3	112,40	Vanadium . . .	V	50,9	51,06
Kobalt (Cobalt) . .	Co	59,1	58,97	Vápník (Calcium)	Ca	39,7	40,09
Krypton	Kr	81,2	82,9	Vizmut (Bismut) .	B	206,5	208,0
Křemík (Silic.) . .	Si	28,2	28,3	Vodík (Hydrogenium) . .	H	1,0	1,008
Kyslík (Oxygenium)	O	15,88	16,00	Volfram	W	182,7	184,0
Lanthan	La	137,8	139,0	Xenon	Xe	127,0	130,2
Lithium	Li	7,0	6,94	Ytterbium . . .	Yb	172,0	172,0
Lutecium	Lu		174,0	Ytrium	Y	88,3	89,0
Mangan	Mn	54,6	54,93	Zinek	Zn	64,9	65,37
Měď (Cuprum) . .	Cu	63,1	63,57	Zirkonium . . .	Zr	89,9	90,6
Molybden	Mo	95,3	96,0	Zlato (Aurum) .	Au	195,7	197,2
Neodym	Nd	139,4	144,3	Železo (Ferrum) .	Fe	55,6	55,85

Mendělejeva periodická soustava prvků.

Řada	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
Kyslíčník	M ₂ O MH	MO MH ₂	M ₂ O ₃ MH ₃	MO ₂ HH ₄	M ₂ O ₅ MH ₃	MO ₃ MH ₂	M ₂ O ₇ MH	MO ₄
Vodíková sloučenina . . .	H 1	—	—	—	He 4	—	—	—
Perioda 0	Li 7	Be 9	B 10,9	C 11,9	N 13,9	O 15,9	F 18,9	Ne 19,9?
» 1	Na 22,8	Mg 24,2	Al 26,9	Si 28,2	P 30,8	S 31,8	Cl 35,2	Ar 39,7
» 2	K 38,8	Ca 39,7	Sc 43,8	Ti 47,8	V 50,9	Cr 51,7	Mn 54,6	Fe 55,6
» 3	Cu 63,1	Zn 64,9	Ga 69,5	Ge 71,8	As 74,4	Se 78,6	Br 79,4	Ni 58,3
» 4	Rb 84,8	Sr 86,9	Y 88,3	Zr 89,9	Nb 93,3	Mo 95,3	—	Co 59,1
» 5	Ag 107,1	Cd 111,3	In 113,1	Sn 118,2	Sb 119,3	Te 126,7	I 125,9	—
» 6	Co 131,9	Ba 136,4	La 137,8	Ce 139,2	Nd 139,4	Pr 142,5	Sa 148,9	Rh 102,2
» 7	Gd 154,9	—	Tb 158,8	—	Er 164,8	—	Tu 169,4	Pd 105,7
» 8	—	—	Yb 172	—	Ta 181,1	W 182,7	—	—
» 9	Au 195,7	Hg 198,5	Tl 202,6	Pb 205,4	Bi 206,5	—	—	Os 189,5
» 10	—	—	—	Th 230,8	—	U 237,6	—	Ir 191,6
» 11	—	—	—	—	—	—	—	Pt 193,4
» 12	—	—	—	—	—	—	—	—

Přehled chemie anorganické.

Zákony chemické.

1. Zákon stálých poměrů. Prvky slučují se vždy v určitém a stálém poměru a ve vzniklé sloučenině obsaženo je veškeré váhové množství prvků v reakci vešlých.

2. Zákon množných poměrů: Slučují-li se dva prvky ve více poměrech, pak při stejném množství prvku jednoho tvoří množství prvku druhého jednoduchý číselný poměr.

3. Zákon stálých poměrů objemových: Prvky plynné slučují se v jednoduchých poměrech objemových a objem plynu vzniklého je v jednoduchém poměru k objemům obou plynů (1 obj. $H + 1$ obj. $Cl = 2$ obj. HCl , 2 obj. $H_2 + 1$ obj. $O = 2$ obj. H_2O , 3 obj. $H + 1$ obj. $N = 2$ obj. NH_3).

Nekovy (Metalloidy).

Vodík^I. Hydrogenium = 1.01.

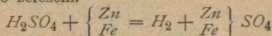
V přírodě rozšířen hlavně ve sloučeninách. S kyslíkem sloučený tvoří vodu, s uhlíkem uhlovodíky (surový petrolej); sloučeniny jeho s uhlíkem, kyslíkem a dusíkem tvoří důležitou součást těla rostlinného i zvířecího.

Lze jej získati z vody:

1. elektrolysou: $H_2O = \overset{+}{H_2} + \overset{-}{O}$;

2. rozkladem sodíkem, draslíkem, vápníkem, stronciem a baryem (za teploty normalné), hořčíkem (100°) železem neb uhlíkem v žáru).

Připravuje se v malém rozkladem kyseliny (H_2SO_4 , HCl) obyčejně zinkem nebo železem.



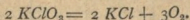
Vyrábí se na veliko elektrolysou vody okyslené kyselinou sírovou

Plyn bezbarvý, prostý chuti a zápachu, ve vodě málo rozpustný (jímá se nad vodou). Nejlehčí známé tělo ($h = 0.0695$). Váha 1 l $H = 1$ Krith = 0.09 g. Plní se jím balony. Nesnadno zkapalní. — Hoří, hoření však nepodporuje. Hoří-li na vzduchu, tvoří se voda. Plamen jeho je nesvitivý, velmi horký.

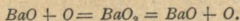
Kyslík. Oxygenium $O^{II} = 16$.

Prvek na zemi nejrozšířenější. Smíšen s dusíkem je ve vzduchu, sloučen s vodíkem ve vodě; též ve většině minerálů, jakož i v těle zvířecím a rostlinném.

Připravuje se v malém žiháním směsi chlorečnanu draselnatého a burele:



Vyrábí se buď elektrolysou vody, nebo dle Boussingaulta ze vzduchu; čistý vzduch vede se přes kysličník barnatý zahřátý na 500°—600°; vznikne kysličník baryčitý, který teplem 700°—800° se rozkládá:



Též frakcionovanou destilací tekutého vzduchu (Linde).

Plyn bez barvy, chuti a zápachu. Nehoří, hoření však silně podporuje. Slučování O s prvky zve se okysličování (oxydace), sloučenina pak kysličník (oxyd). —

Hoření je slučování látek s O za úkazů světelných a tepelných.

Kysličníky s vodou slučují se buď na kyseliny (modrý lakmus barví na červeně), nebo zásady či hydroxydy (červený lakmus na modro). První zveme kyselými, druhé zásaditými; jiné netvoří ani kyselinu ani zásad (kysličníky neutrálné, obojetné).

Kyselina se zásadou vytvoří sůl.

Odnímáme-li látce O , mluvíme o odkysličování či redukci. Používá se O v lékařství.

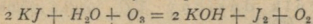
Ozon O_3 .

Jest druhou allotropickou modifikací*) kyslíku. Sledy jeho jsou ve vzduchu.

Tvoří se z kyslíku vzdušného účinkem jiskry elektrické. K ozonování kyslíku hodí se lépe temný výboj elektrický. (Ozoni-
sační trubice).

Od kyslíku liší se zápachem (fosfor připomínajícím). Okysli-
čuje prudčeji než obyčejný kyslík (užití v běličství).

Pozná se papírkem napuštěným mazem škrobovým a rozto-
kem jodidu draselnatého, který za přítomnosti O_3 zmodrá ;



Používá se k sterilisaci pitné vody, v běličství a pod.

Sloučeniny O s H .

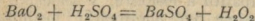
Směs H s O zapaluje se plamenem neb jiskrou elektrickou s prud-
kým výbuchem (tráskavý plyn). Vháníme-li O do plamene H (kohout
Daniellův), hoří směs klidně, při čemž docílí se teploty přes 2000° .
V plameni tom vápno rozžhaví se do bílého žáru a svítí. (Světlo
Drummondovo).

Slučováním H s O povstává:

voda H_2O . Pokrývá $\frac{3}{4}$ povrchu země; jest stálou součástí
vzduchu. V přírodě není čistá; chová v sobě rozpuštěny četné látky.
Čistí se destilací či překapováním.

Čistá H_2O jest bez barvy, chuti a zápachu. Mrzne při 0° , vře
při $100^\circ C$; při $4^\circ C$ má největší hutnotu (1 cm^3 při $4^\circ C$ váží 1 g). Voda
dešťová a sněhová je poměrně čistá. Voda tvrdá ob-
sahuje uhličitán vápenatý a hořečnatý (tvrdost dočasná) nebo též
síran vápenatý (tvrdost trvalá). Voda měkká jest prosta slou-
čenin vápníku i hořčíku. V. mořská obsahuje hlavně sůl ku-
chyňskou a soli hořečnaté. V. minerálné chovají dostatek
látek léčivých.

Kysličník vodičitý H_2O_2 vyrábí se z BaO_2 kyselinou
sírovou.



Bezbarvá tekutina; snadno s výbuchem se rozkládá. V ob-
chodě 3% roztok.

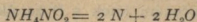
Užívá se v běličství i lékařství.

Dusík. Nitrogenium N^{III} a $IV = 14.04$.

Hlavní součást vzduchu (asi $\frac{4}{5}$ dle obj.). Sloučený přichází
v některých nerostech na př. ledku chilském; též v organismech
rostlin a živočichů.

*) Vyskytuje-li se týž prvek ve více tvarech, které liší se vlast-
nostmi fysickými i chemickými, zveme zjev ten allotropií, jedno-
tlivé tvary pak allotropickými modifikacemi.

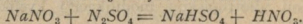
Připravuje se v malém ze vzduchu, z něhož odstraní se (na př. hořením *P*, nebo rozžhavenou *Cu*) kyslík; čistý z dusanu amonatého:



Plyn bez barvy, chuti a zápachu, ve vodě těžko rozpustný.

A m m o n i a k (čpavek) NH_3 vzniká při hnutí organických látek dusíkatých. Vyrábí se na veliko: z amoniakálních vod plynárenských účinkem vápna, v malém: zahříváním salmiaku s vápnem. — Plyn bezbarvý, pronikavě páchnoucí. Snadno skondensuje. — Užívá se k výrobě umělého ledu (přístroj Linde-ův).

Kyselina dusičná HNO_3 vyrábí se na velko zahříváním dusičnanu sodnatého $NaNO_3$ s kyselinou sírovou.



Kapalina bezbarvá, chuti kyselé; na vzduchu dýmá; kúží, hedvábí a j. ústrojiny barví na žluto. Prostředek oxydační i redukční. Účinkem světla a tepla žloutne. Soli = dusičňany. — Nedodrží-li se poměr v poslední rovnici určený a stoupne-li teplota nad 220^0 , tvoří se červená dýmavá kyselina dusičná.

Lučavka královská je směsí 1 dílu HNO_3 a 2 dílů HCl ; rozpouští zlato a platinu.

Kysličník dusičný N_2O_5 vzniká účinkem kysličníku fosforečného v HNO_3 .

Kysličník dusičitý N_2O_3 vzniká účinkem mědi v HNO_3 hutnoty 1:2. — Plyn bezbarvý, hoření podporující. S kyslíkem slučuje se na

kysličník dusičelý N_2O_4 ; plyn hnědočervený, jedovatý; vzniká též rozkladem HNO_3 za tepla neb na světle.

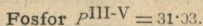
Kysličník dusíkový N_2O vzniká z HNO_3 účinkem kysl. arsenového. Existence schopný pod -21^0 ; jedovatý. V ledové vodě se rozpouští na

kyselinu dusíkovou HNO_2 , jejíž soli (dusany) lze obdržeti žiháním dusičnanů.

Kysličník dusnatý N_2O připravuje se zahříváním dusičnanu amonatého. — Plyn bezbarvý, příjemně páchnoucí; podporuje hoření. Užívá se v lékařství k uspávání (plyn rajský). Jemu odpovídá

kyselina dusnatá, látka explosivní stejně jako soli její dusnatany.

Vzácné prvky atmosféry: Argon $A = 40$, helium $He = 4$, neon $Ne = 20$, krypton $Kr = 82$, xenon $X = 128$.



V přírodě v apatitu a fosforitu, v semenech rostlin, v kostech živočichů a j. Známe dvě allotropické modifikace fosforu: bílý a červený.

Bílý jest bezbarvý nebo žlutavý; snadno taje (44^0). Za obyčejné teploty je křehký. Jedovatý. Páry jeho za tmy světélkují (zkouška Mitscherlichova). Snadno se zapaluje. Rozpouští se v CS_2 .

Červený vyrábí se z bílého zahříváním za nepřístupu vzduchu. Prášek hnědočervený, nesvětélkuje, nerozpouští se v CS_2 , není jedovatý.

Fosforovodík plynný PH_3 vzniká působením H v okamžiku zrodu na fosfor. Též rozkladem forfidů*) vodou.

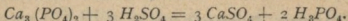
*) sloučeniny *P* s kovy.

Kysličník fosforový P_2O_3 (P_4O_6) vzniká oxydaci fosforu za nedostatečného přístupu vzduchu.

Kyselina fosforová H_3PO_3 , soli fosforany.

Kysličník fosforečný P_2O_5 vzniká hořením P na vzduchu. S vodou studenou skytá kyselinu metafosforečnou HPO_3 , s horkou vodou kyselinu orthofosforečnou H_3PO_4 .

Kyselina orthofosforečná vyrábí se rozkladem své soli vápenaté, fosforečnanu vápenatého, kyselinu sírovou:



Syrupovitá kapalina; pálena jsouc na 260° mění se na kyselinu pyrofosforečnou $H_4P_2O_7$, která pak dalším pálením přechází v kyselinu metafosforečnou HPO_3 , látku sklu podobnou.

P bílý vyrábí se z popele kostí, který jest v podstatě fosforečnanem váp. a hořečnatým. Popel mísí se s H_2SO_4 a vodou; vzniká kys. fosforečnan váp., který smísí se s uhlím a pak žihá; tvoří se metafosforečnan, účinkem uhlí pak P , který sbírá se v jímadle pod vodou.

Užívá se P bílého k hotovení obyčejných zápalek, červeného k hotovení zápalek švédských.

Arsen. Arsenicum = $As^{III-V} = 75$.

Objevil: v 13. stol. Albert. Magnus, 1733 Brandt. V přírodě přichází ryzí a ve sloučeninách; v kyzu železném. Dobývá se z ryzího arsenu sublimací neb pálením arsenových nerostů bez přístupu vzduchu.

Arsen jest světlošedý, kovově lesklý, $h = 5.73$; je křehký. Teplem přímo sublimuje. Molekula arsenová v parách jest 4-atomová. Rychlým ochlazením mění se v beztvary arsen (zrcadlo arsenové). Na vzduchu shoří modravým plamenem; zapáchá česnekem. Arsen i sloučeniny jsou jedovatý.

Arsenovo dík AsH_3 . Vzniká účinkem vodíku ve stavu zrodu ve sloučeninu arsenu. (Zkouška Marshova.) Plyn jedovatý. Kysličník arsenový As_4O_6 , utrých, otrušík, arsenik přichází jako takový u Kutné Hory (jedová moučka). Roztok arsenanu drasel. se používá jako léku. Slouží k dělání sviniobrodské zeleni, ve sklářství; jako jed proti škodlivé zvěři. S vodou dává kyselinu arsenovou H_3AsO_3 ; soli její slovou arsenany.

Kysličník arseničný As_2O_3 dává s H_2O kyselinu arseničnou, H_3AsO_4 . Soli její jsou arseničnany.

Kyselina pyroarseničná $H_4As_2O_7$ a metarseničná $HAsS_3$. Sirník arseničitý mineral reagar (AsS_2), arsenový rubín, červené sklo. Slouží v malířství a ohňostrůjství As_2S_3 (auripigment), žluté sklo arsenové. Slouží k holení a v malířství. Sirník arseničný As_2S_5 .

Antimon. Stibium = $Sb^{III-V} = 120$.

Znám ode dávna. Vyskytuje se ryzí a ve sloučeninách (leštěnec antimonový, surma atd.). Dobývá se z leštěnce pražením a redukcí vzniklého kysličníku uhlím a potaší. Antimon jest namodralý, kovově lesklý, $h = 6.71$. Křehký. Shoří modrozeleným plamenem v Sb_4O_6 , kyslič. antimonový. Slouží k výrobě slitin: liteřiny ($Pb + Sb$), kovu britanského. Sloučeniny jsou jedovatý.

Antimonovo dík SbH_3 vzniká podobně jako arsenovodík. Jest jedovatý.

Kysličník antimonový Sb_4O_6 (valentinit); rozpouští se v louhu a dává antimonany.

Kysličník antimonický Sb_2O_3 pálením kyseliny antimonické H_3SbO_4 . Kyselina metantimonická $HSbO_3$ a pyroantimonická $H_4Sb_2O_7$.

Sírník antimonový Sb_2S_3 (surma). Vařen se sírou a louhem sodnatým dává síroantimoničnan sodnatý (Schlippeovu sůl). Sírník antimonický Sb_2S_5 , slouží jako zlatá síra v lékařství a k barvení kaučuku na červeno. Chlorid antimonový $SbCl_3$ (antimonové máslo), vodou dává $SbOCl$ oxychlorid (prášek Algarotův). Chlorid antimonický $SbCl_5$.

Vizmut. Bismuthum = Bi^{III-V} = 208·5.

1739 Pott objevil. V přírodě ryzí; doprovází rudy niklové a kobaltové. Dobývá se vycezováním přirozeného vizmutu neb pálením rud s uhlím.

Halogeny.

Chlor = Chlorum. Cl^I = 35·45.

Objevil Scheele 1774. Nalézá se ve sloučeninách, zejména soli kuchyňské $NaCl$, která slouží též k jeho výrobě. Vyrábí se elektrolýsou vodního roztoku chloridu sodnatého neb draselnatého.

— +
 $KCl = K + Cl$. V laboratoři připravíme si chlor rozkladem chlorového vápna kyselinou solnou. Plyn žlutozelený (chlóros-žlutozelený), páchne nepříjemně, dusivě, a jest krutý jed. Vdychován působí kašel, zápal sliznice a plic a zadušení. Tlakem 3-atm. při $0^\circ C$ mění se ve žlutou kapalinu. Ve vodě se rozpouští a dává chlorovou vodu. Slučuje se přímo s prvky ve chloridy. Zlato se rozpustí ve vodě chlorové. Směs vodíku a chloru nazývá se traskavým plynem chlorovým. Slouží k bílení (chlorové vápno), k desinfekci a antisepsi.

Chlorovodík HCl . Nalézá se v sopečných plynech ve šťávě žaludeční a jinde. Vyrábí se zahříváním kuchyňské soli s kyselinou sírovou. Též při výrobě Leblancovy sody jest vedlejším výrobkem. Plyn bezbarvý, rozpustný ve vodě. Roztok vodný zove se kyselinou solnou; ($h=1\cdot22$). Soli jsou chloridy. Lučavka královská jest směsí HCl (3 díly) a HNO_3 (1 díl). Nečistý vizmut se čistí přetápěním. Vizmut jest červenavě bílý, kovově lesklý, slohu lupenitého, křehký, $h=9\cdot9$; rozpouští se v kyselině dusičné. Shoří ve žlutý kysličník vizmutový Bi_2O_3 . — Bi_2O_5 kysličník bismutičný. Užívá se ho ke slitinám snadno tavitelným, k děláni odlitků (stereotypů) a j.

Chlorid bismutový $BiCl_3$ (máslo bismutové). S přebytkem vody dává oxychlorid vizmutový a slouží v malířství jako běloba perlová.

Dusičan vizmutový $Bi(NO_3)_3$ zředěn vodou dává zásaditý dusičnan vizmutový (Magisterium bismuthi), lék a líčidlo (běloba španělská).

Skupina vanadová.

Vanadium ($V=51\cdot2$); niob ($Nb=94$); tantal ($Ta=183$).

Kysličník vanadičný V_2O_5 , výborná vývojka fotografická. Ocel vanadová používaná k děláni pancéřových plátů na lodi.

Kysličník chlornatý Cl_2O s vodou dává kyselinu chlornatou a soli její jsou chlornatany. Chlornatan vápenatý tvoří součást chlorového vápna. Slouží v běličství.

Kyselina chlorečná $HClO_3$, soli její chlorečnany (chlóráty). $KClO_4$ chlorečnan draselnatý.

Kysličník chloričelý ClO_2 , plyn těžký, hnědožlutý. Za přítomnosti ústrojnin se rozkládá s výbuchem.

Brom. Bromum. $Br^I = 79.96$.

Objevil Ballard r. 1826. Přichází současně s chlorem v bromidech ve vodě mořské a j. Dobývá se z louhů zbylých po zpracování solí stassfurtských. Jest to hnědočervená kapalina ($h=3.18$) nepříjemného zápachu (brómos = hnusný zápach). Jest škodlivý. Ve vodě se rozpouští (bromová voda). Rozpustný též v sirouhlíku, chloroformu, etheru; v chemických vlastnostech jest podoben chloru. Soli jeho slují bromidy. Používá se k výrobě bromidů, (KBr), draselnatý užívaný v lékařství, fotografii a jinde.

Bromovodík HBr , bezbarvý plyn, $h=2.79$. Bromidy, soli bromovodíku jsou látky ve vodě rozpustné. Zahříváním bromidů s burelem a kyselinou sírovou vyvinuje se brom.

Jod = Jodum. $J^I = 126.85$.

Objevil Courtois 1811. V přírodě volný, hlavně však ve sloučeninách (jodidy), v mořské vodě a j. Dobývá se z matečných louhů při čistění ledku $NaNO_3$, účinkem kysličníku siřičitého. Jod tvoří šupinky šedočerné, kovově lesklé, $h=4.95$. Zahříván přeměňuje se v páry, aniž by tál, (sublimuje) barvy fialové (ioeides = fialkový). Vypařuje se již za obyčejné teploty. Jest jedovatý a barví kůži hnědožlutě. Ve vodě se rozpouští (jodová voda); snadno však v líhu (jodová tinktura), v étheru a v jodidu draselnatém (roztok Lugolův). Maz škrobový barví modře za studena. Slučuje se přímo s prvky na jodidy. Jodid draselnatý, sodnatý a ústrojně jeho sloučeniny slouží v lékařství, ve fotografii a barvířství.

Jodovodík HJ , plyn bezbarvý, $h=4.42$. Soli jeho, jodidy, jsou obyčejně zbarvené a rozpouštějí se ve vodě. Zahříváme-li je s kyselinou sírovou a burelem, vyvinuje se jod.

Prvky tyto slují halovými či halogeny, solitvorné (hals = sůl; jejich soli nazývají se haloidy.

Fluor^I. Fluorum. $F = 19$.

V přírodě přichází ve sloučeninách (kazivec = fluorid vápenatý) CaF_2 . — Kryolith $AlF_3 \cdot 3NaF$. Připraví se elektrolysou kapalného fluorovodíku. Jest to plyn nejslučivější ze všech nekovů. Barvy zelenavě žluté, zapáchající, $h=1.26$. Slučuje se dychtivě s vodíkem, který odejímá všem ústrojninám. Soli jeho slovou fluoridy.

Fluorovodík HF . Vzniká zahříváním kazivce přebytečnou koncentrovanou kyselinou sírovou v olovených nádobách. Plyn bezbarvý usmrcuje rychle; $h=0.988$. Leptá sklo. S vodou dává kyselinu fluorovodíkovou.

Síra. Sulfur. $S^{II,IV,VI} = 32.06$.

V přírodě samorodá (Sicilie) i ve sloučeninách (kyzy, blejna, leštěnce, sádrovec, hořká sůl).

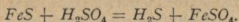
Dobývají S na Sicilii vycezováním z kamení sírou prostoupeného (kamení sirné). Kamení sype se do pecí a spodem se zapálí, část shoří, ostatní síra se taví a vytéká. Též pálením kyzu železného a odpadků sodových. Čistí se destilací.

S známe ve třech modifikacích:

Kosočtverečná S je světle žlutá, křehká v CS_2 rozpustná. Taje při 114° . Po odlití roztavené síry vykřystaluje zbytek v hranolcích jantarově žlutých (síra jednoklonná), která se v CS_2 rozpouští. Lijeme-li tekutou S do studené vody, ztuhne v látku tvárnou (síra tvárná), která je v CS_2 nerozpustná.

S užívá se k výrobě H_2SO_4 v lékařství, při výrobě sirek a j.

Sírovodík H_2S připravuje se ze sirníku železnatého působením H_2SO_4 .



Plyn bez barvy, odporného zápachu; je jedovatý. Spaluje se na kysličník siřičitý a vodu. Působí jako slabá kyselina. Soli = sirníky (sulfidy).

Kysličník siřičitý SO_2 tvoří se hořením S ; na veliko vyrábí se pálením sirníku na vzduchu (pražení). — Plyn bezbarvý, pichlavého zápachu. Užívá se v běličství a k desinfekci. S vodou skýtá kyselinu siřičitou H_2SO_3 (soli, siřičitany).

Kysličník sírový SO_3 tvoří se, vedeme-li směs $SO_2 + O$ přes rozžhavený platinový asbest (katalysator). Bílé jehlice; s vodou slučuje se prudce na kyselinu sírovou H_2SO_4 (technická výroba H_2SO_4 dle Winklera). Pochoď tovární výroby v olověných komorách je asi následující: SO_2 (z pyritu) do olověných komor, kde se stýká se s vodou a kysličníky dusíku; tvoří se H_2SO_3 , která účinkem těchto kysličníků se oxyduje na H_2SO_4 .

Tekutina olejovitá bez barvy a zápachu. S vodou se mísí za mocného vývoje tepla. Odnímá vodu vzduchu; H_2O v poměru H_2O i látkám organickým. Soli = sírany (sulfáty).

Kyselina sirnatá $H_2S_2O_3$ známá jen v solích (sirnatanech).

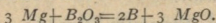
Sírouhlík CS_2 tvoří se, vedou-li se páry S přes žhavé uhlí. Tekutina bezbarvá, světlo silně lámající, odporného zápachu. Hoří. Je jedovatý.

Selen $Se = 79.1$, tellur $Te = 127.6$. Selen přichází v různých videch: Kovový Se je šedý; za tmy špatně vodi elektrinu.

Tellur kovový je stříbroblý.

Bor (Borium). $B^{III} = 11$.

V přírodě v kyselině borové a minerálu tinkálu. Beztvarý získá se žháním kysličníku borového s hořčíkem:



Černý prášek. V roztopeném hliníku se rozpouští a vykrystalluje ochlazením jako bor démantový.

Kysličník borový B_2O_3 připraví se žháním kyseliny borové; hmota sklovitá, ve vodě rozpustná.

Kyselina borová H_3BO_3 prýští s vodními parami ze země v Toskansku (fumaroly č. soffiony), odkud se také těží. Bezbarvé, perleťově lesklé šupinky ve vodě rozpustné; plamen barví zeleně. Soli = borany. H_3BO_3 zahříváním mění se v kyselinu metaborovou, při 160° na kys. tetraborovou (sůl sodn. = borax). Užívá se H_3BO_3 v lékařství, k desinfekci a j.

Uhlík = Carbonium. $C^{IV} = 12$.

Krystalovaný v přírodě jako démant a tuha. Ve sloučeninách tvoří podstatnou součást těla organického. Sloučeniny jeho jsou hojny i v říši minerální (vápenec a j.).

Démant krystalluje v soustavě krychlové. Nejtvrdší minerál zvláštního lesku a pěkné měny barev. Brasilie, již. Afrika, Vých. Indie a j.

Tuha (grafit) hrání v soustavě šesterečné; barva šedá, lesk kovový; snadno se otírá. Anglie, Sibir, Pasov, Krumlov.

Uhlík beztvarý tvoří se při zahřívání látek za nepřístupu vzduchu (suchá destillace). Látka černá, neprůhledná. Více méně čisté formy beztvarého uhlíku: kopt čili saze (čern tiskařská a tuše), uhlí retortové (uhlíky do elektr. lamp a do galvanických článků), dřevěné uhlí.

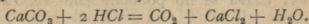
živočišné uhlí (spodium či uhlí z kostí, užívané v rafineriích cukru), koks (při procesech metallurgických). Sem bývají počítána též paliva přirozená, uhlíkem bohatá:

Anthracit (90—95% C), uhlí černé (80—86% C) hnědé (70% C), rašelina 60% C.

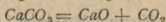
Uhlovodíky jsou východiskem řad v ch. m. org.

Kysličník uhličitý CO_2 je stálou součástí vzduchu (asi 0.04%); v krajinách sopečných uniká ze země (mofetty, Psí jeskyně a j.); též rozpuštěn ve vodách (kyselky, pramenitá voda).

Vzniká spalováním látek uhlikatých. Přípravuje se v malém: rozkladem vápence zředěnou kyselinou solnou.



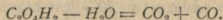
Vyrábí se na velko: pálením vápence



Plyn bezbarvý, chuti nakyslé. Těžší vzduchu; snadno ztekutí. Nehoří; hoření dusí; jedovatý. Vodou se pohlcuje (sodová voda).

Užívá se v cukrovarství, k výrobě sody, šumivých nápojů, čepování piva a j.

Kysličník uhelnatý tvoří se hořením uhlikatých látek za nedostatečného přístupu vzduchu; též vede-li se pára vodní přes rozžhavený uhlík (koks) $H_2O + C = CO + H_2$ (plyn generatorový a vodní). V malém: zahříváním kyseliny šťavelové s H_2SO_4 :



Plyn bez barvy, chuti a zápachu. Hoří, hoření nepodporuje jedovatý.

Svítiplyn je směs vodíku, uhlovodíků (hlavně methan CH_4 a ethylen C_2H_4), kysličníku uhelnatého, jakož i plynů, svítiplyn znečišťujících. Vyrábí se suchou destillací kamenného uhlí v retortách šamotových. Vzniklý plyn zbavuje se znečišťujících součástí v hydraulice (dehet, NH_3) chladí se v chladiči, v promyvači zbaví se NH_3 , a v čističi pak účinkem rudy bahenní sirovodíku; čistý plyn vede se do plynojemu. V retortách zpět zbývá koks, na stěnách jich usazuje se uhlí retortové.

Křemík = Silicium, $Si^{IV} = 28.4$.

Prvek po kyslíku v přírodě nejrozšířenější, však toliko ve sloučeninách: kysličníku křemičitém, kyselině křemičité a křemičitanech.

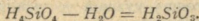
Si přichází ve dvou allotrop. modifikacích: beztvary a krytstalovaný.

Beztvarý získá tavením kysličníku křemičitého s hořčíkem, nebo z halových sloučenin sodíkem. Hnědý prášek, snadno zápalný.

Krytstalovaný získáváme rozpouštěním beztvarého v roztopeném hliníku a ochlazením. Tmavé, kovolessklé osmistěny. Nezapaluje se.

Křemíkovodík SiH_4 vzniká účinkem kyselin v silicidy (sloučeniny křemíku s kovy). Plyn bezbarvý, samozápalný.

Kysličník křemičitý SiO_2 v přírodě jako křemen a jeho odrůdy. Bílý prášek nerozpustný v kyselinách mimo fluorovodíkové. Taven s hydroxydy nebo uhličitany alkalickými poskytuje sklo ve vodě rozpustné (vodní sklo). Z něho účinkem kyselin solné vylučuje se kyselina orthokřemičitá H_4SiO_4 jako bezbarvá, rosolovitá ssedlina. Vysýcháním mění se v kyselinu metakřemičitou H_2SiO_3 .



Podobně lze z více molekul kyseliny orthokřemičité odjímáním vody odvoditi kys. polykřemičité, které mají v molekule více než 1 atom Si . Jich soli, křemičitany (silikáty) jsou přírodě velmi rozšířeny.

Opál je směsí několika kys. polykřemičitých. Hlínka infusorní (skořápky rozsívek) je v podstatě rovněž kyselina křemičitá.

Fluorid křemičitý SiF_4 vznikne rozpouštěním křemene v HF ; plyn bezbarvý, jedovatý. S vodou skýtá kyselinu fluorokřemičito-vodíkovou H_2SiF_6 . Soli její: fluorokřemičitany.

Karbid křemičitý SiC vzniká pálením směsi koksu a písku v elektrické peci. Tvrdost blíží se démantu. Technicky je zbarven, čistý je bezbarvý. Užívá se ho podobně jako smyruku.

Kovy (metally).

Kovy alkalické.

Draslík = Kalium. $K^I = 39.15$.

V přírodě rozšířen hlavně ve sloučeninách (křemičitanech). Vyrábí se elektrolysou roztaveného hydroxydu neb chloridu draselného. Krystalluje v osmistěnech, kov barvy stříbrné, vidu kovového, za obecné teploty měkký jako vosk; $h = 0.86$. Na vzduchu rychle nabíhá a mění se v hydroxyd. Shoří plamenem fialovým. Vodu rozkládá prudce, uvolňuje H a vznikne hydroxyd draselnatý.

Chlorid draselnatý KCl jest hlavní součástí stassfurtských solí. Hojněho používání dochází v hospodářství.

Uhličitán draselnatý K_2CO_3 potaš; slouží k výrobě skla, mýdel a sloučenin draselnatých.

Hydroxyd draselnatý KOH , draslo či kali; roztok vodný sluje louh draselnatý; vyrábí se elektrolysou chloridu draselného. Roubíkový slouží k účelům chirurgickým (žiravý kamének).

Chlorečnan draselnatý $KClO_3$. K výrobě O v malém a v lékařství.

Dusičnan draselnatý KNO_3 (ledek, salnytr); slouží jako mocné okysličovadlo a používán jest hojně v ohňostrůjství a k výrobě střelného prachu černého (směs ledku 75%, uhlí dřevěného 13%, síry 12%).

Rubidium = $Rb = 85.4$ a caesium = $Cs = 133$ podobají se draslíku; sloučeniny jejich barví plamen fialově.

Sodík = Natrium. $Na^I = 23.05$

Přichází ve sloučeninách podobně jako sloučeniny draslíku (kuchyňská sůl). Vylučuje se elektrolysou roztaveného hydroxydu sodnatého neb chloridu. Sodík jest kov stříbrobílý, slině lesklý, měkký, $h = 0.97$, $b. t. = 95.6^\circ$. Vodu rozkládá za obyčejné teploty. Na vzduchu rychle slučuje se s kyslíkem. Používá se k výrobě čistého hydroxydu, v chemii organické, při dobývání zlata a jinde. Plamen barví žlutě.

Kysličník sodičitý Na_2O_2 slouží v běličství.

Dusičnan sodnatý $NaNO_3$, čilský ledek nalézá se hojně v Jižní Americe v Peru a Chile; jest hygroskopický a slouží jakožto výborné hnojivo dusíkaté.

Chlorid sodnatý $NaCl$ (kuchyňská sůl) jest veledůležitá sloučenina. Dobývá se dolováním, odpařováním solánek a vody mořské. Pro lidi jest nezbytná, podporující trávení. Slouží k výrobě sody.

Uhličitán sodnatý (soda) Na_2CO_3 . 10 H_2O tvoří jednodlonné krystally. Dobývá se pochodem Leblancovým neb Solvayovým z kuchyňské soli. Ohromný význam ve velkopřůmyslu chemickém. Pálena dává sodu kalcinovanou.

Kyselý uhličitan sodnatý NaHCO_3 slouží v lékařství a k výrobě šumících nápojů.

Síran sodnatý $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (Glauberova sůl) nalézá se v mnohých vodách (Karlovské). Slouží v lékařství, jakožto prostředek projímací, ve sklářství a j.

Tetraboran sodnatý $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, borax, bezvodý jako pálený borax. V praktickém životě dosti používaný.

Hydroxyd sodnatý NaOH (žiravý natron) používaný k výrobě mýdel, k čištění vod.

Lithium = $\text{Li} = 7.03$ v lepidolithu (Rožná). Barví plamen karmínově.

Ammonium = $(\text{NH}_4) = 18$. Vyloučiti volné ammonium se nepodařilo.

Hydroxyd ammonatý nalézá se ve vodném ammoniak.

Chlorid ammonatý NH_4Cl , salmiak, slouží k přípravě čistého ammoniak, v barvířství, při spojování kovů, v lékařství, jako hnojivo a j. Síran ammonatý $(\text{HN}_3)_2\text{SO}_4$ slouží k natírání dřeva, aby se stalo nespalitelným. Důležité hnojivo. Dusičnan ammonatý NH_4NO_3 slouží k výrobě traskavin. Fosforečnan ammonato-sodnatý, fosforečná sůl slouží v laboratorích k přípravě perličky fosforečné. Uhličitan ammonat (jelení sůl, sůl čpavá); odstraňují mastné skvrny.

Kovy žiravých zemin.

Vápník = Calcium. $\text{Ca}^{\text{II}} = 40.1$.

V přírodě nalézá se hlavně ve sloučeninách. Dobývá se elektrolysou roztopeného chloridu vápenatého. Jest kov bílý, silně lesklý, tažný a kujný; $h = 1.56$; na vzduchu suchém se nemění. Plamen barví žlutočerveně.

Kysličník vápenatý CaO , neroztápí se ani v plameni kyslíkovodíkovém. (Drummondovo světlo); připravuje se pálením vápence.

Hydroxyd vápenatý, žiravé vápno $\text{Ca}(\text{OH})_2$, vodný roztok zove se vápennou vodou. Vápenné mléko slouží k přípravě malty.

Uhličitan vápenatý CaCO_3 nejrozšířenější sloučenina vápníku, jakožto vápenec krystalující šesterečně a arragonit kosočtverečně. Skládá skořápky vajec, ústřic, perel, kostry zvířat a j. Kyselý uhličitan vápenatý tvoří pomíjivou tvrdost vody. Voda uhličítá rozpouští vápenec. Tím vysvětluje se tvoření jeskyň a krápníků.

Síran vápenatý CaSO_4 , nerost anhydrit, sádrovec a j. Vodě dodává tvrdosti stále. Tvoří kotelný kámen. Pálená sádra hodí se k výrobě odlitků.

Chlornatan vápenatý $\text{Ca}(\text{ClO})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ jest součástí chlorového neb bělicského vápna.

Fosforečnan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ v nerostu fosforitu a v superfosfátech se síranem vápenatým. Důležitá mrva.

Křemičitan vápenatý: podstata amfibolu, slíd, živců, cementu a skla.

Sklo jest okenní (sodnaté), české (draselnaté), křišťálové, flintové, crovnové, strass a barevné. Suroviny: křemen, kyselina borová, potaš, soda, (Glauberova sůl), křída, mramor, vápenec; kysličník olovnatý. Rozemleté suroviny se mísí, taví v sklářských pecích při 2000—3000°. Vznikne kapalina (sklo), která se dá foukati a liti.

Stroncium. Strontium = $\text{Sr}^{\text{II}} = 87.6$.

Přichází hlavně ve sloučeninách: strontianitu SrCO_3 , celestinu SrSO_4 . Vyrábí se elektrolysou roztopeného chloridu strontnatého.

Kov světležlutý $h = 2.5$. Voda stroncianová slouží v cukrovarství. Soli strontnatých používá se v ohňostrůjství, jelikož barví plamen krásně šarlatově.

Barium. $Ba^{II} = 137.4$.

Přichází v barytu $BaSO_4$, witheritu $BaCO_3$; sloučeniny jeho jsou jedovaté.

Sírník barnatý BaS ponechán na slunci ve tmě svítí (boloňský světloňoš).

Síran barnatý $BaSO_4$, stálá běl (blanc fixe) v papírnách a tisku tapet používaná.

Kysličník baryčitý BaO_2 slouží k výrobě O .

Baryum, kov žlutý ($h = 3.6$) připravuje se elektrolysou roztaveného chloridu barnatého.

Skupina hořčíků

Hořčík = Magnesium = $Mg^{II} = 24.6$.

V přírodě hlavně ve sloučeninách: magnesitu $MgCO_3$, dolomitu $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, karnallitu a j. Hořčík možno dobytí elektrolysou roztopeného karnallitu ($KMgCl_3 \cdot 5 H_2O$) v železném kelímku, který zároveň představuje katodu; anodou jest uhelná tyč. Hořčík jest kov stříbrobílý, lesklý, tažný a kujný, velmi lehký, $h = 1.74$. Za obyč. teploty na vzduchu stálý; shoří skvělým plamenem, bohatým paprsky chemicky činnými, ultrafialovými. Vodu rozkládá za varu. Používá se v ohňostrůjství, ve fotografii a jako odkysličovadlo.

Kysličník hořečnatý MgO , pálená magnésie, bílý, kyprý prášek.

Hydroxyd hořečnatý $Mg(OH)_2$, jako protijed při otravě utrychem.

Síran hořečnatý $MgSO_4 \cdot H_2O$ jako kieserit neb $MgSO_4$ 7 aq jako hořká sůl (vody: Zaječická, Bylanská). Slouží v lékařství a barvířství.

Uhlíčan hořečnatý $MgCO_3$, v přírodě minerál magnesit; rozpouští se ve vodě, uhlíčitě a dodává vodě tvrdosti pomíjivé. Svářením síranu hořečnatého sodou vzniká magnésie bílá, zásaditý uhlíčan hořečnatý.

Křemičitany hořečnaté: forsterit, olivin. Vodnaté: mastek, mořská pěna, serpentin a j.

Zinek = Zincum = $Zn^{II} = 65.4$.

Rudy zinkové: sfalerit ZnS , smithsonit $ZnCO_3$, willemnit, kembermorfit a j. Nověji dobývá se zinek cestou elektrolýtickou. Sfalerit praží se na síron a tento se rozkládá proudem elektrickým.

Zinek jest kov modravě bílý, velmi lesklý, lomu lupenato-kryštalického. Krystaluje hexagonálně; $h = 7.11 - 7.18$, za obyčejné teploty křehký, při $100 - 150^\circ$ kujný a tažný. $B. t. = 420^\circ$, vře při 950° a destilluje. Na vzduchu šedne. V kyselinách i v horkém louhu se rozpouští (zinečnatany). Slouží v podobě plechu a drátu; k děláni čtých slitin; zinkový prach silné odkysličovadlo.

Kysličník zinečnatý ZnO , běloba zinková, nečerná sírovodíkem. Vyrábí se spalováním par zinkových na vzduchu.

Hydroxyd zinečnatý $Zn(OH)_2$ má povahu kyselou i zásaditou.

Chlorid zinečnatý $ZnCl_2 \cdot H_2O$, zinkové máslo, slouží k napouštění dřeva, aby nehnílo, v klempířství jako tekutina spájecí a v organické chemii jako činidlo vodu odejímající.

Síran zinečnatý $ZnSO_4 \cdot 7 H_2O$, bílá skalice v barvířství a lékařství (oční kamínek) upotřebená.

Sírník zinečnatý ZnS , jako minerál: sfalerit krychlový a wurtzit hexagonální.

Kadmium = Cd = 112·4.

Jest kovem vzácným a doprovází Zn v jeho rudách. Při výrobě zinku nalézá se kysličník kademnatý v jímadlech jakožto první podíl. Destillací tohoto kysličníku s dřevěným uhlím získáme čisté kadmium prodejně. Jest kov bílý, silně lesklý, tažný a kujný, měkký, $h = 8·6$; vře při 770^0 . Shoří temně červeným plamenem a zbývá hnědý kysličník CdO . Slouží k výrobě snadno tavitelných slitin (Woodův kov: Bi , Pb , Sn , Cd).

Síran kademnatý $CdSO_4$, slouží v očním lékařství.

Sírník kademnatý CdS , kadmiová žluť, v barvířství, v malířství a v tisku používána.

Rtuť = **Hydrargyrum** = Hg^{I-II} = 200·3.

Hydrargyrum (tekuté stříbro) známo od nejstarších dob. Nalézá se ryzí a ve sloučeninách: rumělka, cinnabarit HgS .

Dobývá se v hutích ze sirníku rtuťnatého (rumělky) pražením na vzduchu neb destillací s vápnem, v případě železem.

Rtuť, za obyčejné teploty kov tekutý, je stříbrobílá, slině lesklá; $h = 13·56$. Tuhne při $-39·5^0$; krystalluje v osmistěnech. Vypařuje se již za obyčejné teploty. Molekula rtuťových par jest jednoatomová. Rozpouští se v kyselině dusičné. Dá se vyčistiti zředěnou kyselinou dusičnou. S kovy se slučuje a poskytuje amalgamy buď pevné neb tekuté. Poskytuje soli rtuťnaté (dvojmocenství) neb rtutičnaté (jednomocenství). Používá se k účelům vědeckým, plnění tlakoměrů, teploměrů a vývěv, při pracích s plyny, při stříbření a zlcení v ohni, při dobývání zlata a stříbra, při děláni zrcadel, v zubním lékařství a j.

Kysličník rtuťnatý HgO , červený precipitát, slouží v očních nemocech.

Chlorid rtuťnatý $HgCl_2$, sublimát, vzniká rozpouštěním HgO v kyselině solné. Bílý prášek, ve vodě rozpustný, prudce jedovatý (protijed bílek vaječný) a má účinky desinfekční a antiseptické. Slouží v lékařství a k ochraně anatomických praeparátů.

Chlorid rtutičnatý $HgCl$, kalomel, bílá látka krystallická, slouží v lékařství. Jedovatý; je-li čistý, není jedovatý.

Jodid rtuťnatý HgJ_2 , s alkalickým roztokem jodidu draselnatého dává Nesslerovo zkoumadlo na soli ammonaté.

Beryllium = Be^{II} = 9·1. Vyskytuje se v berrylu, křemičitanu hlinito-beryllnatém. Odrůdy jeho jsou: smaragd a aquamarin. Jest kov bílý, $h = 1·8$.

Kovy semín.

Hliník = **Aluminium** = Al^{III} = 27·1.

Přichází ve sloučeninách, které zaujímají $\frac{1}{12}$ veškerého povrchu zemského, po křemíku a kyslíku nejrozšířenější. Vyskytá se v horninách a zplodinách jich rozkladu (ve hlině, odkud jeho název: kov z hlíny); tvoří as 8% tuhé kůry zemské.

Dobývá se z kryolithu ($AlF_3 \cdot 3 NaF$) za přísady soli a čistého kysličníku hlinitého, který se vnáší do roztavené lázně kryolithové. Děj provádí se v elektrické peci Héroultově (Erúl). Kathodu tvoří grafit, anodu řada uhelných tyčí.

Hliník jest kov bílý, namodralý, silně lesklý; $h = 2·64 - 2·7$. Je tažný a kujný. Roztápí se při 660^0 . Na vzduchu stálý. Málo rozpustný v kyselinách, hojněji v loužích (hlinitaný). Při vyšších teplo-

tách odejímá různým kysličníkům O a vyredukuje kov. Na tom zakládá se metoda H. Goldschmidta (aluminiothermie).

Užívá se ho k výrobě předmětů ozdobných, náčiní; slitiny jeho jsou: bronzy ($Cu + Al$), magnalium ($Mg + Al$), mosaz, hliníková ocel.

K a m e n e c, síran hlinitodraselnatý $AlK(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$ nejdůležitější sloučenina hliníku. Chuť má nasládlou. Používá se v barvířství a tisku tkanin, k výrobě papíru, v jirchářství a k výrobě látek, aby se staly nepromokavými.

Síran hlinitý $Al_2(SO_4)_3$, slouží v barvířství a v papírnách jako kamenec sehnáný.

Kysličník hlinitý Al_2O_3 , přichází jakožto drahý kámen korund a jeho odrůdy rubín, safír a nečistý smírek.

Hlína vzniká zvětřáním živce. Orthoklas, $Kae Si_3O_8$, křemičitan hlinitodraselnatý, rozpadá se vlivem vody a CO_2 v uhličitan draselnatý, kysel. křemičitou a kaolin či hlinku porcelánovou. Kaolin je nejčistší hlína; jest bílý, zrnitý a měkký. S vodou tvoří tvárnou hmotu, která pálením ztrácí vodu a tvrdne, ale netaje.

Obyčejná hlína (jíl) jest znečištěný kaolin. Z kaolinu možno vyráběti porcelán. K výrobě slouží kaolin, živec a křemen s vodou. Předměty se suší a vypalují v pouzdrech z ohnivzdorné hlíny. Aby zboží nebylo prolnavé, polévá se směsí plaveného prášku živcového a potom silně vypaluje, čímž získá na svém povrchu sklovitý povlak, glasuru.

Kamenina jest vyráběna z méně čistého kaolinu.

Zboží prolnavé jest majolika čili fayence a obyčejné zboží hliněné.

Ultramarin obsahuje Al , Si , O , Na a S ; jest zelený a modrý a používá se jako barvy.

Gallium, $Ga^{II} = 70$; kov bílý, tvrdý, $h = 6$. Plamen barví fialově.

Indium, $In^{III} = 114$; kov bílý, měkký, $h = 7.4$. Plamen barví modře.

Thallium, $Tl^{I-III} = 204.1$, kovošedý, $h = 12$. Plamen barví zeleně.

Kovy vzácných zemin: Skandium Sc ; Yttrium Yb ; Lanthan, La , Ytterbium Yb ; Praseodym Pr ; Neodym Nd ; Erbium Er ; Samarium Sm , Gadolinium (Gd).

Cérium $= Ce = 140$ nalézá se v ceritu. Kov šedý a užívá se k výrobě černí vanadové a kysličníku ceritému Ce_2O_3 a kysličníku ceričitému CeO_2 .

Skupina mědi:

Měď $= Cuprum = Cu^{I-II} = 63.6$.

Přichází ryzí v krychlich a osmistěnech. Dále ve sloučeninách: chalkopyritu, bornitu, chalkosinu, kupritu a malachitu a j.

Měď dobývá se ze sirných rud.

Jiný způsob jest výroba elektřinou (elektrolytická měď). Ze směsi sirníků mědičnatého a železnatého upraví se desky, jichž se užije jako anody. Měděný plech est katodou. Elektrody nalézají se v roztoku modré skalice. Též vyrábí se na vodní cestě (cementová měď). Měď má silný lesk, barvu rudou, jest dosti měkká, velmi tažná a kujná. Válí se v plech a táhne v drát. Krystalluje v osmistěnech. Vodí dobře teplo a elektřinu; $h = 8.95$; $b. t. = 1080^\circ$. Na vzduchu za obyčejné teploty dosti stálá. Pálením dává okuje měděné. Na vlhkém vzduchu mění se v zásaditý uhličitan měďnatý (měděnka, patina). Sloučeniny její jsou jedovaté (protijed $=$ bílek mléko). Slouží k děláni

slitin: mosaz, tombak, (talmové zlato), nové stříbro, argentan, pak-fong, bronz, zvonovina, zrcadlovina, dělovina.

Solí jsou modré neb zelené, bezvodé bílé neb žluté.

Chlorid měďnatý, $\text{CuCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, inkoust sympathetický (tajné písmo).

Síran měďnatý, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, modrá skalice. Bezvodá slouží k odvodňování líhu a sušení plynů.

Uhličitany měďnaté zásadité přicházejí jako minerál malachit a azurit.

Schweizerovo zkoumadle, roztok hydroxydů měďnatého v NH_3 . Rozpouští cellulosu.

Kysličník měďnatý, CuO , barví sklo zeleně neb modře; slouží v organické chemii.

Kysličník mědičnatý, Cu_2O , minerál kuprit, siřník měďnatý CuS (nerost kovellin), Cu_2S , siřník mědičnatý (nerost chalcosin).

Sloučeniny mědi barví plamen modře neb zeleně.

Stříbro. Argentum = A_g = 107·93.

Vyskytá se ryzí v krychlích neb osmistěnech. Sloučeniny: argentit (leštěnec stříbrnatý) proustit, pyrargyrit. Dobývá se pražením rud s olovem a vyloučením A_g z utvořené slitiny. Též amalgamací. Olovo z galenitu chová stříbro a slouží k jeho výrobě.

Stříbro jest kov bílý, silně lesklý, tažný (1 g dá drát 2200 m). kujný. Nejlepší vodič tepla a elektřiny; $h = 10·5$, $b. t. 954^\circ$. Roztavené pohlcuje O ze vzduchu. Neokysličuje se ani za vyšších teplot. Rozpouští se v HNO_3 a sráží se z roztoků svých zinkem. Jest měkký kov, a proto se slévá s mědí (pětikoruny chovají 0·900, koruny 0·835 A_g). Slouží k výrobě chemických přístrojů a šperků a k ražení mincí.

Dusičnan stříbrnatý AgNO_3 , pekelný kamének, leptadlo v chirurgii, chemický inkoust na prádlo; na vzduchu vlivem světla, za přítomnosti organických látek, černá.

Chlorid stříbrnatý, AgCl , barví se světlem fialově, černá; slouží ve fotografii.

Bromid stříbrnatý, AgBr , jodid stříbrnatý AgI , světlem se rozkládají a používají se ve fotografii. Rozpouští se v sirnatanu sodnatém.

Fotografie: Gelatinová deska s AgBr se vystaví v temnici světlu (exponování); bromid se rozkládá světlem a obraz jinak neviditelný se vyvolává na př. hydrochinonem. Zbytek AgBr se rozpustí v roztoku sirnatanu sodnatého (ustálení); deska se usuší (negativ); z tohoto připraví se pozitiv kopírováním na papír potažený AgCl . Místa světlá stávají se černými a naopak (positiv). Obraz se ustálí ve zlaté lázni a tónuje. Vypere vodou a usuší.

Zlato = Aurum = Au = 197·2.

Vyskytá se ryzí v Transválsku, Kalifornii, Australii, Rusku, Jižní Americe atd.

Dobývá se rýžováním neb vyluhováním chlorovou vodou. Nověji metody kyanidové se používá. Jest kov barvy žluté, silně lesklý, krystalický, měkký; $h = 19·5$, $b. t. 1066^\circ$. Kov velmi tažný a kujný. Jemné lístky zlata propouštějí světlo barvou modrozelenou. Barví roztopené sklo rubínově a slévá se s mědí na slitiny, z nichž razí se peníze a šperky. Rakouské 20- a 10koruny mají 0·900, dukáty 0·986 Au .

Chlorid zlatový AuCl_3 připraví se rozpouštěním Au v chloru.

Jest žlutohnědá látka rozplývavá. Slouží v malířství skla. Kyselina chlorozlatová $HAuCl_4 \cdot 4 H_2O$ tvoří žluté jehlice ve fotografii používané.

Cín. Stannum = $Sn^{II,IV}$ = 118.5.

Znám v dobách nejstarších. Ryzí vzácně se zlatem přichází. Ve sloučeninách jako cínovec SnO_2 . Pražená ruda se redukuje uhlím v žáru za přidání látek struskotvorných.

Cín jest kov barvy bílé, silně lesklý, $h = 7.28$. Litá cínová tyč vydává ohýbáním zvuk způsobený třením krystalů o sebe. Jest měkký, kujný (folie cínová). B. t. = 231^0 . Na vzduchu po delší době se mění.

Slouží k pocínování železa (bílý plech), mědi, a k výrobě solí v barvířství. Cínové předměty nesmějí míti více než 10% olova. Slitiny cínu: bronz, bílý kov, britanský kov (Sn, Sb, Cu), pájka.

Chlorid cínatý $SnCl_2$, cínová sůl. Používá se jako mořidlo, odstraňuje rezavé skvrny z prádla. Chlorid ciničitý $SnCl_4$, máslo cínové, slouží v barvířství. Kysličník ciničitý SnO_2 , popel cínový, k děláni mléčného skla se používá.

Olovo. Plumbum = Pb = 206.9.

Nalézá se ryzí, krystalluje krychlově. Dobývá se z leštěnce olověného, galenitu PbS . Galenit se praží částečně a pražená ruda se taví v pecích. Též se slévá galenit se železem (srážení). Olovo to slove rudní. Z něho možno těžiti stříbro (odháněním). Jest kov šedý, měkký, ohebný, velmi kujný; $h = 11.4$, b. t. = 330^0 . Rozpouští se v kyselině dusičné. Sloučeniny jeho jsou jedovaté. Slitiny olova: liteřina ($Pb + Sb + Sn$), broky ($Pb + As$).

Chlorid olovnatý $PbCl_2$, olovo rohové. Síran olovnatý $PbSO_4$, anglesit. Běloha olověná [$2 PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$] sirovodíkem černá. Chroman olovnatý, chromová žluť. Kysličník olovnatý PbO , žlutý massicot a červenožlutý klejt. — PbO_2 = kysličník olovičitý, okysličovadlo.

Germanium = Ge^{II-IV} 72, prvek vzácný, šedobílý.

Titan, Ti $^{III\ II}$ = 48.1. **Zirkonium, Zr** IV = 90.6; ZrO_2 = kysličník zirkoničitý při Drummondových svítilnách.

Thorium Th IV 232.5 v thoritu a monazitu. Používá se při punčoškách Auerových ($ThO_2 + Ce_2O_3$).

Chrom = Cr = 52.1, v chromitu. Dobývá se z kysličníku hliníkem v žáru. Kov šedý, lesklý, tvrdý. Tvoří slitiny se Fe , ferrochrom, velmi tvrdé (desky pancéřové). Chroman draselnatý K_2CrO_4 ; dvojchroman draselnatý $K_2Cr_2O_7$ používaný v člancích Grenetových, při výrobě anilinových barviv.

Kysličník chromitý Cr_2O_3 , zeleň chromová k barvení skla na zeleno a v malířství porcelánu.

Molybden, Mo IV = 96, v molybdenitu.

Wolfram, W VI = 184, vyrábí se v elektrické peci z wolframitu. Používá se v železářství, jakožto přísady k oceli (ocel wolframová).

Uran, U VI = 239.5, modravý kov; žluť uranová slouží k barvení na žluto; na slunci zeleně fluoreskuje.

Mangan. $Mn = 55$ (2, 3, 4, 6, 7mocný).

Přichází v burelu, MnO_2 , kysličníku manganičitém. Připravuje se z burele pálením s práškovým hliníkem. Kov šedobílý, křehký, $h = 8$. Ferromangan ($Fe + Mn$) k výrobě oceli.

Manganistan draselnatý, $KMnO_4$ chameleon, silné okysličovadlo, desinfekční látka, k čistění ran a úst. Sloučeniny Mn barví sklo fialově.

Železo. **Ferrum** = $Fe = 55.9$.

Známé ze starověku. Přichází ryzí (železo tellurické a meteorické) a ve sloučeninách: magnetit, haematit, hnědel, siderit (ocel). Vyrábí se (technické železo) ve vysokých pecích redukcí pražených rud, uhlím, za přísady struskotvorných látek. Čisté železo jest kov stříbrobílý, měkký, $h = 7.78$. Na vzduchu rezaví (hydroxyd). Roztopené železo rozpouští uhlík a slučuje se s ním buď chemicky (karbidy), neb při chlazení vylučuje se v podobě tuhy. Technické železo obsahuje uhlík vedle jiných prvků. Rozeznáváme: surové železo (litina bílá a šedá), ocel a železo kujné. Surové železo obsahuje 3—6% C, Si, Mn a S a P. Slouží k výrobě oceli a železa kujného oduhelnováním. Ocel a kujné železo jest buď splávkové neb svárkové. Svárkové železo, případně ocel, vyrábí se puddlováním (puddlovací peče) neb způsobem Bessemerovým v t. zv. konvertorech. Ocel z kujného železa dobývá se způsobem Siems-Martinovým, sléváním se železem surovým neb cementováním. Prutové nebo kujné železo obsahuje 0.2—0.6% C. Jest slohu vláknitého a jest svarné a kujné. Ocel 1—2% C šedobílá, jemně zrnitá. Uhlík sloučen většinou chemicky. Ocel se kalí a napouští. Sírán železnatý $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, zelená skalice. Používá se k barvení na černo a modro, při výrobě duběnkového inkoustu a j. Uhlíčitan železnatý bývá rozpuštěn ve vodách uhličitých. Chlorid železitý slouží k zastavení krve, při záškrtu a j. Okuje železné jsou kysliče, železnato-železitým.

Kobalt. **Cobaltum** = $Co^{II-III} =$ Objevil Brandt; nalézá se ryzí v povětroních. Vyrábí se z kysličníku redukcí uhlím neb hliníkem. Dá se svářeti. Jest kovově šedý, silně lesklý, tažný a kujný. Sloučeniny jeho jsou barevné, modré neb růžové. Sklo barví modře. Šmolka jest kobaltové sklo rozmělněné.

Nikl. **Niccolum** = $Ni^{II-III} = 58.7$. Objevil 1751 Cronstedt. Ryzí nikl bývá v povětroním železe a ve sloučeninách. Vylučuje se z kysličníku uhlím. Kov stříbrobílý, lesklý, tažný a kujný. Slouží k ražení mincí, kelímků, k slévání argentanu; postříbřený argen sluje čínské stříbro. Z niklové oceli dělají pancéřové desky.

Platina, $Pt = 194.8$, kov v přírodě ryzí. Dobývá se rýžováním neb extrakcí s lučavkou královskou. Kov silně lesklý, bílý, tažný a kujný, $h = 21.45$. Rozpouští se jen v královské lučavce. Používá se k výrobě chemického náčiní, k dělání zrcadel a žárovek, v zubním lékařství a j.

Kyselina chloroplaticitá $H_2PtCl_6 \cdot 6H_2O$. Její amoniatá sůl žíhaná dává houbu platinovou (samožapalovač plynu). Redukcí alkalických roztoků sráží se platinová čern.

Palladium = $Pd = 106$. Iridium = $Ir = 193$. Rhodium = $Rh = 103$. Osmium = $Os = 191$. Ruthenium = $Ru = 101.7$.

Tyto kovy platinové vyskytují se vždy ryzí a společně.

NÁRODNÍ KNIHOVNA



1003687612

