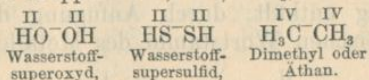


schen und nichtmetallischen Zustände bekannt. Es ist daher unerlässlich, bei der Klassifikation auch die chemischen Eigenschaften zu berücksichtigen und die Elemente ihren chemischen Analogieen nach in einzelne natürliche Gruppen einzuteilen; dies geschieht am besten nach dem periodischen Systeme, welches auch im Nachfolgenden zur Richtschnur diene. Eine Trennung in Metalloide und Metalle ist nur soweit durchgeführt, als sie die Übersichtlichkeit erhöht und sie das periodische System erlaubt.

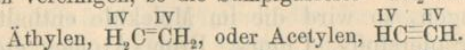
Nomenklatur.

1. Radikale oder Reste heißen solche ungesättigte Atomkomplexe, welche sich ähnlich den Elementen verhalten, d. h. den unverändert bleibenden Bestandteil einer Reihe von Verbindungen bilden und in diesen gegen gleichwertige Atome oder Atomgruppen ausgetauscht werden können. Gewöhnlich nennt man nur die entsprechenden kohlenstoffhaltigen Atomkomplexe Radikale, alle anderen aber Reste oder Gruppen. Der Rest OH heißt Hydroxyl-, NH_2 Amido-, SH Hydro-sulfuryl-, NO_2 Nitro-, CO Karbonyl-, CH_3 Methyl etc.

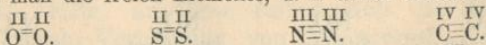
Da die Wertigkeit der Elemente gegen Wasserstoff konstant ist, so werden die Gruppen oder Reste, welche entstehen, wenn man den gesättigten Molekülen ein, event. mehrere Atome Wasserstoff entzieht, frei nicht existieren können. Im freien Zustande ausgeschieden, werden sich solche Gruppen ähnlich wie alle Atome mit ihren freien Affinitätseinheiten vereinigen und zu komplizierten Körpern zusammentreten; so entstehen z. B. aus den Molekülen des Wassers H_2O , des Schwefelwasserstoffs H_2S , des Sumpfgases CH_4 , durch Entziehung von einem Atom Wasserstoff die einwertigen Gruppen OH , SH , CH_3 , welche sich sofort vereinigen zu



Entzieht man den Verbindungen mehrwertiger Atome, z. B. dem Sumpfgase CH_4 , zwei oder mehrere Atome Wasserstoff, so werden sich die entstehenden Gruppen mit zwei oder mehreren Affinitäten vereinigen, so die Sumpfgasreste CH_2 oder CH zu



Entzieht man den erwähnten Verbindungen allen Wasserstoff, so erhält man die freien Elemente, d. h. deren Moleküle, z. B.



Weiteres über die Radikale der Kohlenstoffverbindungen siehe dritte Abteilung „Nomenklatur“.

2. Nomenklatur binärer, d. h. nur aus zwei Elementen bestehender Verbindungen.

Diese werden einfach durch Aneinandersetzen der Elementarbestandteile zu einem Wort benannt, z. B.

HCl.	SbCl ₃ .	As ₂ O ₅ .
Chlorwasserstoff. Wasserstoffchlorid.	Antimonchlorid.	Arsenpentoxyd.

Man bezeichnet die Verbindungen des Sauerstoffs, Schwefels, Chlors, Broms, Jods, Fluors als Oxyde, Sulfide, Chloride, Bromide, Jodide, Fluoride.

Existieren 2 Verbindungen derselben Elemente, so läßt man die Verbindung, in welcher das salzbildende Metall höherwertig auftritt, auf „id“, die Verbindung, in welcher es niedrigerwertig auftritt, auf „ür“ endigen; bei den Oxyden nennt man die höhere Verbindungsstufe „Oxyd“, die niedere „Oxydul“. Z. B.

I HgCl.	II HgCl ₂ .	I Hg ₂ O.	II HgO.
Quecksilberchlorür.	Quecksilberchlorid.	Quecksilberoxydul.	Quecksilberoxyd.

Gegenwärtig läßt man aber alle binären Verbindungen auf „id“ endigen und bezeichnet — wenn nur zwei verschiedene Verbindungen derselben Elemente bekannt sind — diejenige, welche das Metall höherwertig enthält, durch Anfügung der Silbe „i“ an den lateinischen Wortstamm des Metalles, diejenige, welche das Metall niedrigerwertig enthält, durch Anfügung der Silbe „o“ an den lateinischen Wortstamm des Metalles, z. B.

I HgCl.	II HgCl ₂ .	I Hg ₂ O.	II HgO.
Merkurochlorid.	Mercurichlorid.	Merkurooxyd.	Mercurioxyd.

Kennt man von denselben Elementen mehr als zwei Verbindungen, so wird die im Moleküle enthaltene Anzahl von Sauerstoff-, Chlor-, Brom-Atomen etc. durch griechische oder lateinische Zahlwörter angedeutet, z. B.

N ₂ O.	NO.	NO ₂ .	N ₂ O ₃ .
Stickoxydul.	Stickoxyd.	Stickdioxyd.	Sticktrioxyd.

Verbindungen, wie N_2O_3 etc., heißen besser Sesquioxyde, zum Unterschied von den Trioxyden, wie CrO_3 etc.

Häufig werden die verschiedenen Oxydationsstufen als Suboxyde, Oxydule, Oxyde, Sesquioxyde und Super- oder Hyperoxyde unterschieden, z. B. Pb_2O Bleisuboxyd, PbO Bleioxyd, Pb_2O_3 Bleisesquioxyd, PbO_2 Bleisuperoxyd.

Entsprechend ist die lateinische Bezeichnung, z. B.

Manganoxydul, MnO , = Manganum oxydulatum.

Manganoxyd, Mn_2O_3 , = Manganum oxydatum.

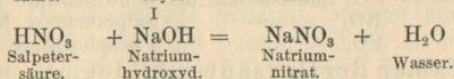
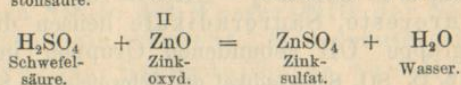
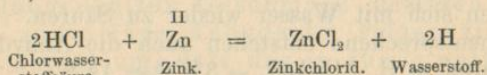
Mangansuperoxyd, MnO_2 = Manganum superoxydatum.

Bei den Halogenverbindungen wird die Atomzahl dieser Elemente angegeben, z. B. Hydrargyrum chloratum ($HgCl$), Hydrargyrum bichloratum ($HgCl_2$), Ferrum chloratum ($FeCl_2$), Ferrum trichloratum ($FeCl_3$).

3. Nomenklatur ternärer und höherer, d. h. aus 3 und mehr Elementen bestehender Verbindungen.

Die wichtigsten der hierher gehörenden Körper von gesetzmäßiger Nomenklatur sind die Säuren, Basen und Salze.

a. Säuren sind wasserstoffhaltige Verbindungen, welche, wenn sie löslich sind, den blauen Farbstoff des Lackmus rot färben, sauren Geschmack haben und die Eigenschaft besitzen, in Berührung mit einem Metalle oder dem Oxyde oder Hydroxyde eines Metalls Wasserstoff gegen Metall auszutauschen, wobei Salze entstehen. Z. B.

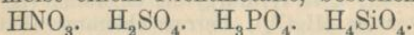


Man unterscheidet: α . Sauerstofffreie Säuren oder Wasserstoffsäuren, nämlich die der sogen. Haloide, Chlor, Brom, Jod, Fluor, welche letzteren sich direkt mit Wasserstoff zu sogenannten Haloidsäuren vereinigen, z. B. HCl , HBr ; an diese reihen sich die Säuren an, welche durch Verbindung von Wasserstoff mit einem

4*

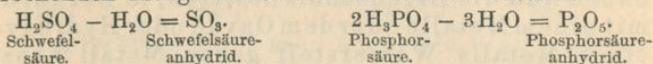
sauerstofffreien Radikale entstehen, wie z. B. HCN. Diese Säuren benennt man durch Anfügung des Wortes „Wasserstoffsäure“ an das charakteristische Element, z. B. HJ Jodwasserstoffsäure, HCN Cyanwasserstoffsäure. Ferner gehören hierher die Sulfosäuren, welche aus Wasserstoff, Schwefel und einem Nichtmetalle oder einem den Nichtmetallen nahestehenden Metalle bestehen, z. B. H_2CS_3 , Sulfokohlensäure, H_3AsS_3 , Sulfoarsensäure.

β. Sauerstoffhaltige Säuren oder Oxysäuren, welche aus Wasserstoff, Sauerstoff und einem dritten Elemente, meist einem Nichtmetalle, bestehen, z. B.



Mono-, di- etc. -hydrisch, ein-, zwei- etc. basisch heißen die Säuren, je nachdem sie 1, 2 etc. Atome Wasserstoff enthalten, welche durch Metalle vertretbar sind; bei den anorgan. Säuren wird auch die Bezeichnung ein-, zwei- etc. wertig oder -atomig gebraucht.

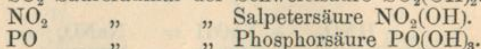
γ. Säureanhydride, säurebildende Oxyde, (fälschlich auch wasserfreie Säuren) nennt man Verbindungen, die entstehen, wenn aus einem oder mehreren Molekülen einer Oxysäure der gesamte Wasserstoff mit der entsprechenden Menge Sauerstoff als Wasser austritt.



Diese Anhydride besitzen keine saure Reaktion und verbinden sich mit Wasser wieder zu Säuren.

Dementsprechend entstehen auch die Anhydride der Sulfosäuren, z. B. $2H_3AsS_3 - 3H_2S = As_2S_3$.

δ. Säurereste, Säureradikale heißen die an die Hydroxylgruppe OH gebundenen Gruppen im Säuremolekül; z. B. SO_2 Säureradikal der Schwefelsäure $SO_2(OH)_2$.



Die Namen der Oxysäuren bildet man, indem man dem Namen des die Säure charakterisierenden Elementes das Wort Säure anhängt, z. B. H_2SO_4 Schwefelsäure, $HClO_3$ Chlorsäure, H_3AsO_4 Arsensäure, HCNO Cyansäure.

Unterscheiden sich 2 Säuren nur durch ihren Sauerstoffgehalt, so bezeichnet man die sauerstoffärmere als „ ige Säure“, z. B. H_2SO_3 schweflige Säure.

Kommt in einer Säurereihe der Sauerstoff in mehr als 2 Verhältnissen vor, so bezeichnet man weitere Abstufungen durch Vorsetzung von „Unter“ oder „Hypo“ und „Über“ oder „Hyper“ oder „Per“.

Z. B. HClO Unterchlorige Säure. HClO_3 Chlorsäure.
 HClO_2 Chlorige Säure. HClO_4 Überchlorsäure.

Wäre noch eine Säure HCl_2O_5 bekannt, so stände diese zwischen der Chlorigen- und Chlorsäure und hiesse Unterchlorsäure.

Die Stickstoffsäuren bezeichnet man stets als Salpetersäuren, z. B. HNO_2 Salpetrige Säure, HNO_3 Salpetersäure.

Im Lateinischen wird bei der Bezeichnung der Säuren das Wort Acidum als Substantivum vorgesetzt, während das Wort für die säurebildenden Bestandteile als Adjektivum steht. Kennt man von denselben Elementen mehrere Säuren, so endet die wichtigste Säure auf -icum, die entsprechenden sauerstoffärmeren Säuren erhalten für die Endung -ige die Endung -osum etc.; z. B.

Chlorsäure HClO_3	=	Acidum chloricum.
Chlorige Säure HClO_2	=	„ chlorosum.
Unterchlorige Säure HClO	=	„ hypochlorosum.
Überchlorsäure HClO_4	=	„ hyperchloricum.

Bei den Halogensäuren wird dem Adjektivum das Wort hydro— vorgesetzt, z. B. Chlorwasserstoffsäure = Acidum hydrochloricum, zum Unterschiede von der Chlorsäure = Acidum chloricum.

b. Basen sind wasserstoffhaltige Verbindungen, welche, falls sie löslich sind, den durch Säuren geröteten Farbstoff des Lackmus wieder bläuen oder gelben Kurkumafarbstoff bräunen und häufig einen laugenhaften Geschmack besitzen. Dieselben, sowie ihre Anhydride, setzen sich mit Säuren derart um, daß das in ihnen enthaltene Metall an Stelle des Wasserstoffs der Säure tritt und so ein Salz entsteht. Man unterscheidet:

α. Oxy- oder Sauerstoffbasen, auch Hydroxyde, Hydrate, Oxyhydrate genannt, welche aus Wasserstoff, Sauerstoff und (fast ausschließlich) einem Metalle bestehen, z. B. KOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

β. Sulfo- oder Schwefelbasen, auch Sulphydrate oder Hydrosulfide genannt, welche aus Wasserstoff, Schwefel und (fast ausschließlich) aus einem Metalle bestehen, z. B. KSH , $\text{Ca}(\text{SH})_2$.

Ein-, zwei- etc. -säurig, oder -atomig oder -wertig oder mono-, di- etc. -hydrisch heißen die Basen, je nach-

dem das Metall der Basen 1, 2, 3 etc. Atome Wasserstoff der Säuren ersetzen kann.

γ . Basenanhydride. Dieselben entstehen, indem aus einem oder mehreren Molekülen einer Base aller Wasserstoff mit der entsprechenden Menge Sauerstoff als Wasser austritt, z. B. $2\text{KOH} = \text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$. $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Ebenso zerfallen die Sulfobasen durch Austritt allen Wasserstoffs in der Form von Schwefelwasserstoff in Anhydride: $2\text{KSH} = \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$. $\text{Ca}(\text{SH})_2 = \text{CaS} + \text{H}_2\text{S}$. Diese Anhydride heißen dann Oxyde resp. Sulfide.

Die Bezeichnung der Basen leitet man von den Oxyden resp. Sulfiden ab, indem man hinter dem basenbildenden Element die Silbe „hydro“ einschiebt, z. B.

KOH Kaliumhydroxyd. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ Ferrohydroxyd.
 KSH Kaliumhydrosulfid, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Ferrihydroxyd.

Früher setzte man hinter das Metall auch die Bezeichnung „Oxydulhydrat“ bei der weniger Hydroxyle, „Oxyhydrat“ bei der mehr Hydroxyle enthaltenden Verbindung, z. B. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ Eisenoxydulhydrat, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Eisenoxyhydrat.

Im Lateinischen setzt man für Hydroxyd das Adjektivum „hydricum“, und wenn dasselbe Element mehrere Hydroxyde bildet, entweder oxydatum hydratum oder oxydulatum hydratum etc., z. B.

Kaliumhydroxyd $\text{KOH} = \text{Kalium hydricum}$.
 Ferrohydroxyd $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Ferrum oxydulatum hydratum}$.
 Ferrihydroxyd $\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Ferrum oxydatum hydratum}$.
 Kaliumhydrosulfid $\text{KSH} = \text{Kalium hydrosulfuratum}$.

c. Salze entstehen dadurch, daß der Wasserstoff einer Säure durch ein Metall ganz oder teilweise ersetzt wird.

Die Ersetzung kann folgendermaßen geschehen:

α . Das Metall ersetzt den Wasserstoff der Säuren direct, z. B. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H} + \text{ZnSO}_4$.

β . Die Säure tritt mit einer Base oder deren Anhydrid zusammen, wobei durch doppelte Zersetzung neben dem Salze Wasser gebildet wird, z. B.

$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{HOH}$.
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HOH}$.
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{HOH}$.

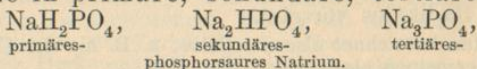
γ . Ein Säureanhydrid verbindet sich direkt mit einem Basenanhydrid, z. B.

$\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$. $\text{As}_2\text{S}_3 + 3\text{K}_2\text{S} = 2\text{K}_3\text{AsS}_3$.

Die Salze zerfallen in verschiedene Unterabteilungen:

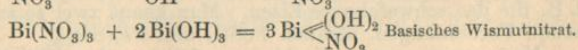
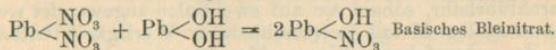
α. Normale oder neutrale Salze sind solche, in welchen aller vertretbare Wasserstoff der Säure durch ein Metall ersetzt ist. Normale Salze besitzen meist neutrale Reaktion, d. h. sie wirken weder auf Kurkuma- noch auf Lackmusfarbstoff verändernd; häufig jedoch reagieren normale oder selbst saure Salze (siehe *β.*) alkalisch, wenn die darin enthaltenen Metalle stark basische Hydroxyde bilden können, normale Salze reagieren sauer, wenn die darin enthaltenen Metalle nur schwach basische Hydroxyde bilden können.

β. Saure Salze entstehen, wenn der Wasserstoff einer zwei- oder mehrbasischen Säure nur zum Teil durch ein Metall vertreten wird. Gewöhnlich reagieren dieselben sauer, doch können sie bei Gegenwart der starken Basen bildenden Metalle auch neutral oder alkalisch reagieren. Nach der Zahl der in einer mehrbasischen Säure ersetzten Wasserstoffatome teilt man deren Salze in primäre, sekundäre, tertiäre etc. ein, z. B.



Häufig werden auch gewisse durch Vereinigung eines neutralen Salzes mit einem Säureanhydrid entstehende Verbindungen als saure Salze bezeichnet, z. B. das sog. saure chromsaure Kalium, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, welches sich aus $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CrO}_3$ bildet und von der frei nicht bekannten Dichromsäure, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, abzuleiten ist. Das sog. doppelt schwefelsaure Kalium, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3$, ist das normale Salz der frei bekannten Di- oder Pyroschwefelsäure, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (siehe diese).

γ. Basische Salze können als Verbindungen neutraler Salze mit Basen oder Oxyden betrachtet werden und entstehen auch häufig durch solche Vereinigungen, z. B.

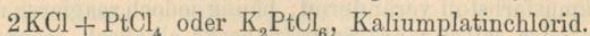


Manche basische Salze entstehen durch Einwirkung von Wasser auf normale Salze, z. B. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 2 \text{HOH} = \text{Bi}(\text{OH})_2(\text{NO}_3) + 2 \text{HNO}_3$.

Basische Salze können auch als Metallverbindungen betrachtet werden, in welchen das Metallatom nur mit einem Teile seiner Valenzen den gesamten Wasserstoff der salzbildenden Säure ersetzt hat, während die übrigen Valenzen durch OH Gruppen oder zuweilen durch =O Atome gesättigt sind, z. B. BiOCl .

δ. Doppelsalze nennt man Salze, in denen der Wasserstoff der Säure durch verschiedene Metalle ersetzt ist, z. B. $(\text{NaMg})\text{PO}_4$, Natrium-Magnesiumphosphat.

Die Doppelsalze der Haloidsäuren entstehen, ohne dafs bestimmte Atome die Bindung vermitteln, z. B.



Bezeichnung der Halogensalze siehe bei den binären Verbindungen, S. 50. Bei der Bezeichnung sauerstoffhaltiger Salze giebt man allen Salzen, die dasselbe salzbildende Element enthalten, einen hierauf bezüglichen Gennamen, indem man die letzte Silbe des lateinischen Namens des säurebildenden Elementes durch die Endung „at“ für sauerstoffreichere, durch die Endung „it“ für eine etwa vorhandene sauerstoffärmere Verbindung ersetzt. Für die Bezeichnung „Über“ oder „Unter“ setzt man dann die griechische resp. lateinische Benennung vor. Der Speziesname wird gebildet, indem man dem Gennamen den Namen des wasserstoffvertretenden Metalles oder Radikales vorsetzt.

Man hezeichnet also die Salze, z. B. die der Chloroxydreihe, im allgemeinen als

MClO Hypochlorite statt unterchlorigsäure Salze.

MClO_2 Chlorite „ chlorigsäure „

MClO_3 Chlorate „ chlorsäure „

MClO_4 Hyper- od. Perchlorate statt überchlorsäure Salze.

Die Spezies der Salze bezeichnet man z. B. folgendermaßen:

KClO Kaliumhypochlorit statt unterchlorigsäures Kalium.

NaClO Natriumchlorit „ chlorigsäures Natrium.

Na_2ClO_3 Natriumchlorat „ chlorsaures Natrium.

AgClO_4 Silberperchlorat „ überchlorsaures Silber.

Die rechts stehende, noch häufig gebrauchte Speziesbezeichnung ist undurchführbar, sobald sie auf zwei Salze angewendet werden soll, die dasselbe Metall in verschiedener Wertigkeit enthalten, z. B. für das schwefelsäure Eisen. Man kennt zwei so zu bezeichnende Verbindungen, nämlich FeSO_4 und $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Man nannte erstere Verbindung früher schwefelsäures Eisenoxydul, letztere schwefelsäures Eisenoxyd; solche Bezeichnungen sind jedoch bei der jetzigen Anschauung über die Konstitution der Salze nicht zutreffend und müssen vermieden werden.

Den Speziesnamen zweier Salze, welche dasselbe Metall in verschiedener Wertigkeit enthalten, bildet man wie denjenigen der Oxyde, Basen etc. (S. 50), in-

dem man dem lateinischen Wortstamme des wasserstoffvertretenden höherwertigen Metalles die Silbe „i“, und wenn es als minderwertiges Metall eintritt, die Silbe „o“ anhängt.

^{II} Z. B. FeSO_4 , Ferrosulfat	^{III} $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Ferrisulfat.
^I HgNO_3 , Merkuronitrat.	^{II} $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, Merkurinitrat.
^I CuCl , Cuprochlorid.	^{II} CuCl_2 , Cuprichlorid.

Im Lateinischen tritt für die Endsilbe -id die Bezeichnung -atum, für die Endsilbe -at die Bezeichnung -icum, für die Endsilbe -it die Bezeichnung -osum ein, z. B.

Kalium chloricum statt Kaliumchlorat, KClO_3 .
Kalium chloratum „ Kaliumchlorid, KCl .
Kalium chlorosum „ Kaliumchlorit, KClO_2 .

Bei Salzen, welche das gleiche Metall in verschiedener Wertigkeit enthalten, muß meistens, um Verwechslungen zu vermeiden, die früher erwähnte, modernen Anschauungen nicht mehr entsprechende Bezeichnung oxydatum oder oxydulatum beibehalten werden, z. B. Ferrosulfat = Ferrum sulfuricum oxydulatum, Ferrisulfat = Ferrum sulfuricum oxydatum. In anderen Fällen setzt man z. B. Ferrochlorid, FeCl_2 , = Ferrum chloratum, Ferrichlorid, Fe_2Cl_6 , = Ferrum sesquichloratum. Häufig hat man auch empirische Bezeichnungen zur Verhütung von Verwechslungen beibehalten, z. B. für Merkuorchlorid = Hydrargyrum chloratum mite, für Merkurichlorid = Hydrargyrum bichloratum corrosivum.

Bei sauren Salzen wird dem säurebezeichnenden Worte bi- oder hydro- vorgesetzt, z. B. saures oder primäres Natriumkarbonat = Natrium bicarbonicum oder Natrium hydrocarbonicum.

Bei basischen Salzen wird dem säurebezeichnenden Worte sub- oder hydrico- vorgesetzt, z. B. Bismutum hydriconitricum, Plumbum subcarbonicum.

Bei Doppelsalzen vereinigt man beide Metalle zu einem Worte, z. B. Natrio-Kalium tartaricum.

I. Nichtmetalle oder Metalloide.

Auf Grundlage des periodischen Systems sind zunächst folgende sich nahestehende Elemente zu betrachten:

Wasserstoff.

Fluor.	Sauerstoff.	Stickstoff.	Bor.	Kohlenstoff.
Chlor.	Schwefel.	Phosphor.	—	Silicium.
Brom.	Selen.	Arsen.	—	Germanium.
Jod.	Tellur.	Antimon.	—	Zinn.
—	—	Wismut.	—	Blei.

1wertige

2wertige

3wertige

3wertige

4wertige

Elemente (gegen Wasserstoff).