

INTERNATIONALE CHEMISCHE UNION.

**Kommission für die Reform der Nomenklatur der anorgan. Chemie:
Richtsätze für die Benennung anorganischer Verbindungen.**

W. P. Jorissen, Leiden (Vorsitzender), *H. Bassett*, Reading, *A. Damiens*, Paris,
F. Fichter, Basel, *H. Remy*, Hamburg.

Inhaltsübersicht.

Vorbemerkungen	997
A. Allgemeines	998
I. Namen und Formeln	998
II. Gebrauch des Bindestrichs	999
B. Binäre Verbindungen.	
I. Stellung der Bestandteile der Verbindung im Namen und in der Formel	999
II. Kennzeichnung des Mengenverhältnisses der Bestandteile	1000
III. Bezeichnung intermetallischer Verbindungen	1001
IV. Kennzeichnung der Masse, der Isotopie und des Ionisierungszustandes am Elementsymbol	1001
V. Gruppenbezeichnungen	1002
C. Ternäre, quaternäre usw. Verbindungen	1002
D. Sauerstoffsäuren	1003
E. Salze	1005
I. Allgemeines	1005
II. Saure Salze (Hydrogensalze)	1006
III. Basische Salze.	1006
F. Verbindungen höherer Ordnung	1006
I. Komplexverbindungen (Koordinationsverbindungen), Allgemeines	1006
II. Isopolysäuren und ihre Salze	1007
III. Heteropolysäuren und ihre Salze	1010
IV. Doppelsalze	1011
V. Hydrate, Ammoniakate und sonstige Additionsverbindungen	1011

Vorbemerkungen.

Ziel dieser Richtsätze ist die Vereinheitlichung in der Benennung anorganischer Verbindungen und die Beseitigung veralteter, falscher Bezeichnungen. Es wurde angestrebt, vor allem für den wissenschaftlichen Sprachgebrauch eine einheitliche, rationelle Nomenklatur der anorganischen Verbindungen zu schaffen. Dabei konnte fast durchgehend auf bereits bestehende Bezeichnungsweisen zurückgegriffen werden, so dass die Aufgabe im wesentlichen darin bestand, die in ein folgerichtiges System sich einfügenden Bezeichnungsweisen von den hierzu im Widerspruch stehenden zu sondern und, soweit notwendig, die dem zugrunde gelegten System entsprechenden Namen aufzustellen.

Die Frage der Registrierung anorganischer Verbindungen, beispielsweise in den Inhaltsverzeichnissen der Zeitschriften, liegt ausserhalb des gegebenen Aufgabenkreises. Natürlich ist eine Vereinheitlichung in der Benennung der anorganischen Verbindungen auch für den besonderen Zweck der systematischen Berichterstattung von wesentlichem Interesse. Die Richtlinien wurden infolgedessen in Verbindung mit Fachgenossen ausgearbeitet, die auf diesem Gebiete über besondere Erfahrungen verfügen.

Auf die Frage der Benennung der einzelnen Elemente ist nicht eingegangen worden, da hierfür die Atomgewichtskommission zuständig ist.

Forscher, die neue Verbindungen finden, deren Benennung sich nicht ohne weiteres aus den vorliegenden Richtsätzen ergibt, werden eingeladen, sich bezüglich der Benennung mit der Nomenklaturkommission in Verbindung zu setzen.

A. Allgemeines.

I. Namen und Formeln.

Für die Bezeichnung einer chemischen Verbindung sind zwei Möglichkeiten vorhanden. Sie kann erfolgen:

- 1) durch die Formeln, 2) durch den Namen.

Zu 1): Es empfiehlt sich, zur Bezeichnung chemischer Verbindungen weitgehend von den Formeln Gebrauch zu machen, da die Formel das einfachste und eindeutigste Mittel zur Kennzeichnung der anorganischen Verbindungen darstellt. Sie ist überdies dem internationalen Verständnis unmittelbar zugänglich und zugleich durch Kürze und Raumersparnis im Satz ausgezeichnet.

Die Benutzung der Formel empfiehlt sich vor allem zur Bezeichnung komplizierter Verbindungen. Besondere Bedeutung kommt ihr zu bei der Abfassung präparativer Vorschriften, da sie Verwechslungen ausschließt. Abzusehen von der Benutzung der Formel ist natürlich in solchen Fällen, in denen eine Unklarheit herbeigeführt werden würde. Wird der Formel ein Geschlechtswort vorangestellt, so ist stets das sächliche Geschlechtswort zu gebrauchen.

Beispiele: Fällung mit H_2S — Behandeln mit gasförmigem HCl — wässrige oder alkoholische HCl -Lösung — Durchleiten des Gases durch KOH -Lösung.

Zu 2): Für die Namengebung liegen zwei Möglichkeiten vor:

- a) rationale Namen,
b) Trivialnamen.

Zu a): Bei der Verwendung der rationellen Namen ist es nicht immer erforderlich, im Namen die stöchiometrischen Verhältnisse zum Ausdruck zu bringen, falls damit nicht eine besondere Absicht verbunden wird, weil ein Blick auf die Formel die quantitative und atomistische Zusammensetzung ohne weiteres erkennen läßt.

In zahlreichen Fällen wird eine genügende Abkürzung des rationellen Namens bereits dadurch erreicht, dass aus diesem Zahlwörter, Wertigkeitsbezeichnungen und sonstige Kennzeichen fortgelassen werden, deren Angabe sich in dem gegebenen Zusammenhange erübrigt. Daher kann die Angabe der Wertigkeit oder der Atomverhältnisse bei Verbindungen von Elementen mit im allgemeinen konstanter Wertigkeit meist fortgelassen werden:

Beispiele: Aluminiumsulfat statt Aluminium(III)-sulfat.
Kaliumchloroplatinat statt Kaliumhexachloroplatinat(IV).
Kaliumcyanoferrat(II) statt Kaliumhexacyanoferrat(II).
Kaliumcyanoferrat(III) statt Kaliumhexacyanoferrat(III).

Zu b): Bei den Trivialbezeichnungen ist zu unterscheiden zwischen:

- aa) Reinen Trivialnamen,
bb) falsch gebildeten Namen.

Zu aa): Als reine Trivialnamen gelten solche, die frei von falschen wissenschaftlichen Deutungsversuchen und sonstigen falschen chemischen Vorstellungen sind und in der Mehrzahl der Fälle dem anschaulichen Verwendungskreis der Verbindungen entnommen sind. Hierzu sind zu zählen Namen wie Salpeter — Ätzkalk — Ätznatron — gelbes Blutlaugensalz.

Die Verwendung derartiger reiner Trivialnamen ist zulässig.

Zu bb): Als falsch gebildete Namen sind solche anzusprechen, die ursprünglich als Bezeichnungen geschaffen wurden, um bestimmte Aussagen über die Zusammensetzung oder die Konstitution der betreffenden Verbindung zu machen, die jedoch mit

unseren heutigen Vorstellungen und Erkenntnissen in Widerspruch stehen. Hierzu gehören Namen wie schwefelsaure Magnesia — kohlensaurer Kalk — salpetersaures Kali — essigsäure Tonerde — Cyankali. Diese Namen sind zwar volkstümlich, aber vom wissenschaftlichen Standpunkte aus falsch.

Die Benutzung derartiger Namen ist auf jeden Fall unzulässig. Sie sollten auch aus dem technischen Schrifttum und damit aus den Patentschriften verschwinden.

II. Gebrauch des Bindestrichs.

Auf die Zerlegung in die einzelnen Namensbestandteile durch Bindestriche soll, auch im Falle längerer Namen, möglichst verzichtet werden, sofern nicht eine Unterbrechung des Namens durch römische Ziffern erfolgt.

Also stets:	und nicht:
Kaliumchlorid	Kalium-chlorid
Kaliumaluminiumsulfat	Kalium-aluminium-sulfat
Natriumammoniumhydrogenphosphat	Natrium-ammonium-hydrogen-phosphat

In den Fällen, in denen entsprechend der obigen Festlegung ein Bindestrich erforderlich ist, ist mit kleinem Anfangsbuchstaben weiterzuschreiben, also:

Eisen(III)-sulfat,
Ammoniumeisen(II)-sulfat.

Ist das Wort Hydrat von einer (arabischen) Ziffer begleitet, so ist es mit grossen Anfangsbuchstaben mit der Ziffer durch einen Bindestrich zu verknüpfen. Entsprechendes gilt für Peroxyhydrat und Ammoniakat (vergl. F, V).

Für sonstige Wortbestandteile gelten die allgemeinen Regeln der Rechtschreibung. Beispiele:

Kupfersulfat-5-Hydrat,
Kobalt-Komplexverbindungen,
S-Halogenide.

B. Benennung der binären Verbindungen.

I. Stellung der Bestandteile der Verbindung im Namen und in der Formel.

Bei binären Verbindungen ist, soweit es aus dem Charakter der Verbindung erkennbar ist, im Falle salzartiger und sonstiger heteropolarer Verbindungen der elektropositive Bestandteil sowohl in der Formel als auch im Namen stets an erster Stelle zu nennen. Dem Namen des stärker elektropositiven Bestandteils wird der mit der Endung „id“ versehene abgekürzte lateinische Name des stärker elektro-negativen Bestandteils angefügt. Bei homöopolaren Verbindungen und in solchen Fällen, in denen nicht bekannt ist, welcher Bestandteil in der Verbindung als elektropositiv anzusprechen ist, wird derjenige Bestandteil zuerst genannt, der im freien Zustande stärker elektropositiven Charakter besitzt.

Beispiele: Natriumchlorid, Silbersulfid, Lithiumhydrid. — Borcarbid, Sauerstoffdifluorid.

Die hier vorgeschriebene Stellung der Bestandteile einer Verbindung gilt für den deutschen und englischen Sprachgebrauch. Für das Französische und Italienische gilt die umgekehrte Reihenfolge. Demzufolge werden im Französischen und Italienischen auch in den Formeln die Verbindungsbestandteile in der umgekehrten Reihenfolge geschrieben wie im Deutschen und Englischen. Derartige Unterschiede sind im Wesen der verschiedenen Sprachen begründet und lassen sich nicht beseitigen.

In einigen Sprachen sind auch Namen in Gebrauch, die durch blosses Nebeneinanderstellen der Bestandteile ohne Anfügen einer Endung gebildet sind. Im Deutschen gebraucht man diese Bezeichnungswiese vor allem für die leichtflüchtigen Wasserstoffverbindungen (Beispiel: Chlorwasserstoff). Sie soll unbedingt auf homöopolare Verbindungen beschränkt werden; jedoch ist auch für diese in der Regel die erstangeführte Benennungsweise vorzuziehen.

Macht man von der Benennung durch blosses Nebeneinanderstellen der Bestandteile Gebrauch, so ist der im freien Zustande stärker elektronegative Bestandteil zuerst zu nennen.

Beispiele: Chlorwasserstoff, Siliciumwasserstoffe. — Ferner: Schwefelkohlenstoff (besser: Kohlenstoffdisulfid), Chlorstickstoff (besser: Stickstofftrichlorid). — Jedoch nicht: Chlornatrium, Bromkalium, Schwefelsilber, sondern nur: Natriumchlorid usw.

II. Kennzeichnung des Mengenverhältnisses der Bestandteile.

Für die Kennzeichnung des Mengenverhältnisses der Bestandteile in chemischen Verbindungen liegen zwei Möglichkeiten vor. Sie kann erfolgen:

- 1) durch die Wertigkeitsbezeichnung,
- 2) durch Angabe der stöchiometrischen Zusammensetzung (stöchiometrische Benennung) oder durch Angabe der Funktion (funktionale Benennung).

Zu 1): Die Kennzeichnung der elektrochemischen Wertigkeit in den Verbindungsnamen hat ausschliesslich durch die Stocksche Bezeichnungsweise, d. h. durch römische Ziffern zu erfolgen, die in Klammern und ohne Bindestrich hinter den Namen des Elements gestellt werden, auf das sie sich beziehen. Der auf die Wertigkeitsbezeichnung folgende Teil des Namens der Verbindung wird mittels Bindestrichs angefügt und klein geschrieben.

Beispiele:

CuCl	= Kupfer(I)-chlorid.
CuCl ₂	= Kupfer(II)-chlorid.
FeO	= Eisen(II)-oxyd.
Fe ₃ O ₄	= Eisen(II, III)-oxyd.

Die früher gebräuchliche Kennzeichnung der Wertigkeit durch Endungen wie o, i (Ferro-, Ferri-) hat sich als unzweckmässig erwiesen und sollte fortan nicht nur im wissenschaftlichen, sondern auch im technischen Schrifttum vollkommen vermieden werden.

Soll die Wertigkeit in der Formel bzw. bei Verwendung des Elementsymbols zum Ausdruck gebracht werden, so sind die sie kennzeichnenden römischen Ziffern dem betreffenden Symbol rechts oben anzufügen.

Beispiele:

Cu ^I	Salze.
Fe ^{II}	Verbindungen.

Zu 2): Die Bezeichnung der stöchiometrischen Zusammensetzung erfolgt durch griechische Zahlwörter, die dem Bestandteil, auf den sie sich beziehen, ohne Bindestrich vorangestellt werden. Diese Art der Kennzeichnung der Mengenverhältnisse im Namen statt durch Angabe der Wertigkeit ist vor allem bei den homöopolaren Verbindungen üblich. Sie ist ferner geboten in Fällen, in denen die Zusammensetzung von derjenigen, die auf Grund der üblichen Wertigkeit zu erwarten wäre, abweicht oder in denen die elektrochemische Wertigkeit nicht bekannt ist. Das Zahlwort „Mono“ kann hierbei meist fortgelassen werden. Die Zahl 8 ist durch „Okta“, die Zahl 9 durch „Ennea“ zu bezeichnen. Griechische Zahlwörter über 12 werden des leichteren Verständnisses wegen durch (gleichfalls ohne Bindestrich vorangestellte) arabische Ziffern ausgedrückt. Zur Angabe gebrochener Molzahlen werden ebenfalls arabische Ziffern benutzt; „ $\frac{1}{2}$ “ kann auch durch „Hemi“ ausgedrückt werden.

Statt der stöchiometrischen kann auch die funktionale Benennung angewandt werden. Der Gebrauch der letzteren ist besonders im Französischen üblich.

Beispiele:

Stöchiometrische Benennung	Funktionale Benennung
N ₂ O = Distickstoff(mon)oxyd	—
NO = Stickstoffoxyd	—
N ₂ O ₃ = Distickstofftrioxyd	Salpetrigsäureanhydrid
NO ₂ = Stickstoffdioxyd	—
N ₂ O ₄ = Distickstofftetroxyd	—

N_2O_5	= Distickstoffpentoxyd	Salpetersäureanhydrid
Ag_2F	= Disilberfluorid	—
$Fe(CO)_4$	= Eisentetracarbonyl	—
FeS_2	= Eisendisulfid	—

Schwerfälligen Namen ist die Formel vorzuziehen. So sollte man zum Beispiel niemals sagen: $Na_{12}Hg_{13}$ = 12 Natrium-13 Mercurid; in derartigen Fällen ist stets die Formel zu verwenden.

Veraltete und überflüssige Bezeichnungen wie Oxydul, Sulfür, Cyanür, Chlorür usw. für Verbindungen niedrigerer Oxydationsstufen sollten — auch wegen ihrer mangelnden Eindeutigkeit im Hinblick auf den französischen Sprachgebrauch¹⁾ — aus dem deutschen Sprachgebrauch verschwinden.

III. Bezeichnung intermetallischer Verbindungen.

Die intermetallischen Verbindungen folgen hinsichtlich ihrer Existenzbedingungen nicht den Bildungsgesetzen der stöchiometrischen Verbindungen, da sie vielfach als Phasen mit einem mehr oder weniger grossen Homogenitätsbereich angesprochen werden müssen. Es fehlt noch an einer klaren systematischen Gliederung und Erkennung der diese Verbindungsklasse beherrschenden Gesetzmässigkeiten. Daher wäre der Versuch, zu einer Festlegung der Nomenklatur der intermetallischen Verbindungen zu kommen, verfrüht.

In Anbetracht dieser Sachlage sind auf diesem Gebiete Namenbildungen zu vermeiden und ist in allen Fällen ausschliesslich die Formel zu verwenden, nach Möglichkeit unter Angabe der genauen Atomzahl. Ist die genaue Atomzahl nicht angebar oder handelt es sich um eine intermetallische Verbindung mit grösserem Homogenitätsbereich, so kann eine vereinfachte Formel benutzt werden, die die Verbindung in sinngemässer Weise kennzeichnet. Soweit die Gefahr der Verwechslung mit einer stöchiometrisch zusammengesetzten Verbindung besteht, empfiehlt es sich, die Verbindung durch einen über die Formel gesetzten Strich als eine solche von variabler Zusammensetzung zu kennzeichnen.

Beispiel: $ZnAu$ stellt als β -Phase im System $ZnAu$ eine in den Eigenschaften von den Komponenten Au und Zn abweichende intermetallische Verbindung dar, die homogen ist im Bereich zwischen 41 und 58 Atom-% Zn . Es gelten also als gleichberechtigt sämtliche Formeln zwischen $Zn_{41}Au_{59}$ und $Zn_{58}Au_{42}$, wofür lediglich abgekürzt $ZnAu$ oder \overline{ZnAu} geschrieben wird.

Verbindungen von nicht konstanter Zusammensetzung, wie \overline{ZnAu} , werden als „nichtdaltonide Verbindungen“ bezeichnet zum Unterschied von den „daltoniden Verbindungen“, d. h. den Verbindungen von konstanter Zusammensetzung.

Eine spätere Systematik der intermetallischen Verbindungen wird das Gebiet der Mischkristalle und der Überstrukturen mitberücksichtigen müssen²⁾.

IV. Kennzeichnung der Masse, der Isotopie und des Ionisierungszustandes am Elementsymbol.

Bei Kernreaktionen kann die übliche Kennzeichnung eines Elements durch das blosses Symbol nicht mehr als hinreichend bezeichnet werden; sie ist zu erweitern durch die Angabe der Masse und der Ordnungszahl.

Da die Stelle des rechten unteren Index neben dem Symbolzeichen bereits zur Kennzeichnung der stöchiometrischen Zusammensetzung besetzt ist und da weiterhin die Stelle rechts oben neben dem Symbol zur Kennzeichnung des Ionisierungszustandes dient, so bleiben für Ordnungszahl und Masse nur noch die entsprechenden Stellen links vom Symbolzeichen verfügbar.

¹⁾ Im Französischen haben „sulfure“, „cyanure“ usw. die Bedeutung der deutschen Bezeichnung „Sulfid“, „Cyanid“ usw.

²⁾ Die Kommission möchte die Aufmerksamkeit der auf diesem Gebiet tätigen Fachgenossen darauf hinlenken, dass eine gewisse Vereinheitlichung der Bezeichnung der Modifikationen und der intermediären Phasen dringend erwünscht ist.

Es ist daher anzugeben:

rechts unten neben dem Symbolzeichen die Anzahl der Atome
 rechts oben neben dem Symbolzeichen der Ionisierungszustand
 links unten neben dem Symbolzeichen die Ordnungszahl
 links oben neben dem Symbolzeichen die Masse.

Für das Elementsymbol gilt infolgedessen folgende Gesamtcharakterisierung:

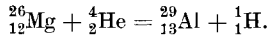
Masse	Ionisierungszustand
Elementsymbol	
Ordnungszahl	Anzahl der Atome

Beispiel:



Hierunter ist zu verstehen die einfach ionisierte Chlormolekel Cl_2 mit der Ordnungszahl 17 und der Masse 35 für das Einzelatom.

Eine Reaktionsgleichung für Kernreaktionen hat demgemäss folgende Form:



V. Gruppenbezeichnungen.

Die Verbindungen der Halogene sind als Halogenide (nicht als Haloide oder Halide) zu bezeichnen, die Elemente Sauerstoff, Schwefel, Selen und Tellur als Chalkogene und ihre Verbindungen als Chalkogenide.

Die Alkalimetalle sind nicht als „Alkalien“, die Erdalkalimetalle nicht als „Erdalkalien“ zu bezeichnen, da diese Namen die veralteten (und im wissenschaftlichen Sprachgebrauch zu vermeidenden) Bezeichnungen für die Oxyde dieser Metalle sind. In zusammengesetzten Wörtern dagegen ist der Gebrauch von „Alkali“ und „Erdalkali“ als Abkürzung für „Alkalimetall“ und „Erdalkalimetall“ allgemein üblich und statthaft¹⁾.

C. Ternäre, quaternäre usw. Verbindungen.

Die vorstehenden Richtlinien, die an den binären Verbindungen entwickelt worden sind, gelten sinngemäss auch für Verbindungen von mehr als zwei Elementen.

Radikale, die besondere Namen tragen, werden bei der Namensbildung wie elementare Bestandteile einer Verbindung behandelt.

Beispiele:

NH_4Cl = Ammoniumchlorid
 KCN = Kaliumcyanid
 $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ = Eisen(III)-rhodanid
 $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ = Bleiazid

Sind mehrere elektropositive Bestandteile mit einem elektronegativen Bestandteil verbunden, so gilt, entsprechend der für die binären Verbindungen getroffenen Festlegung, als Regel, dass der stärker elektropositive Bestandteil zuerst zu nennen ist. Entsprechend sollen, wenn eine Verbindung mehrere elektronegative Bestandteile enthält, diese nach Möglichkeit im Namen sowie in der Formel nach steigend elektronegativem Charakter geordnet werden.

An Stelle von Sauerstoff in Säureradikale eingetretener Schwefel soll allgemein durch „Thio-“ bezeichnet werden (vgl. unter D, S. 1005). Daher heissen die Verbindungen des Radikals SCN : „Thiocyanate“ (Trivialname: „Rhodanide“), nicht: Sulfo- oder Thiocyanide.

Für Mischsalze sind Namen wie: Bleichlorofluorid (statt: Bleichloridfluorid), Bleisulfochlorid (statt: Bleisulfidchlorid) zulässig.

Als Alumo-, Boro-, Beryll- usw. -silicate sind nur solche Silicate zu bezeichnen, die Al, B, Be usw. an Stelle von Si enthalten.

¹⁾ Entsprechend der zulässigen Abkürzung „Kohlen-“ für „Kohlenstoff-“ in manchen Kohlenstoffverbindungen.

Beispiele:

Orthoklas, $K[AlSi_3O_8]$, ist ein Alumosilicat (Kalium-alumotrisilicat).

Spodumen, $LiAl[Si_2O_6]$, ist ein Aluminiumsilicat (Lithiumaluminium-disilicat).

Muskowit, $KAl_2[AlSi_3O_{10}](OH)_2$, ist ein Aluminium-alumosilicat.

D. Sauerstoffsäuren.

Formel	Säure	Salze
Säuren und Salze des Schwefels:		
H_2SO_2 . . .	Sulfoxylsäure	Sulfoxylate
$H_2S_2O_4$. . .	Dithionige Säure	Dithionite
H_2SO_3 . . .	Schweflige Säure	Sulfite
$H_2S_2O_2$. . .	Thioschweflige Säure	Thiosulfite
$H_2S_2O_5$. . .	Pyroschweflige Säure	Pyrosulfite
H_2SO_4 . . .	Schwefelsäure	Sulfate
$H_2S_2O_3$. . .	Thioschwefelsäure	Thiosulfate
$H_2S_2O_7$. . .	Pyroschwefelsäure	Pyrosulfate
H_2SO_5 . . .	Peroxymonoschwefelsäure	Peroxymonosulfate
$H_2S_2O_6$. . .	Dithionsäure	Dithionate
$H_2S_xO_6$. . . (x=3,4 usw.)	Polythionsäuren	Polythionate
$H_2S_2O_8$. . .	Peroxydischwefelsäure	Peroxydisulfate
Säuren und Salze des Stickstoffs:		
$H_2N_2O_2$. . .	Untersalpetrige Säure	Hyponitrite
H_2NO_2 . . .	Nitroxylsäure	Nitroxylate
HNO_2 . . .	Salpetrige Säure	Nitrite
HNO_3 . . .	Salpetersäure	Nitrate
HNO_4 . . .	Peroxyalpetersäure	Peroxynitrate
Säuren und Salze des Phosphors:		
H_3PO_2 . . .	Unterphosphorige Säure	Hypophosphite
H_3PO_3 . . .	Phosphorige Säure	Phosphite
$H_4P_2O_5$. . .	Pyrophosphorige Säure	Pyrophosphite
$H_4P_2O_6$. . .	Unterphosphorsäure	Hypophosphate
H_3PO_4 . . .	(Ortho)phosphorsäure	(Ortho)phosphate
$H_4P_2O_7$. . .	Pyrophosphorsäure	Pyrophosphate
HPO_3 . . .	Metaphosphorsäure	Metaphosphate
H_3PO_5 . . .	Peroxymonophosphorsäure	Peroxymonophosphate
$H_4P_2O_8$. . .	Peroxydiphosphorsäure	Peroxydiphosphate
Säuren und Salze des Bors:		
H_3BO_2 . . .	Borige Säure	—
$H_4B_2O_4$. . .	Unterborsäure	Hypoborate
H_3BO_3 . . .	Orthoborsäure	Orthoborate
HBO_2 . . .	Metaborsäure	Metaborate
$H_2B_4O_7$. . .	Tetraborsäure	Tetraborate
Über sonstige Polyborsäuren und Polyborate siehe unter F II.		

Für die Mehrzahl der wichtigen einfachen Sauerstoffsäuren bestehen seit langer Zeit eingebürgerte Namen, deren Änderung weder zweckmässig noch notwendig ist. Festlegungen müssen lediglich in einer Reihe von Fällen getroffen werden, in denen sich

im Laufe der Zeit durch das Nebeneinanderbestehen von zum Teil falschen Bezeichnungswesen Unklarheiten herausgebildet haben.

Für die Säuren des Schwefels, Stickstoffs, Phosphors und Bors sind obenstehend tabellarisch die wesentlichen Vertreter mit den für die Säure selbst sowie für ihre Salze zu benutzenden Namen zusammengestellt.

Zu der in der obenstehenden Tabelle gegebenen Festlegung ist in sechs Punkten die Entscheidung zu begründen:

- 1) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ = Dithionige Säure und nicht hydroschweflige oder unterschweflige Säure; Salze = Dithionite.
- 2) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ = Thioschweflige und nicht unterschweflige Säure; Salze = Thiosulfate.
- 3) H_2SO_5 = Peroxymonoschwefelsäure und nicht Perschwefelsäure.
- 4) H_2NO_3 = Nitroxylsäure und nicht hydrosalpetrige Säure; Salze = Nitroxylate.
- 5) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ = Tetraborsäure und nicht Pyroborsäure; Salze = Tetraborate.
- 6) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ -Salze sind als Hypophosphate zu bezeichnen.

Zu 1) und 2): Der Name hydroschweflige Säure für die Verbindung $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ wurde auf Grund der irrtümlichen Annahme der Formel RHS_2O_4 für ihre Salze durch ihren Entdecker *Schützenberger* vorgeschlagen. Durch die spätere Feststellung von *Bernthsen* und *Bazlen*, dass die Salze der Säure wasserstofffrei sind und der Formel $\text{R}_2\text{S}_2\text{O}_4$ entsprechen, hat diese Bezeichnung ihre Berechtigung verloren, da die Kennzeichnung „hydro“ als (übrigens nicht zu empfehlende) Abkürzung für „hydrogen“ nur für Verbindungen mit Wasserstoff Sinn hat. Aber auch der von *Bernthsen* und anderen vorgeschlagene Name „unterschweflige Säure“ für die Verbindung $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ erscheint nicht zweckmässig. Abgesehen davon, dass dieser Name Anlass zu Verwechslungen bietet, solange die Bezeichnung der Thioschwefelsäure als „unterschweflige Säure“ noch nicht völlig aus dem Schrifttum verschwunden ist, entspricht er nicht dem Gebrauch, diejenige Säure als „unterige Säure“ zu benennen, in der das säurebildende Element im Durchschnitt je Atom um eine Oxydationsdoppelstufe tiefer liegt als in der durch die Endung -ig gekennzeichneten Säure (vgl.: chlorige Säure — unterchlorige Säure; salpetrige Säure — untersalpetrige Säure). Da in der Säure $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ der Schwefel im Durchschnitt je Atom um eine Oxydationsdoppelstufe tiefer liegt als in der Dithionsäure, so muss gemäss den bei der Benennung der Sauerstoffsäuren allgemein befolgten Regeln die Säure $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ als dithionige Säure bezeichnet werden. Dieser Name enthält keine Aussage über die Konstitution der Verbindung.

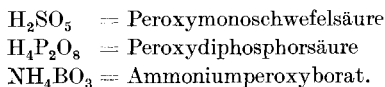
Völlig verfehlt ist die häufig noch gebrauchte Benennung der Säure $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ als unterschweflige Säure. Die Säure $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ leitet sich von der Schwefelsäure, H_2SO_4 , dadurch ab, dass darin ein Sauerstoffatom durch Schwefel ersetzt ist. Demgemäss muss sie Thioschwefelsäure genannt werden; denn allgemein wird an Stelle von Sauerstoff eingetretener Schwefel durch „Thio“ bezeichnet (vgl. weiter unten).

Berechtigt wäre der Name „unterschweflige Säure“ für die Säure H_2SO_2 . Für diese soll aber der eingebürgerte Name „Sulfoxylsäure“ beibehalten werden. Der Name „unterschweflige Säure“ soll demnach ganz verschwinden.

Zu 3): Es ist zu unterscheiden zwischen denjenigen Säuren bzw. Salzen, die durch Substitution aus dem Wasserstoffperoxyd entstehen und infolgedessen peroxydisch gebundenen Sauerstoff —O—O— enthalten und denjenigen, die sich von den höchsten Oxydationsstufen einiger Elemente ableiten und frei von peroxydischem Sauerstoff sind.

Die zuletzt genannten, wie NaClO_4 , KMnO_4 , sind mit Recht als Persalze zu bezeichnen. Die ersteren dagegen, wie $\text{R}_2\text{S}_2\text{O}_8$, R_3PO_5 , sind gegen die eigentlichen Persalze abzugrenzen und als Peroxysalze, die ihnen entsprechenden Säuren als Peroxysäuren zu bezeichnen.

Beispiele:



Entsprechend sind auch die dem H_2O_2 analogen Oxyde als Peroxyde und nicht als Superoxyde oder Hyperoxyde zu bezeichnen.

Zu 4): Die Säure H_2NO_2 , die als hydrosalpetrige Säure bezeichnet wird, ist in Analogie zu der Sulfoxylsäure H_2SO_2 richtiger als Nitroxylsäure zu bezeichnen. Das von *Zintl* erhaltene Natriumsalz Na_2NO_2 ist dementsprechend Natriumnitroxylat zu nennen.

Zu 5): Die Vorsatzworte „Ortho“, „Meta“ und „Pyro“ werden im allgemeinen in dem Sinne gebraucht, dass als „Orthosäuren“ die höchst hydroxylierten im freien Zustande oder in Form von Salzen oder organischen Derivaten bekannten Säuren bezeichnet werden.

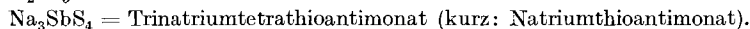
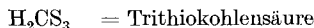
H_3BO_3 = Orthoborsäure	H_3PO_4 = Orthophosphorsäure
H_4CO_4 = Orthokohlensäure	H_6TeO_6 = Orthotellursäure
H_4SiO_4 = Orthokieselsäure	H_3JO_6 = Orthoüberjodsäure

Die Pyro- und Metasäuren leiten sich von den Orthosäuren durch stufenweisen Austritt von Wasser ab. Als Pyrosäuren sind diejenigen zu bezeichnen, die aus 2 Mol der Orthosäure durch Verlust von 1 Mol H_2O entstehen (Beispiele: $H_2S_2O_7$, $H_2S_2O_5$, $H_4P_2O_5$, $H_4P_2O_7$). Da die Polyborsäure $H_2B_4O_7$ (= 2 $B_2O_3 \cdot H_2O$) wasserärmer ist als die Metabor-säure HBO_2 (= $B_2O_3 \cdot H_2O$), so darf, um eine Durchbrechung der Regel zu vermeiden, die Säure $H_2B_4O_7$ nicht als Pyroborsäure bezeichnet werden. Sie ist entsprechend den Richtsätzen für die Benennung der Isopolysäuren (vgl. F, II) als Tetraborsäure zu bezeichnen.

Zu 6): Die Salze derjenigen Säuren, die die Vorsilbe „Unter“ tragen, werden als Hypoverbindungen bezeichnet. Die Salze der Unterphosphorsäure sind dementsprechend als Hypophosphate zu bezeichnen.

Ersatz von O durch S. — Diejenigen Säuren, die sich von Sauerstoffsäuren durch Austausch von O-Atomen gegen S-Atome ableiten, sind als Thiosäuren, ihre Salze als Thiosalze zu bezeichnen.

Beispiele:



Gruppe $\{H_3O\}^+$. — Soll beim Wasserstoffion hervorgehoben werden, dass es (in wässriger Lösung oder in einer Verbindung) in der Form $[H_3O]^+$ vorliegt, so ist es zweckmässig als Hydronium-Ion (nicht als Hydroxonium-Ion) zu bezeichnen.

E. Salze.

I. Allgemeines.

Salze sind stets in der Weise zu benennen, dass dem Namen des Metalls bzw. dem des elektropositiven Radikals der Name des Säurerestes, der die Endung at, it oder id trägt, angehängt wird.

Beispiel:

Silbernitrat — Magnesiumsulfat — Calciumcarbonat

Natriumnitrit — Eisensulfid — Kaliumcyanid.

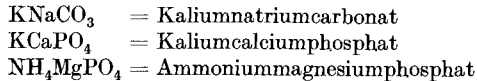
Die mit Hilfe der deutschen Namen der Säuren gebildeten Bezeichnungen von Salzen, wie salpetersaures Silber, schwefelsaures Magnesium, kohlen-saures Calcium, sind im wissenschaftlichen Sprachgebrauch zu vermeiden; ihre Verwendung in volkstümlichen Darstellungen ist zulässig. Falsch ist es dagegen, in diesem Zusammenhange die Namen der Metalloxyde statt derer der Metalle zu gebrauchen.

Es ist also unzulässig zu sagen:

Salpetersaures Silberoxyd statt salpetersaures Silber, schwefelsaure Magnesia statt schwefelsaures Magnesium, kohlen-saurer Kalk statt kohlen-saures Calcium.

Auf gemischte Salze (Mischsalze) sind die unter C angeführten Richtsätze anzuwenden.

Beispiele:



Salze von Stickstoffverbindungen sind, wenn sie als Koordinationsverbindungen, entsprechend dem Ammoniumchlorid, NH_4Cl , aufgefasst werden, als onium- bzw. inium-Verbindungen zu bezeichnen.

Beispiele:

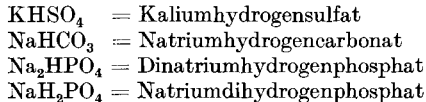
Tetramethylammoniumchlorid — Hydraziniumdichlorid — Pyridiniumchlorid.

Werden die Stickstoffverbindungen jedoch als Additionsverbindungen aufgefasst so gelten die für diese aufgestellten Richtsätze; s. F, V.

II. Saure Salze (Hydrogensalze).

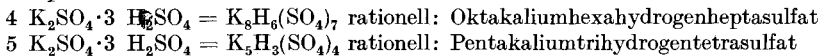
Die rationellen Namen für die sauren Salze werden unter Verwendung der Bezeichnung „hydrogen“ für die in ihnen enthaltenen Wasserstoffatome gebildet. Unter den elektropositiven Bestandteilen ist der Wasserstoff („hydrogen“) stets an letzter Stelle zu nennen.

Beispiele:



In verwickelten Fällen ist auch hier die Formel zu benutzen:

Beispiele:



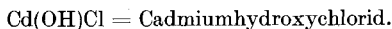
Soll nicht so sehr die Zusammensetzung als vielmehr der Verbindungstypus betont werden, so können auch die Bezeichnungen saure Salze (einfachsaure, zweifachsaure usw.) sowie primäre, sekundäre, tertiäre usw. Salze gebraucht werden.

Die Bezeichnung nach dem Säure-Base-Verhältnis durch „bi“ ist nicht in Einklang mit den Grundsätzen der rationellen Nomenklatur; es ist also falsch, zu sagen: Bicarbonat, Bisulfat, Bisulfit.

III. Basische Salze.

Basische Salze mit nachweisbaren Hydroxylgruppen sind, soweit sie als Additionsverbindungen von Hydroxyden an neutrale Salze aufgefasst und dementsprechend benannt werden, als Hydroxysalze zu bezeichnen.

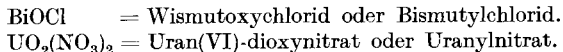
Beispiel:



Für im Komplex gebundene Hydroxylgruppen gilt die *Werner'sche* Nomenklatur; danach sind die Hydroxylgruppen als Hydroxo- bzw. ol-Gruppen zu bezeichnen.

Basische Salze, in denen neben Säureresten Sauerstoffatome an das Metall gebunden sind, werden als Oxysalze bezeichnet. Enthalten diese Salze Radikale mit besonderer Bezeichnung, so können auch die von diesen sich ableitenden Namen verwendet werden.

Beispiele:



Für im Komplex gebundene Sauerstoffatome gilt die *Werner'sche* Nomenklatur; die Sauerstoffatome sind als Oxoatome zu bezeichnen.

F. Verbindungen höherer Ordnung.

I. Komplexverbindungen (Koordinationsverbindungen).

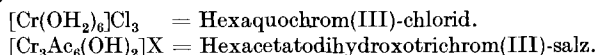
Allgemeines.

Für die Benennung der Koordinationsverbindungen bleibt die von *A. Werner* geschaffene Nomenklatur massgebend, deren Wert darin liegt, dass sie gestattet, das

Gesamtgebiet einheitlich darzustellen. Eine Abänderung erfährt lediglich die Bezeichnung der Wertigkeit. Um, ganz im Sinne *Werner's*, für diese eine einheitliche Kennzeichnung sowohl auf dem Gebiete der einfachen Verbindungen als auch auf dem der Koordinationsverbindungen zu schaffen, wird die bei ersteren bereits durchgeführte *Stock'sche* Wertigkeitsbezeichnung auf die Koordinationsverbindungen übertragen.

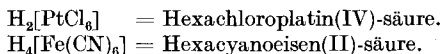
Bei kationischen Komplexen wird, in entsprechender Weise wie bei den einfachen Verbindungen, die die Wertigkeit bezeichnende römische Ziffer dem Namen des Elements, auf das sie sich bezieht, in Klammern angefügt und mit einem Bindestrich zu dem weiteren Namensteil übergeleitet.

Beispiele:



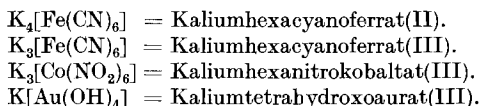
Bei den anionischen Komplexen der Säuren wird in gleicher Weise verfahren.

Beispiele:



Bei den anionischen Komplexen der Salze wird die die Wertigkeit des Zentralatoms des betreffenden Komplexes bezeichnende Ziffer dem auf at endigenden Namen des Komplexes in Klammern angefügt.

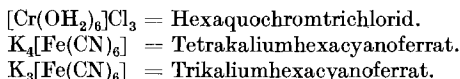
Beispiele:



Bei ungeladenen Komplexen (Nichtelektrolyten) ist die Angabe der Wertigkeit des Zentralatoms nicht erforderlich. Soll sie besonders hervorgehoben werden, so ist wie bei den kationischen Komplexen (siehe oben) zu verfahren.

Die Wertigkeitsbezeichnung ist entbehrlich, wenn die Zahl der ionogen gebundenen Atome oder Gruppen im Namen angegeben wird.

Beispiele:



Diese Bezeichnungsweise empfiehlt sich jedoch nur in den Fällen, in denen die elektrochemische Wertigkeit des Zentralatoms nicht oder nicht sicher bekannt, ist wie zum Beispiel in den Verbindungen, die NO im Komplex enthalten.

Reihenfolge der Liganden. — Innerhalb der im Komplex stehenden koordinativ gebundenen Liganden werden im Namen an erster Stelle genannt die Acidoreste, wie Chloro (Cl), Cyano (CN), Cyanato (OCN), Rhodan(at)o (SCN), Sulfato (SO₄), Nitro (NO₂), Nitrito (ONO), Oxal(at)o (C₂O₄) und Hydroxo (OH). Es folgen dann die nullwertigen Reste: Aquo (H₂O), die substituierten Amine (C₂H₄(NH₂)₂ = en) und zuletzt Ammin (NH₃).

II. Isopolysäuren und ihre Salze.

Unter Isopolysäuren im weitesten Sinne sind Säuren zu verstehen, die durch Zusammentritt von zwei oder mehr Molekeln einer und derselben Säure unter Abspaltung von Wasser entstanden gedacht werden können. (In diesem Sinne sind auch die Pyrosäuren, die aus der Orthosäure durch Wasserabspaltung entstehen, unter die Isopolysäuren einreihen).

Wenn auch für die Polysäuren in erhöhtem Masse die Weisung gilt, in komplizierten Fällen die Verbindung durch die Formel zu charakterisieren, so ist doch andererseits eine rationelle Nomenklatur, zumindest für die Bezeichnung von Verbindungsgruppen, erforderlich.

Bruttoformel	Namenbildung durch griechische Zahlwörter	Nach dem Verhältnis Baseanhydrid:Säureanhydrid aufgelöste Formel	Namenbildung durch Verhältniszahl	Bisher gebräuchliche Namen
Borate.				
Na_3BO_3 . .	Trinatrium(mono)-borat	$3 \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(3:1)-borat	Orthoborat
$\text{Na}_4\text{B}_2\text{O}_5$. .	Tetranatriumdi-borat	$2 \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(2:1)-borat	Pyroborat
NaBO_2 . . .	Mononatrium(mono)borat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:1)-borat	Metaborat Monoborat
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. .	Dinatriumtetra-borat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 2 \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:2)-borat	Tetaborat Pyroborat
NaB_3O_5 . . .	Natriumtriborat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:3)-borat	Hexaborat Triborat
$\text{Na}_2\text{B}_8\text{O}_{13}$. .	Dinatriumokta-borat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 4 \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:4)-borat	Okaborat Tetaborat
NaB_5O_8 . . .	Natriumpenta-borat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 5 \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:5)-borat	Dekaborat Pentaborat
$\text{Na}_2\text{B}_{12}\text{O}_{19}$. .	Dinatriumdodeka-borat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 6 \text{B}_2\text{O}_3$	Natrium(1:6)-borat	Dodekaborat Hexaborat
Silicate.				
Na_4SiO_4 . . .	Tetranatrium(mono)silicat	$2 \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$	Natrium(2:1)-silicat	Orthosilicat
$\text{Na}_6\text{Si}_2\text{O}_7$. .	Hexanatriumdi-silicat	$3 \text{Na}_2\text{O} \cdot 2 \text{SiO}_2$	Natrium(3:2)-silicat	Pyrosilicat
$\text{Na}_8\text{Si}_3\text{O}_{10}$. .	Oktanatriumtri-silicat	$4 \text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{SiO}_2$	Natrium(4:3)-silicat	Pyrosilicat
Na_2SiO_3 . . .	Dinatrium(mono)-silicat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$	Natrium(1:1)-silicat	Metasilicat
$\text{Na}_6\text{Si}_4\text{O}_{11}$. .	Hexanatriumtetra-silicat	$3 \text{Na}_2\text{O} \cdot 4 \text{SiO}_2$	Natrium(3:4)-silicat	Metasilicat
$\text{Na}_4\text{Si}_3\text{O}_8$. . .	Tetranatriumtri-silicat	$2 \text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{SiO}_2$	Natrium(2:3)-silicat	Metasilicat
$\text{Na}_2\text{Si}_3\text{O}_7$. . .	Dinatriumtrisilicat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{SiO}_2$	Natrium(1:3)-silicat	Metasilicat
Molybdate.				
Na_2MoO_4 . . .	Dinatrium(mono)-molybdat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{MoO}_3$	Natrium(1:1)-molybdat	normales Molybdat
$\text{Na}_2\text{Mo}_2\text{O}_7$. .	Dinatriumdi-molybdat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 2 \text{MoO}_3$	Natrium(1:2)-molybdat	Dimolybdat
$\text{Na}_{10}\text{Mo}_{12}\text{O}_{41}$	Dekanatriumdodekamolybdat	$5 \text{Na}_2\text{O} \cdot 12 \text{MoO}_3$	Natrium(5:12)-molybdat	Paramolybdat
$\text{Na}_2\text{Mo}_3\text{O}_{10}$. .	Dinatriumtri-molybdat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{MoO}_3$	Natrium(1:3)-molybdat	Trimolybdat
$\text{Na}_2\text{Mo}_4\text{O}_{13}$. .	Dinatriumtetra-molybdat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 4 \text{MoO}_3$	Natrium(1:4)-molybdat	Tetramolybdat
usw. bis $\text{Na}_2\text{O} \cdot 16 \text{MoO}_3$				

Bruttoformel	Namenbildung durch griechische Zahlwörter	Nach dem Verhältnis Baseanhydrid:Säureanhydrid aufgelöste Formel	Namenbildung durch Verhältniszahl	Bisher gebräuchliche Namen
Wolframate.				
Na_2WO_4 . .	Dinatrium(mono)-wolframat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{WO}_3$	Natrium(1:1)-wolframat	normales Wolframat
$\text{Na}_4\text{W}_3\text{O}_{11}$. .	Tetranatriumtriwolframat	$2 \text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{WO}_3$	Natrium(2:3)-wolframat	normales Wolframat
$\text{Na}_2\text{W}_2\text{O}_7$. .	Dinatriumdiwolframat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 2 \text{WO}_3$	Natrium(1:2)-wolframat	Diwolframat
$\text{Na}_{10}\text{W}_{12}\text{O}_{41}$	Dekanatriumdodekawolframat	$5 \text{Na}_2\text{O} \cdot 12 \text{WO}_3$	Natrium(5:12)-wolframat	Parawolframat
$\text{Na}_2\text{W}_3\text{O}_{10}$. .	Dinatriumtriwolframat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{WO}_3$	Natrium(1:3)-wolframat	Triwolframat
$\text{Na}_3\text{W}_4\text{O}_{13}$. .	Dinatriumtetrawolframat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 4 \text{WO}_3$	Natrium(1:4)-wolframat	Tetrawolframat, mit Wasser: Metawolframat
	usw.			
$\text{Na}_2\text{W}_8\text{O}_{25}$. .	Dinatriumoktawolframat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 8 \text{WO}_3$	Natrium(1:8)-wolframat	Okta-wolframat
Vanadate.				
Na_3VO_4 . .	Trinatrium(mono)-vanadat	$3 \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{V}_2\text{O}_5$	Natrium(3:1)-vanadat	normales Orthovanadat
$\text{Na}_4\text{V}_2\text{O}_7$	Tetranatriumdivanadat	$2 \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{V}_2\text{O}_5$	Natrium(2:1)-vanadat	Pyrovanadat
NaVO_3 . . .	Natrium(mono)-vanadat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{V}_2\text{O}_5$	Natrium(1:1)-vanadat	Metavanadat
$\text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_{11}$. .	Dinatriumtetra- vanadat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 2 \text{V}_2\text{O}_5$	Natrium(1:2)- vanadat	Tetra- vanadat
NaV_3O_8 . .	Natriumtrivanadat	$\text{Na}_2\text{O} \cdot 3 \text{V}_2\text{O}_5$	Natrium(1:3)- vanadat	Hexa- vanadat

Zu den Isopolysäuren gehören als besonders bedeutsame Vertreter die Borsäuren, Kieselsäuren, Molybdänsäuren, Wolframsäuren und Vanadinsäuren, an denen infolgedessen die Richtlinien dargelegt werden sollen.

Ohne auf die heute noch undurchsichtige und unabgeschlossene Frage der Konstitution dieser Verbindungen näher eingehen zu müssen und damit infolge etwaiger Änderungen in der Auffassung ein ungesichertes Moment in die Bezeichnungsweise hinzutragen, wird vorgeschlagen, stets die Auflösung der Bruttoformel in das Baseanhydrid-Säureanhydrid-Verhältnis vorzunehmen. Hiermit ist eine klare, eindeutige und der Systematik besonders zugängliche Ausdrucksform für diese Verbindungsklasse gegeben. Die Kennzeichnung durch das Baseanhydrid-Säureanhydrid-Verhältnis hat bei der systematischen Beschreibung der Polysäuren und ihrer Salze in dem grundlegenden Gmelin'schen Handbuch der anorganischen Chemie bereits ihre vielfältige Bewährung gefunden und stets eine widerspruchsfreie Eingliederung selbst der komplizierten Verbindungen ermöglicht.

Für die Namenbildung liegen folgende gleichwertige Möglichkeiten vor:

1) Die Zusammensetzung wird unter Zugrundelegung der einfachsten Bruttoformel durch griechische Zahlwörter angegeben, entsprechend wie bei sonstigen Verbindungen (vgl. B, II).

2) Die einfachste, die analytische Zusammensetzung wiedergebende Formel wird nach dem Verhältnis Baseanhydrid : Säureanhydrid aufgelöst; das Verhältnis Baseanhydrid : Säureanhydrid wird im Namen durch eine in Klammern gesetzte Verhältniszahl, in arabischen Ziffern angegeben.

Bei der Zusammensetzung des Namens ist in beiden Fällen der basische Bestandteil vor dem sauren zu nennen. Die Säurewasserstoffatome sind durch „hydrogen“ auszudrücken und stets anzuführen (also auch im Namen der freien Säure).

Nachstehend sind die Richtlinien für eine Anzahl Borate, Silicate, Molybdate, Wolframate und Vanadate durchgeführt.

In komplizierteren Fällen wird am besten die Formel benutzt. Wenngleich eine folgerichtige Benennung auch in solchen Fällen ohne weiteres möglich ist, so ergeben sich dann doch Namen von unbequemer Länge. Z. B. $\text{Ba}_2(\text{VO}_2)\text{H}_2(\text{V}_5\text{O}_{16})$ Dibariumvanadyldihydrogenpentavanadat.

Entsprechend werden beispielsweise die Verbindungen der Wolframsäure mit organischen Anhydrobasen als „Wolframate organischer Basen“ zusammengefasst. Dieser Gruppenbezeichnung sind untergeordnet die Untergruppen: Methylammoniumwolframate, Propylammoniumwolframate usw., denen die einzelnen Verbindungen dann lediglich mit ihrer Formel folgen, da der Versuch einer Namenbildung bei den einzelnen Verbindungen zu einer zu schwerfälligen Versinnbildlichung ihrer Zusammensetzung führen würde.

III. Heteropolysäuren und ihre Salze.

Die Formeln der Heteropolysäuren bzw. ihre Salze werden in entsprechender Weise wie bei den Isopolysäuren aufgelöst; dabei wird die einfachste Formel, welche die analytische Zusammensetzung ausdrückt, zugrunde gelegt.

Die Auflösung erfolgt

für die Säure in: Nichtmetallsäure — Oxyd des säurebildenden Metalls — Wasser,
für das Salz in: Salz der Nichtmetallsäure [gegebenenfalls aufgelöst in das Verhältnis Baseanhydrid: Säureanhydrid¹⁾] — Oxyd des säurebildenden Metalls — Wasser.

Die aus der einfachsten Formel sich ergebende Anzahl der Atome der beiden säurebildenden Elemente wird im Namen der Verbindung, je nachdem, ob man die Formel nach dem Baseanhydrid-Säureanhydrid-Verhältnis aufgelöst hat oder nicht, durch arabische Ziffern oder durch griechische Zahlwörter ausgedrückt. Das Oxyd des säurebildenden Metalls kann bezeichnet werden entweder mit dem Namen des ihm entsprechenden Säureradikals unter Anhängen der Endung „o“ (z. B.: Wolframato-) oder mit dem Namen der ihm entsprechenden Säure (z. B.: Wolframsäure-, als Abkürzung für: Wolframsäureanhydrid-). In der Regel wird man hier die Namen nur gebrauchen zur zusammenfassenden Bezeichnung von Verbindungsgruppen (z. B. Dodekamolybdatophosphate oder Verbindungen der Dodekamolybdatophosphorsäure). Für einzelne Verbindungen wird man meist die Formel verwenden.

Beispiele:

$\text{R}_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{ MoO}_3$ Dodekamolybdatophosphate	oder	$3 \text{ R}_2\text{O} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot 24 \text{ MoO}_3$ 24-Molybdänsäure-2-phosphate
$\text{R}_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{ WO}_3$ Dodekawolframatophosphate	oder	$3 \text{ R}_2\text{O} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot 24 \text{ WO}_3$ 24-Wolframsäure-2-phosphate
$2 \text{ R}_5\text{PO}_5 \cdot 17 \text{ WO}_3$ 17 Wolframatodiphosphate	oder	$5 \text{ R}_2\text{O} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot 17 \text{ WO}_3$ 17-Wolframsäure-2-phosphate
$\text{R}_5\text{BO}_4 \cdot 12 \text{ WO}_3$ Dodekawolframatoborate	oder	$5 \text{ R}_2\text{O} \cdot \text{B}_2\text{O}_3 \cdot 24 \text{ WO}_3$ 24-Wolframsäure-2-borate
$\text{R}_8\text{SiO}_6 \cdot 12 \text{ WO}_3$ Dodekawolframosilicate	oder	$4 \text{ R}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 12 \text{ WO}_3$ 12-Wolframsäure-1-silicate

usw.

¹⁾ Diese Auflösung empfiehlt sich, wenn dadurch ein einfacheres Zahlenverhältnis erzielt werden kann.

IV. Doppelsalze.

Die Namen der Doppelsalze werden durch Aneinanderreihen der Namen der einfachen Salze, aus denen sie sich zusammensetzen, gebildet. Dabei ist die Reihenfolge der kationischen Bestandteile durch ihren abnehmenden elektropositiven Charakter gegeben. Gemeinsame Bestandteile der Salze sind nur einmal zu nennen.

Beispiele:

$KCl \cdot MgCl_2 =$ Kaliummagnesiumchlorid.

$Na_2SO_4 \cdot CaSO_4 =$ Natriumcalciumsulfat.

$3 CaO \cdot Al_2O_3 \cdot CaCl_2 \cdot 10 H_2O =$ Calciumchloridaluminat.

$KCl \cdot MgSO_4 =$ Kaliumchlorid-Magnesiumsulfat.

In dem an dritter Stelle genannten Beispiel ist nur die Gruppenbezeichnung gegeben, der die einzelnen dahingehörenden Verbindungen unterzuordnen sind.

V. Hydrate, Ammoniakate und sonstige Additionsverbindungen.

Für Verbindungen, die H_2O -, H_2O_2 - oder NH_3 -Molekeln enthalten, sollen als Sammelnamen die Bezeichnungen: Hydrate, Peroxyhydrate (nicht Perhydrate) und Ammoniakate gebraucht werden. Zur Bezeichnung der Anzahl dieser Molekeln dient entweder das griechische Zahlwort oder die arabische Ziffer. Über die Schreibweise s. unter A, II.

In Einzelnamen von Additionsverbindungen kann H_2O_2 auch als Hydrogenperoxyd bezeichnet werden. Z. B.: $BaO_2, H_2O_2 =$ Bariumperoxyd-Peroxyhydrat oder Bariumperoxyd-Hydrogenperoxyd.

Beispiele:

$CaCl_2 \cdot 6 H_2O$ Calciumchloridhexahydrat oder Calciumchlorid-6-Hydrat

$CaCl_2 \cdot 4 H_2O$ Calciumchloridtetrahydrat oder Calciumchlorid-4-Hydrat

$CaCl_2 \cdot 2 H_2O$ Calciumchloriddihydrat oder Calciumchlorid-2-Hydrat

$CaCl_2 \cdot H_2O$ Calciumchloridmonohydrat oder Calciumchlorid-1-Hydrat

Sammelname: Calciumchloridhydrate.

$NaOOH \cdot H_2O_2$ Natriumhydrogenperoxyd-Peroxyhydrat.

$AlCl_3 \cdot xNH_3$ Aluminiumchloridammoniakate.

Soll jedoch zum Ausdruck gebracht werden, dass die betreffenden Molekeln komplex gebunden sind, so sind die Verbindungen als Aquoverbindungen, Peroxyhydratverbindungen und Ammine zu bezeichnen (vgl. F, I).

Beispiele:

$[Cr(NH_3)_6]Cl_3$ Hexamminchrom(III)-chlorid.

$[Cr(OH_2)_6]Cl_3$ Hexaquoehrom(III)-chlorid.

$[Cr(OH_2)_4Cl_2]Cl \cdot 2 H_2O$ Dichlorotetraquoehrom(III)-chlorid-Dihydrat.

Sonstige Additionsverbindungen. — Additionsverbindungen, die mit PCl_3 , $NOCl$, H_2S , C_2H_5OH usw. zusammengesetzt sind, werden zweckmässig nicht durch einen eigenen Namen, sondern durch die Formel bezeichnet. Gegebenenfalls kann man von Umschreibungen Gebrauch machen.

Beispiele:

$AlCl_3 \cdot NOCl$ Verbindung von Aluminiumchlorid mit Nitrosylchlorid.

$AlCl_3 \cdot H_2S$ Verbindung von Aluminiumchlorid mit Schwefelwasserstoff.

$AlCl_3 \cdot 4 C_2H_5OH$ Verbindung von Aluminiumchlorid mit Alkohol.

Entsprechender Umschreibungen (z. B. „Verbindungen von Aluminiumchlorid mit stickoxydhaltigen Verbindungen, mit Schwefelverbindungen, mit organischen Verbindungen“) kann man sich bei systematischer Darstellung dieser Gebiete als Gruppenbezeichnungen bedienen.

UNION INTERNATIONALE DE CHIMIE.

**Règles relatives à la nomenclature des composés minéraux.
Rapport de la commission de réforme de la nomenclature de
chimie inorganique 1940.**

W. P. Jorissen, Leiden (Président), H. Bassett, Reading, A. Damiens, Paris, F. Fichter, Bâle, H. Remy, Hamburg.

TABLE DES MATIÈRES

<i>Remarques préliminaires</i>	1012
<i>A. Généralités</i>	1013
Noms et formules	1013
<i>B. Composés binaires</i>	1013
I. Position des constituants du composé dans le nom et dans la formule	1013
II. Caractérisation des proportions des constituants	1014
III. Désignation des composés intermétalliques (alliages)	1015
IV. Caractérisation de la masse, de l'isotopie et de l'état d'ionisation, à l'aide du symbole de l'élément	1015
V. Désignation des groupes	1016
<i>C. Composés ternaires, quaternaires, etc.</i>	1016
<i>D. Acides oxygénés</i>	1016
<i>E. Sels</i>	1019
I. Généralités	1019
II. Sels acides (hydrogénosels)	1019
III. Sels basiques	1020
<i>F. Composés supérieurs</i>	1020
I. Composés complexes (coordonnés). Généralités	1020
II. Isopolyacides et leurs sels	1021
III. Hétéropolyacides et leurs sels	1023
IV. Sels doubles	1024
V. Hydrates, ammoniacates et autres composés d'addition.	1024

REMARQUES PRÉLIMINAIRES

Le but de ces « Règles » est d'unifier la nomenclature des composés minéraux et d'éliminer les termes périmés ou incorrects. Nous nous sommes surtout proposé de créer une nomenclature inorganique rationnelle; dans la plupart des cas, nous avons pu utiliser les termes déjà en usage; notre tâche a donc consisté essentiellement à éliminer les termes en contradiction avec le système logique unifié et à les remplacer par des noms correspondant à ce système.

La question du classement des composés minéraux, par exemple dans les tables des matières des revues, ne rentre pas dans le cadre que nous nous sommes fixé. Il est évident qu'une simplification de la nomenclature des composés minéraux présente un intérêt considérable pour la bibliographie systématique. En élaborant ces « Règles », nous avons consulté plusieurs collègues particulièrement compétents dans ce domaine.

Nous n'avons pas examiné la question de la nomenclature des éléments, la Commission des Poids Atomiques étant seule qualifiée à ce sujet.

Les chercheurs qui découvriront de nouveaux composés, dont les noms ne pourront pas être déduits des principes qui vont être formulés, sont invités à se mettre en relation avec la Commission de Nomenclature.

A. GÉNÉRALITÉS.

Noms et formules.

Il existe deux moyens de désigner un composé chimique :

A: par la formule,

B: par le nom.

1^o Pour désigner un composé, il est recommandé de se servir largement de la formule, ce qui est le moyen le plus simple et le plus explicite pour définir un corps minéral. La formule est internationale; elle est courte et permet de réaliser une économie d'espace dans la phrase.

La formule doit servir en premier lieu à la désignation des corps dont les formules sont compliquées. Elle est particulièrement avantageuse pour les modes de préparation parce qu'elle élimine toute confusion. On évitera naturellement l'emploi de la formule, chaque fois qu'il pourra en résulter un manque de clarté.

Exemples: Précipitation par SH_2 — Traitement par ClH gazeux — Solution aqueuse ou alcoolique de ClH — Passage du gaz dans une solution de OHK^1 .

2^o Pour désigner les différents composés, on peut employer soit les noms rationnels, soit les noms usuels.

a) Dans le cas des noms rationnels, il n'est pas toujours nécessaire d'exprimer le rapport stœchiométrique dans le nom même, si l'on ne poursuit pas un but spécial, la formule permettant de reconnaître immédiatement la composition quantitative du corps.

Dans de nombreux cas, il est possible de condenser considérablement le nom rationnel en éliminant les désignations des valences, les nombres, etc., dont l'indication est inutile d'après les raisons citées. On peut donc ne pas indiquer la valence ou les rapports atomiques pour tous les composés dont les éléments présentent en général une valence constante.

Exemples:

Sulfate d'aluminium au lieu de: sulfate d'aluminium(III).

Chloroplatinate de potassium au lieu de: hexachloroplatinate(IV) de potassium.

Cyanoferrate(II) de potassium au lieu de: hexacyanoferrate(II) de potassium.

Cyanoferrate(III) de potassium au lieu de: hexacyanoferrate(III) de potassium.

b) Dans le cas des noms usuels, il convient de distinguer entre:

aa) les noms usuels « corrects » et

bb) les noms usuels de formation incorrecte.

aa) Les noms usuels corrects sont ceux qui n'ont pas donné lieu à des essais d'interprétation scientifique et chimique fausse; ils proviennent dans la plupart des cas de l'usage courant. Exemples: salpêtre, chaux caustique, soude caustique, prussiate jaune.

L'emploi de ces noms usuels est admissible.

bb) Les noms de formation incorrecte sont ceux qu'on a créés primitivement pour exprimer d'une certaine manière la composition ou la constitution du corps considéré, mais dont la nature ne correspond plus à nos connaissances actuelles et aux théories modernes.

Exemples: « Sulfate de magnésie », « carbonate de chaux », « nitrate de potasse », « acétate d'alumine ».

Ces noms sont usuels, mais faux du point de vue scientifique. Leur utilisation est donc inadmissible. Ils devraient disparaître aussi bien de la littérature technique, que des brevets.

B. COMPOSÉS BINAIRES.

1. Position des constituants du composé dans le nom et dans la formule.

Dans le cas des composés binaires, sels et autres corps hétéropolaires, le constituant électronégatif (s'il est reconnaissable d'après la nature du corps) doit être désigné le pre-

¹⁾ En langue française, la désignation d'un corps par sa formule n'est recommandée que pour la description des préparations ou des techniques, où l'on recherche la brièveté et la clarté, et lorsque la formule est courte. Dans le langage et dans un texte descriptif de rédaction soignée, l'emploi du nom est seul conseillé.

La formule est préférable à des noms trop compliqués. Ainsi on évitera de dire: 13-mercure 12-sodique pour $\text{Hg}_{13}\text{Na}_{12}$, en utilisant dans des cas semblables la formule.

Certaines dénominations anciennes, comme « oxydule », pour des composés correspondant à des degrés d'oxydation inférieure, doivent disparaître. De plus, en langue allemande, il en est de même pour des expressions comme « Sulfür », « Cyanür », « Chlorür », qui pourraient prêter à confusion avec les mots français: sulfure, cyanure, chlorure.

III. Désignation des composés intermétalliques (alliages).

Les conditions d'existence des composés intermétalliques ne correspondent pas aux lois présidant à la formation des composés stœchiométriques, les composés intermétalliques étant souvent considérés comme des phases à domaine d'homogénéité plus ou moins grand. Il n'existe jusqu'à présent aucun classement systématique clair se rapportant à cette catégorie de composés, en fonction des lois auxquelles ils obéissent. Il serait donc prématuré d'essayer de fixer la nomenclature des composés intermétalliques.

Il convient, pour cette raison, d'éviter, dans ce domaine, la formation de noms et de n'utiliser dans tous les cas que la formule, en indiquant, autant que possible, le nombre exact des atomes. Lorsque ce nombre ne peut pas être indiqué, ou s'il s'agit d'un composé intermétallique à domaine d'homogénéité relativement élevé, on peut utiliser une formule simplifiée caractérisant le composé d'une manière approchée. Pour ne pas confondre les composés intermétalliques en question avec des corps à composition stœchiométrique, il convient de caractériser les premiers par un trait tiré au-dessus de la formule, ce qui désignera des corps de composition variable.

Exemple: AuZn constitue, comme phase β du système Au-Zn, un composé intermétallique stable entre 41 et 58 atomes % Zn et dont les propriétés s'écartent de celles des constituants Au et Zn. On peut donc utiliser toutes les formules comprises entre $\text{Au}_{59}\text{Zn}_{41}$ et $\text{Au}_{42}\text{Zn}_{58}$; il suffit d'écrire simplement $\text{Au}\overline{\text{Zn}}$.

Les corps de composition non constante comme $\text{Au}\overline{\text{Zn}}$ sont appelés « composés non daltoniens », par opposition avec les « composés daltoniens », dont la composition est définie et constante.

Une étude systématique ultérieure des composés intermétalliques devra tenir compte également du domaine des cristaux mixtes et des structures internes.

IV. Caractérisation de la masse, de l'isotopie et de l'état d'ionisation, à l'aide du symbole de l'élément.

Dans le cas des réactions nucléaires, la définition usuelle d'un élément par le symbole seul n'est plus suffisante; il est nécessaire de la compléter par l'indication de la masse et du numéro atomique.

La place de l'indice droit inférieur, à côté du symbole, servant à la caractérisation du rapport stœchiométrique, et celle de l'indice droit supérieur étant destinée à indiquer l'état d'ionisation, on ne dispose, pour indiquer la masse et le numéro atomique, que des endroits correspondants placés à gauche du symbole.

On indiquera donc:

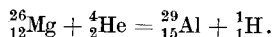
à droite,	en bas,	à côté du symbole,	le nombre d'atomes;
à droite,	en haut,	— —	l'état d'ionisation;
à gauche,	en bas,	— —	le numéro atomique;
à gauche,	en haut,	— —	la masse atomique.

La définition complète du symbole d'un élément se présente donc comme suit:

masse atomique	état d'ionisation
<i>symbole de l'élément</i>	
numéro atomique	nombre des atomes.

Exemple:

Cette formule correspond à la molécule de chlore Cl_2 ionisée normalement, formée d'atomes présentant le numéro d'ordre 17 et la masse 35. Une équation de réaction nucléaire s'écrirait donc comme suit:



V. Désignation des groupes.

Les composés halogénés doivent être désignés comme des « halogénures » (et non haloïdes ou halides); les éléments oxygène, soufre, sélénium et tellure sont des chalcogènes et leurs composés des chalcogénures.

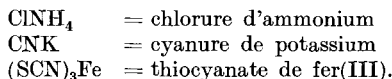
Les métaux alcalins ne doivent pas être nommés « alcalis », ni les métaux alcalino-terreux « terres alcalines », ces noms périmés se rapportant aux oxydes de ces métaux; il convient de les éviter dans le langage scientifique. On peut par contre utiliser les termes « alcalin » et « alcalino-terreux » dans les mots composés, à la place de: « métal alcalin » ou « métal alcalino-terreux ».

C. COMPOSÉS TERNAIRES, QUATERNAIRES, etc.

Les règles énumérées, élaborées pour des composés binaires, sont aussi valables pour des composés à plus de deux éléments.

Les radicaux désignés par des noms spéciaux doivent être considérés comme les constituants élémentaires du composé dans la composition duquel ils entrent.

Exemples:



Lorsque plusieurs constituants électropositifs sont liés à un constituant électronégatif, il convient (de même que dans le cas des composés binaires) de nommer d'abord le constituant électronégatif. D'autre part, lorsqu'un composé comporte plusieurs constituants électronégatifs, il convient de les grouper, tant dans le nom que dans la formule, dans l'ordre des propriétés électronégatives décroissantes.

Exemple:



Lorsque le soufre occupe la place de l'oxygène dans un radical acide, on doit le désigner par thio-. Ainsi les combinaisons du radical SCN s'appelleront « thiocyanates » et non pas « sulfocyanates », « sulfocyanures » ou « thiocyanures ».

Pour des sels mixtes, on admettra des noms comme « fluochlorure de plomb », « chlorosulfure de plomb ».

On ne désignera par les termes « silicoaluminates », « silicoborates », etc., que les composés dans lesquels le silicium est remplacé par Al, B, etc.

Exemples:

L'orthose est un silicoaluminate $(\text{Si}_3\text{Al})\text{O}_8\text{K}$.

Le triphane ou spodumène est un silicate d'aluminium et de lithium $\text{Si}_2\text{O}_6\text{AlLi}$.

La muscovite est un silicoaluminate d'aluminium et de potassium $(\text{Si}_3\text{Al})\text{O}_{10}\text{Al}_2\text{K} \cdot 2\text{OH}_2$.

D. ACIDES OXYGÉNÉS.

Pour la plupart des acides oxygénés simples, il existe depuis fort longtemps des noms usuels qu'il ne serait ni rationnel, ni nécessaire de modifier. Il convient seulement de fixer la nomenclature pour une série de cas donnant lieu à des imprécisions, par suite de l'existence de désignations en partie inexactes.

Le tableau ci-dessous cite les principaux acides du soufre, de l'azote, du phosphore et du bore, et donne les noms à utiliser pour l'acide et pour ses sels.

Formule	Acide	Sels
<i>Acides et sels du soufre:</i>		
SO_2H_2	sulfoxylique	sulfoxylate
$\text{S}_2\text{O}_4\text{H}_2$	dithioneux	dithionite
SO_3H_2	sulfureux	sulfite
$\text{S}_2\text{O}_5\text{H}_2$	thiosulfureux	thiosulfite
$\text{S}_2\text{O}_3\text{H}_2$	pyrosulfureux	pyrosulfite
SO_4H_2	sulfurique	sulfate
$\text{S}_2\text{O}_6\text{H}_2$	thiosulfurique	thiosulfate
$\text{S}_2\text{O}_7\text{H}_2$	pyrosulfurique	pyrosulfate
SO_5H_2	peroxymonosulfurique	peroxymonosulfate
$\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$	dithionique	dithionate
$\text{S}_x\text{O}_6\text{H}_2$ ($x=3,4$ etc.)	polythionique	polythionate
$\text{S}_2\text{O}_8\text{H}_2$	peroxydisulfurique	peroxydisulfate
<i>Acides et sels de l'azote:</i>		
$\text{N}_2\text{O}_2\text{H}_2$	hyponitreux	hyponitrite
NO_2H_2	nitroxylique	nitroxylate
NO_2H	nitreux	nitrite
NO_3H	nitrique	nitrate
NO_4H	peroxynitrique	peroxynitrate
<i>Acides et sels du phosphore:</i>		
PO_2H_3	hypophosphoreux	hypophosphite
PO_3H_3	phosphoreux	phosphite
$\text{P}_2\text{O}_5\text{H}_4$	pyrophosphoreux	pyrophosphite
$\text{P}_2\text{O}_6\text{H}_4$	hypophosphorique	hypophosphate
PO_4H_3	orthophosphorique	orthophosphate
$\text{P}_2\text{O}_7\text{H}_4$	pyrophosphorique	pyrophosphate
PO_3H	métaphosphorique	métaphosphate
PO_5H_3	peroxymonophosphorique	peroxymonophosphate
$\text{P}_2\text{O}_8\text{H}_4$	peroxydiphosphorique	peroxydiphosphate
<i>Acides et sels du bore:</i>		
BO_2H_3	boreux	—
$\text{B}_2\text{O}_4\text{H}_4$	hypoborique	hypoborate
BO_3H_3	orthoborique	orthoborate
BO_2H	métaborique	métaborate
$\text{B}_4\text{O}_7\text{H}_2$	tétraborique	tétraborate

Pour les acides polyboriques et les polyborates, voir F. II.

Plusieurs points de ce tableau nécessitent une justification de la nomenclature fixée:

1° $\text{S}_2\text{O}_4\text{H}_2$ = ac. dithioneux, et non hydrosulfureux ou hyposulfureux; sels = dithionites.

2° $\text{S}_2\text{O}_3\text{H}_2$ = ac. thiosulfurique et non hyposulfureux; sels = thiosulfates.

3° SO_5H_2 = ac. peroxymonosulfurique et non persulfurique.

4° NO_2H_2 = ac. nitroxylique et non hydronitreux; sels = nitroxylates.

5° $\text{B}_4\text{O}_7\text{H}_2$ = ac. tétraborique et non pyroborique; sels = tétraborates.

6° PO_3H_2 = ac. hypophosphorique; sels = hypophosphates.

Composés $\text{S}_2\text{O}_4\text{H}_2$, $\text{S}_2\text{O}_3\text{H}_2$. — Le nom d'acide hydrosulfureux avait été attribué autrefois au composé $\text{S}_2\text{O}_4\text{H}_2$ parce que l'on croyait, avec *Schutzenberger*, que ses sels avaient pour formule: $\text{S}_2\text{O}_4\text{HR}$. A la suite des travaux de *Bernthsen* et *Bazlen*, qui ont montré l'absence d'hydrogène, la formule aujourd'hui admise est $\text{S}_2\text{O}_4\text{R}_2$. Il en résulte que la dénomination classique de l'acide hydrosulfureux doit être modifiée. Il est en effet évident que le préfixe «hydro» qui, du reste, n'est pas recommandable dans ce sens comme abréviation de «hydrogène», ne peut être admis que pour des composés contenant de l'hydrogène.

D'autre part, *Bernthsen* et d'autres auteurs ont proposé, pour le même acide, le nom « hyposulfureux ». Cette abréviation serait cause de confusion tant que n'aura pas complètement disparu de la littérature le nom d'acide hyposulfureux pour celui d'acide thiosulfurique, et celui d'hyposulfite pour thiosulfate. Le qualificatif « hypo...eux » est en général réservé pour désigner un acide dans lequel l'élément principal est engagé dans une combinaison avec de l'oxygène, contenant moins d'oxygène que l'acide dont le nom se termine simplement par « eux ». Par exemple :

Acide <i>hypochloreux</i> ClOH	Acide <i>chloreux</i> ClO ₂ H
Acide <i>hyponitreux</i> NOH	Acide <i>nitreux</i> NO ₂ H

Etant donné que dans l'acide de formule S₂O₄H₂ le soufre est lié à une quantité d'oxygène plus faible que dans l'acide dithionique S₂O₆H₂, on a admis, conformément à la règle générale de dénomination des acides oxygénés, de désigner l'acide S₂O₄H₂ sous le nom d'acide dithioneux. Ce terme ne comporte aucune indication sur la constitution du composé.

En ce qui concerne le corps de formule S₂O₃H₂, habituellement appelé acide « hyposulfureux », il a été reconnu que sa constitution était la même que celle de l'acide sulfurique SO₄H₂, dans lequel un atome d'oxygène est remplacé par un atome de soufre. Il doit donc être appelé « thiosulfurique », conformément à une règle générale, d'après laquelle le préfixe « thio » désigne un corps dans lequel le soufre remplace l'oxygène dans la formule d'un composé.

Enfin, les règles admises conduiraient à appeler acide « hyposulfureux » l'acide SO₂H₂. Mais, pour éviter toute ambiguïté, étant donné que ce terme a été employé jusqu'ici dans un sens précis, il a été décidé qu'il devait complètement disparaître. L'acide de formule SO₂H₂ sera désigné sous le nom d'acide sulfoxylique.

Acide SO₅H₂. — Il convient de distinguer entre les acides qui peuvent être regardés comme formés par substitution à partir du peroxyde d'hydrogène et qui contiennent de l'oxygène peroxydique lié : —O—O—, et d'autre part ceux qui dérivent d'un élément à un degré supérieur d'oxydation sans contenir d'oxygène peroxydique. La même distinction peut être faite entre les sels de ces deux catégories d'acides.

Pour les acides ne contenant pas d'oxygène peroxydique, ou pour leurs sels, tels que ClO₄Na, MnO₄K, la désignation « peracides ou persels » est pleinement justifiée. Quant à ceux de la première catégorie, par exemple S₂O₈R₂, PO₅R₃, ils ne doivent pas être confondus avec les persels proprement dits, et ils devront être désignés sous le nom de « peroxyssels »; les acides correspondants seront appelés « peroxyacides ».

Exemples : SO₅H₂ = acide peroxymonosulfurique.
P₂O₈H₄ = acide peroxydiphosphorique.
BO₃NH₄ = peroxyborate d'ammonium.

De même, les oxydes analogues à O₂H₂ doivent être désignés comme des peroxydes, et non des superoxydes ou des hyperoxydes.

Acide NO₂H₂. — L'acide NO₂H₂, qu'il est classique d'appeler hydronitreux, doit plutôt être nommé, par analogie avec l'acide sulfoxylique SO₂H₂ : acide nitroxylique. En conséquence, le sel sodique NO₂Na₂, obtenu par *Zinil*, est le nitroxylate de sodium.

Acide B₄O₇H₂. — Les termes : ortho, pyro et méta doivent en général être utilisés de manière que les acides ortho désignent les acides les plus hydroxylés, à l'état libre ou sous forme de sels ou de dérivés organiques.

Exemples : BO ₃ H ₃ = ac. orthoborique.	PO ₄ H ₃ = ac. orthophosphorique.
CO ₃ H ₄ = ac. orthocarbonique.	TeO ₆ H ₆ = ac. orthotellurique.
SiO ₄ H ₄ = ac. orthosilicique.	IO ₆ H ₆ = ac. orthoperiodique.

Les acides pyro et méta dérivent des acides ortho par élimination graduelle d'eau. Les pyroacides sont ceux qui se forment à partir de 2 molécules de l'orthoacide par perte de 1 molécule d'eau. Exemples : S₂O₇H₂, S₂O₅H₂, P₂O₇H₄, P₂O₅H₄. Comme l'acide polyborique B₄O₇H₂ (= 2 B₂O₃·OH₂) est moins riche en eau que l'acide métaborique BO₂H (= B₂O₃·OH₂), il conviendra, pour éviter une exception à la règle, de ne pas appeler l'acide B₄O₇H₂ acide pyroborique. Il sera conforme à la règle de nomenclature des isopolyacides de l'appeler acide tétraborique (voir F. II.).

Acide P₂O₆H₄. — Les sels des acides qui portent le préfixe « hypo » doivent être désignés comme des hypocomposés. Les sels de l'acide hypophosphorique seront ainsi des hypophosphates.

Remplacement d'un O par un S. — Les acides dérivés d'acides oxygénés en remplaçant des atomes d'oxygène par des atomes de soufre, sont désignés sous le nom de thioacides, et leurs sels sous le nom de thioisels. Exemples :

CS₃H₂ = acide trithiocarbonique.

SbS₄Na₃ = tétrathioantimoniate trisodique (en abrégé : thioantimoniate sodique).

Groupe [H₃O]⁺. — Lorsqu'on constate que l'ion hydrogène se trouve (en solution aqueuse ou dans un composé) sous forme de [H₃O]⁺, il convient de le désigner comme un ion hydronium (et non hydroxonium).

E. SELS.

I. Généralités.

Les sels doivent être nommés d'une manière générale de sorte que le nom du métal ou du radical électropositif suive le nom du métalloïde ou du radical acide auquel on a rattaché la terminaison « ite », « ate » ou « ure ». Le mot « de » sépare les deux termes.

Exemples :

Nitrate d'argent — Sulfate de magnésium — Carbonate de calcium

Nitrite de sodium — Sulfure de fer — Cyanure de potassium.

Il est inadmissible de dire :

Sulfate de magnésie au lieu de sulfate de magnésium ; carbonate de chaux au lieu de carbonate de calcium ; nitrate d'oxyde d'argent au lieu de nitrate d'argent ; sulfate de sesquioxyde de fer au lieu de sulfate de fer(III).

Les sels mixtes obéissent aux règles énoncées en C.

Exemples :

CO₃NaK = carbonate de sodium et de potassium.

PO₄KCa = phosphate de potassium et de calcium.

PO₄NH₄Mg = phosphate d'ammonium et de magnésium.

Les sels de composés azotés pouvant être considérés comme des composés « coordonnés », tels que le chlorure d'ammonium, doivent être désignés comme composés de -onium ou de -inium.

Exemples :

Chlorure de tétraméthylammonium — Dichlorure d'hydrazinium — Chlorure de pyridinium.

Si l'on considère, par contre, les composés azotés comme des produits d'addition, il convient de leur appliquer les règles conçues pour ceux-ci (voir plus loin F. V.).

II. Sels acides (hydrogénosels).

On forme les noms rationnels pour les sels acides en utilisant le terme « hydrogéo » qui désigne les atomes d'hydrogène présents dans la molécule. Ce terme vient en préfixe sur le nom qui désigne le radical de l'acide.

SO₄HK = hydrogénosulfate de potassium.

CO₃HNa = hydrogénocarbonate de sodium.

PO₄HNa₂ = hydrogénéphosphate disodique.

PO₄H₂Na = dihydrogénéphosphate monosodique.

Dans les cas compliqués on se servira de la formule.

Exemples :

4 SO₄K₂ · 3 SO₄H₂ = (SO₄)₇H₆K₈ : hexahydrogéoheptasulfate octopotassique.

5 SO₄K₂ · 3 SO₄H₂ = (SO₄)₄H₃K₅ : trihydrogénotétrasulfate pentapotassique.

Lorsqu'il s'agit de souligner le type du composé plutôt que la composition, on peut utiliser également les termes : sels acides (simples, biacides, etc.), ainsi que sels primaires, secondaires, tertiaires, etc.

La désignation d'après le rapport acide-base par « bi » ne s'accorde pas avec les principes de la nomenclature rationnelle; il est donc faux d'écrire: bicarbonate, bisulfate, bisulfite.

III. Sels basiques.

Les sels basiques, à groupes hydroxyliques identifiables, pouvant être considérés comme produits d'addition des hydroxydes avec des sels neutres, doivent être désignés comme des « hydroxysels ».

Exemple: $(\text{OH})\text{ClCd}$ = hydroxychlorure de cadmium.

Pour les groupes hydroxyliques faisant partie de complexes, il convient de se servir de la nomenclature de *Werner* qui désigne ces groupes en les appelant groupes hydroxo- ou -ol.

Les sels basiques dans lesquels le métal est lié à la fois à des restes acides et à des atomes d'oxygène doivent être classés comme des oxysels. S'ils comportent des radicaux à noms spéciaux, on peut utiliser également des expressions dérivées de ces derniers.

Exemples:

OCIBi = oxychlorure de bismuth ou $\text{Cl}(\text{BiO})$, chlorure de bismuthyle.

$\text{O}_2(\text{NO}_3)_2\text{U}$ = dioxydinitrate d'uranium(VI) ou $(\text{NO}_3)_2(\text{UO}_2)$, nitrate d'uranyle.

Les atomes d'oxygène faisant partie d'un complexe sont soumis à la nomenclature de *Werner*; ils constituent des oxoatomes.

F. COMPOSÉS SUPÉRIEURS.

I. Composés complexes (coordonnés). Généralités.

La nomenclature créée par *A. Werner* reste valable pour ces composés. Sa valeur réside dans le fait qu'elle englobe tout leur domaine. Seul le mode de désignation de la valence subit une modification. Pour que celui-ci soit uniforme, aussi bien pour les composés simples que pour les composés coordonnés, il convient d'étendre à ces derniers le principe de *Stock* adopté pour les premiers.

Dans le cas des cations complexes, de même que pour les composés non complexes, on ajoute le chiffre romain exprimant la valence et placé, entre parenthèses, après le nom de l'élément auquel il se rapporte.

Exemples:

$\text{Cl}_3[\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]$ = chlorure d'hexaquochrome(III).

$\text{X}[\text{Cr}_3\text{Ac}_6(\text{OH})_2]$ = sel d'hexacétatodihydroxotrichrome(III).

Dans le cas des anions complexes des acides, on procède de la même manière.

Exemples:

$[\text{PtCl}_6]\text{H}_2$ = acide hexachloroplatinique(IV).

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]\text{H}_4$ = acide hexacyanoferrique(II).

Pour les anions complexes des sels, on fait suivre le nom du complexe, comportant la terminaison « ate », du chiffre entre parenthèses exprimant la valence de l'atome central dudit complexe.

Exemples:

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]\text{K}_4$ = hexacyanoferrate(II) de potassium.

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]\text{K}_3$ = hexacyanoferrate(III) de potassium.

$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]\text{K}_3$ = hexanitrocobaltate(III) de potassium.

$[\text{Au}(\text{OH})_4]\text{K}$ = tétrahydroxyaurate(III) de potassium.

Dans le cas des complexes non ionisables, il n'est pas nécessaire d'indiquer la valence de l'atome central. S'il s'agit de la souligner, on procédera comme pour les cations complexes (voir plus haut).

L'indication de la valence n'est pas indispensable, lorsque le nombre des atomes ou des groupes ionogènes est donné par le nom du composé.

Exemples: $\text{Cl}_3[(\text{OH}_2)_6\text{Cr}]$ = trichlorure d'hexaquochrome.
 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]\text{K}_4$ = hexacyanoferrate tétrapotassique.
 $[\text{Fe}(\text{CN})_6]\text{K}_3$ = hexacyanoferrate tripotassique.

Ce mode d'indication n'est toutefois recommandé que lorsque la valence électrochimique de l'atome central n'est pas connue ou est incertaine, comme par exemple dans les composés contenant ON dans le complexe.

Classement des radicaux. — Parmi les radicaux faisant partie du complexe en liaison coordonnée, il convient de désigner dans le nom en premier lieu les restes *acido*: chloro (Cl), cyano (CN), cyanato (NCO), thiocyanato (NCS), sulfato (SO_4), nitro (NO_2), nitrito (ONO), oxalato (C_2O_4) et hydroxo (OH). Viennent ensuite les radicaux à valence nulle: aquo (OH_2), les amines substituées: [$\text{C}_2\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$] et enfin les amines: [NH_3].

II. Isopolyacides et leurs sels.

On désigne par isopolyacides, dans le sens le plus large, les acides formés par la réunion de deux ou plusieurs molécules d'un même acide, avec élimination d'eau. Considérés sous cet angle, les pyro- et métaacides, formés à partir de l'orthoacide avec élimination d'eau, font également partie de ce groupe.

Bien que, concernant les polyacides, la règle consistant à remplacer, dans les cas compliqués, le nom du composé par la formule, soit particulièrement indiquée, il est d'autre part nécessaire de disposer d'une nomenclature rationnelle, au moins pour désigner les groupes de composés.

Parmi les principaux représentants du groupe des isopolyacides, il convient de citer les acides boriques, siliciques, molybdiques, tungstiques et vanadiques, qui serviront d'exemples de l'application des règles.

Sans nous préoccuper de la question de la constitution de ces composés (question incomplètement résolue à ce jour), nous proposons de traduire la formule brute par le rapport acide-base, ce qui permettrait de définir les composés de cette catégorie d'une manière claire, nette et systématique. La définition par le rapport base-acide a d'ailleurs été utilisée dans la description des polyacides et de leurs sels, dans le « Handbuch der anorganischen Chemie », de *Gmelin*; elle a permis dans tous les cas un classement juste et indiscutable, même des composés les plus compliqués.

Pour la formation des noms, on peut procéder de deux manières:

1^o La composition est donnée en ajoutant dans l'expression qui permet de dénommer le corps, un préfixe grec (mono, di, etc.), indiquant le nombre des atomes du métalloïde principal de l'anhydride d'une part, du métal d'autre part. (Voir B. II. 2^o p. 1014.)

2^o On traduit la formule la plus simple, exprimant la composition analytique du composé, par le rapport: molécules d'anhydride d'acide/molécules de base anhydre. On désigne le nombre des constituants anhydrides d'acide et basiques dans le nom par des termes grecs. Le rapport « anhydride d'acide/base » est exprimé après le nom par une fraction en chiffres arabes placée entre parenthèses.

Dans les deux cas, le constituant acide doit être nommé avant le constituant basique (en langue française). Les atomes d'hydrogène de l'acide doivent être traduits par « hydrogéné »; ils seront toujours mentionnés dans le nom (même lorsqu'il s'agit de l'acide libre).

Dans les cas compliqués ne permettant pas une telle interprétation de la formule, il est le plus rationnel de se servir exclusivement de celle-ci.

Exemple:

$\text{V}_5\text{O}_{16}\text{H}_2\text{Ba}_2(\text{VO}_2)$ = Dihydrogénopentavanadate dibarytique et de vanadyle.

On groupera en conséquence les composés des tungstates avec des bases organiques dans la catégorie des « tungstates + bases organiques ». Celle-ci comporte des sous-groupes tels que les tungstates d'ammonium et de méthyle, les tungstates d'ammonium et de propyle, etc., suivis de composés désignés simplement par leur formule, la formation d'un nom étant souvent difficile et ne conduisant qu'à une confusion.

Notation d'après le rapport acide-base.

Formules brutes. Notation unitaire	Noms avec préfixes grecs	Formules brutes. Notation dualistique	Noms d'après le rapport	Noms courants actuels
<i>Borates:</i>				
BO_3Na_3	(Mono)borate trisodique ¹⁾	$\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{ONa}_2$	Borate de sodium (1:3)	Orthoborate
$\text{B}_2\text{O}_5\text{Na}_4$	Diborate tétrasodique	$\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{ONa}_2$	Borate de sodium (1:2)	Pyroborate
BO_2Na	(Mono)borate de (mono)sodium ²⁾	$\text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (1:1)	Métaborate Monoborate
$\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2$	Tétra borate disodique	$2 \text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (2:1)	Tétra borate Pyroborate
$\text{B}_3\text{O}_5\text{Na}$	Triborate de sodium ³⁾	$3 \text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (3:1)	Hexaborate Triborate
$\text{B}_8\text{O}_{13}\text{Na}_2$	Octoborate disodique	$4 \text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (4:1)	Octoborate Tétra borate
$\text{B}_5\text{O}_8\text{Na}$	Pentaborate de sodium ⁴⁾	$5 \text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (5:1)	Déca borate Pentaborate
$\text{B}_{12}\text{O}_{19}\text{Na}_2$	Dodécaborate disodique	$6 \text{B}_2\text{O}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Borate de sodium (6:1)	Dodécaborate Hexaborate
<i>Silicates:</i>				
SiO_4Na_4	(Mono)silicate tétrasodique	$\text{SiO}_2 \cdot 2 \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (1:2)	Orthosilicate
$\text{Si}_2\text{O}_7\text{Na}_6$	Disilicate hexasodique	$2 \text{SiO}_2 \cdot 3 \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (2:3)	Pyrosilicate
$\text{Si}_3\text{O}_{10}\text{Na}_8$	Trisilicate octasodique	$3 \text{SiO}_2 \cdot 4 \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (3:4)	Pyrosilicate
SiO_3Na_2	Monosilicate disodique	$\text{SiO}_2 \cdot \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (1:1)	Métasilicate
$\text{Si}_4\text{O}_{11}\text{Na}_6$	Tétrasilicate hexasodique	$4 \text{SiO}_2 \cdot 3 \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (4:3)	Métasilicate
$\text{Si}_3\text{O}_8\text{Na}_4$	Trisilicate tétrasodique	$3 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (3:2)	Métasilicate
$\text{Si}_3\text{O}_7\text{Na}_2$	Trisilicate disodique	$3 \text{SiO}_2 \cdot \text{ONa}_2$	Silicate de sodium (3:1)	Métasilicate
<i>Molybdates:</i>				
MoO_4Na_2	Monomolybdate disodique	$\text{MoO}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Molybdate de sodium (1:1)	Molybdate normal
$\text{Mo}_2\text{O}_7\text{Na}_2$	Dimolybdate disodique	$2 \text{MoO}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Molybdate de sodium (2:1)	Dimolybdate
$\text{Mo}_{12}\text{O}_{41}\text{Na}_{10}$	Dodécamolybdate déca sodique	$12 \text{MoO}_3 \cdot 5 \text{ONa}_2$	Molybdate de sod. (12:5)	Paramolybdate
$\text{Mo}_3\text{O}_{10}\text{Na}_2$	Trimolybdate disodique	$3 \text{MoO}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Molybdate de sodium (3:1)	Trimolybdate
$\text{Mo}_4\text{O}_{13}\text{Na}_2$	Tétramolybdate disodique	$4 \text{MoO}_3 \cdot \text{ONa}_2$	Molybdate de sodium (4:1)	Tétramolybdate
ainsi de suite jusqu'à $16 \text{MoO}_3 \cdot \text{ONa}_2$.				

1) On peut écrire aussi $\text{B}_2\text{O}_6\text{Na}_6$ Diborate hexasodique.
 2) — — $\text{B}_2\text{O}_4\text{Na}_2$ Diborate disodique.
 3) — — $\text{B}_6\text{O}_{10}\text{Na}_2$ Hexaborate disodique.
 4) — — $\text{B}_{10}\text{O}_{16}\text{Na}_2$ Décaborate disodique.

Notation d'après le rapport acide-base.

Formules brutes. Notation unitaire	Noms avec préfixes grecs	Formules brutes. Notation dualistique	Noms d'après le rapport	Noms courants actuels
<i>Tungstates:</i>				
WO_4Na_2	Monotungstate disodique	$WO_3 \cdot ONa_2$	Tungstate de sodium (1:1)	Tungstate normal
$W_3O_{11}Na_4$	Tritungstate tétrasodique	$3 WO_3 \cdot 2 ONa_2$	Tungstate de sodium (3:2)	Tungstate
$W_2O_7Na_2$	Ditungstate disodique	$2 WO_3 \cdot ONa_2$	Tungstate de sodium (2:1)	Ditungstate
$W_{12}O_{41}Na_{10}$	Dodécatingstate décasodique	$12 WO_3 \cdot 5 ONa_2$	Tungstate de sodium (12:5)	Para-tungstate
$W_3O_{10}Na_2$	Tritungstate disodique	$3 WO_3 \cdot ONa_2$	Tungstate de sodium (3:1)	Tritungstate
$W_4O_{13}Na_2$	Tétratingstate disodique	$4 WO_3 \cdot ONa_2$	Tungstate de sodium (4:1)	Tétratingst. Métatingst. hydraté
		etc.		
$W_8O_{25}Na_2$	Octotungstate disodique	$8 WO_3 \cdot ONa_2$	Tungstate de sodium (8:1)	Octotungstate
<i>Vanadates:</i>				
VO_4Na_3	Monovanadate trisodique	$V_2O_5 \cdot 3 ONa_2$	Vanadate de sodium (1:3)	Orthovanadate normal
$V_2O_7Na_4$	Divanadate tétrasodique	$V_2O_5 \cdot 2 ONa_2$	Vanadate de sodium (1:2)	Pyrovanadate
VO_3Na	Monovanadate sodique	$V_2O_5 \cdot ONa_2$	Vanadate de sodium (1:1)	Métavanadate
$V_4O_{11}Na_2$	Tétravanadate disodique	$2 V_2O_5 \cdot ONa_2$	Vanadate de sodium (2:1)	Tétravanadate
V_3O_8Na	Trivanadate sodique	$3 V_2O_5 \cdot ONa_2$	Vanadate de sodium (3:1)	Hexavanadate

III. Hétéropolyacides et leurs sels.

Les formules des hétéropolyacides ou de leurs sels seront formées de la même manière que celles des isopolyacides, par le rapport acide-base, en utilisant à cet effet la formule la plus simple exprimant la composition analytique.

On décompose en conséquence la formule:

pour l'acide: oxyde du métalloïde — oxyde du métal — eau;

pour le sel: oxyde du métalloïde — oxyde du métal — oxyde basique.

Le nombre des atomes des deux éléments formant l'acide, résultant de cette formule la plus simple, est traduit dans le nom par des chiffres arabes. Le nom ainsi obtenu n'aura de valeur que pour faciliter le classement en groupes; pour plus de précision on se servira, autant que possible, de la formule.

Exemples:

$PO_4 \cdot 12 MoO_3 \cdot K_3$ $P_2O_5 \cdot 24 MoO_3 \cdot 3 OK_2 =$ phospho-12-molybdate tripotassique ou: 12 molybdatophosphate tripotassique.

$PO_4 \cdot 12 WO_3 \cdot K_3$ $P_2O_5 \cdot 24 WO_3 \cdot 3 OK_2 =$ phospho-12-tungstate tripotassique ou: 12 tungstatophosphate tripotassique.

$2\text{PO}_4 \cdot 17\text{WO}_3 \cdot \text{K}_{10}$	$\text{P}_2\text{O}_5 \cdot 17\text{WO}_3 \cdot 5\text{OK}_2$	= diphospho-17-tungstate décapotassique ou: 17 tungstatodiphosphate décapotassique.
$\text{SiO}_6 \cdot 12\text{WO}_3 \cdot \text{K}_8$	$\text{SiO}_2 \cdot 12\text{WO}_3 \cdot 4\text{OK}_2$	= silico-12-tungstate octopotassique ou: 12-tungstatosilicate octopotassique.
$\text{BO}_4 \cdot 12\text{WO}_3 \cdot \text{K}_5$	$\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 24\text{WO}_3 \cdot 5\text{OK}_2$	= boro-12-tungstate pentapotassique ou: 12 tungstatoborate pentapotassique.

IV. Sels doubles.

Les noms des sels doubles se forment à partir des noms des sels simples qu'ils comprennent. L'ordre des cations y est donné suivant leur nature électropositive décroissante. Les constituants communs des sels ne doivent être nommés qu'une seule fois.

Exemples:

$\text{ClK} \cdot \text{Cl}_2\text{Mg}$	= chlorure de potassium et de magnésium.
$\text{SO}_4\text{Na}_2 \cdot \text{SO}_4\text{Ca}$	= sulfate de sodium et de calcium.
$\text{Cl}_2\text{Ca} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{OCa} \cdot 10\text{OH}_2$	= chloroaluminat de calcium.
$\text{ClK} \cdot \text{SO}_4\text{Mg}$	= chlorosulfate de potassium et de magnésium.

Dans les troisième et quatrième exemples, on a formé un mot composé.

V. Hydrates, ammoniacates et autres composés d'addition.

Pour les composés qui contiennent des molécules OH_2 , O_2H_2 ou NH_3 , on les désignera respectivement par les termes suivants: hydrates, peroxyhydrates (et non perhydrates), et ammoniacates. Pour indiquer le nombre des molécules qui interviennent, on utilisera soit le chiffre grec, soit le chiffre arabe. Sur la façon de l'écrire, voir (A. II.).

Dans les noms particuliers de ces composés d'addition, O_2H_2 pourra aussi être désigné sous celui de peroxyde d'hydrogène.

Exemples:

$\text{O}_2\text{Ba} \cdot \text{O}_2\text{H}_2$	= peroxyhydrate de peroxyde de baryum.
$\text{Cl}_2\text{Ca} \cdot 6\text{OH}_2$	= hexahydrate de chlorure de calcium.
$\text{Cl}_2\text{Ca} \cdot 4\text{OH}_2$	= tétrahydrate de chlorure de calcium.
$\text{Cl}_2\text{Ca} \cdot 2\text{OH}_2$	= dihydrate de chlorure de calcium.
$\text{Cl}_2\text{Ca} \cdot \text{OH}_2$	= monohydrate de chlorure de calcium.

Le nom commun à tout le groupe est: hydrates de chlorure de calcium.

$\text{O}_2\text{HNa} \cdot \text{O}_2\text{H}_2$ = peroxyhydrate d'hydrogénéperoxyde de sodium.

$\text{Cl}_3\text{Al} \cdot x\text{NH}_3$ = ammoniacate de chlorure d'aluminium.

Lorsque les molécules en question seront engagées dans des complexes, on les désignera par les termes aquo-, peroxyhydrato-, ammino-. (Voir F. I.)

Exemples:

$\text{Cl}_3[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]$	= chlorure d'hexamminochrome(III).
$\text{Cl}_3[\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]$	= chlorure d'hexaquoochrome(III).
$\text{Cl}[\text{Cr}(\text{OH}_2)_4\text{Cl}_2] \cdot 2\text{OH}_2$	= dihydrate de chlorure de dichlorotétraquoochrome(III).

Autres composés d'addition. — Les composés formés par addition de Cl_3P , ClNO , SH_2 , etc., ne seront pas désignés par des noms, mais plutôt par leurs formules. Dans certains cas, on peut faire usage de locutions:

Exemples:

$\text{Cl}_3\text{Al} \cdot \text{ClNO}$	= composé de chlorure d'aluminium et de chlorure de nitrosyle.
$\text{Cl}_3\text{Al} \cdot \text{SH}_2$	= composé de chlorure d'aluminium et de sulfure d'hydrogène.
$\text{Cl}_3\text{Al} \cdot 4\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	= composé de chlorure d'aluminium et d'alcool.

On peut utiliser des locutions de ce type (composés de chlorure d'aluminium, avec des composés oxygénés de l'azote, avec des composés sulfurés, avec des composés organiques, etc.) dans une nomenclature systématique, pour désigner les familles de composés.