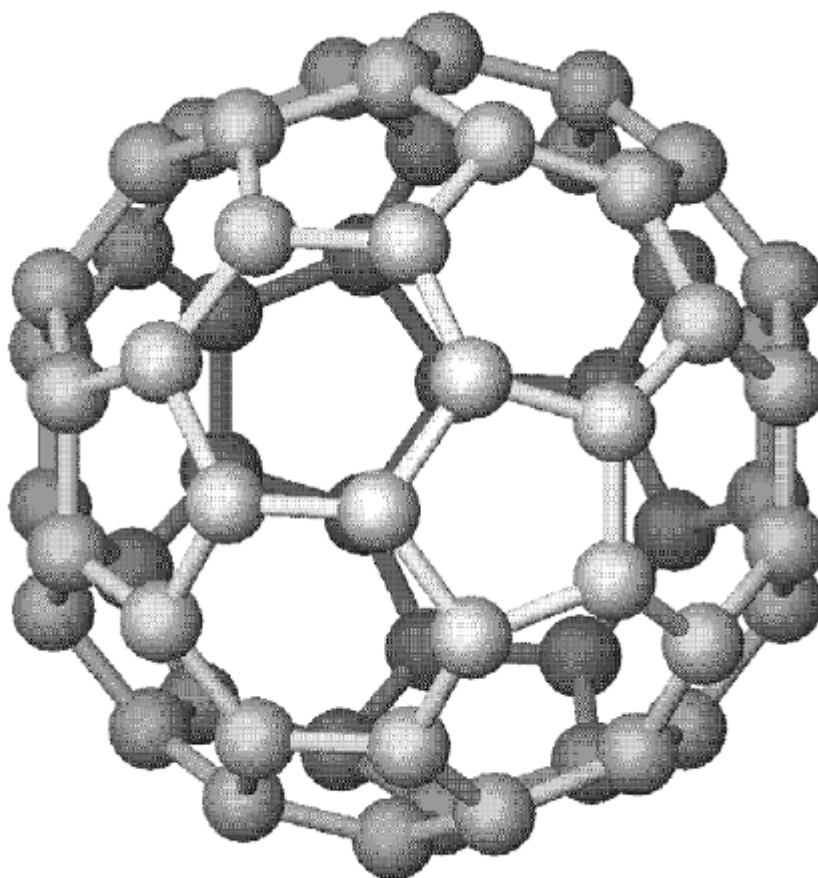


NOMENKLATUR PRIMER

ANORGANISCHE CHEMIE



INSTITUT FÜR ANORGANISCHE CHEMIE

KURT KLEPP

Neuaufgabe 2002 Helga Preishuber-Pflügl

Neuaufgabe 2013 Manuel Kaiser

Letzte Neuerungen 2016 Felix Faschinger

1	GRUNDLAGEN	4
1.1	SI-BASISEINHEITEN	4
1.2	ABGELEITETE SI-EINHEITEN	4
1.3	ZAHLENPRÄFIXE	5
1.4	NATURKONSTANTEN	5
1.5	DAS GRIECHISCHE ALPHABET	6
1.6	ZAHLENPRÄFIXE IN CHEMISCHEN FORMELN	7
2	DIE ELEMENTE	8
2.1	ELEMENTSYMBOLE	8
2.2	ELEMENTBEZEICHNUNGEN	8
2.3	ELEMENTWURZELN	8
2.4	ELEMENTSYMBOLE, ELEMENTNAMEN UND ELEMENTWURZELN DES S-, P- UND D-BLOCKS DES PSE ..	10
3	ALLGEMEINE REGELN FÜR DIE NOMENKLATUR EINFACHER ANORGANISCHER VERBINDUNGEN	15
3.1	FORMELSCHREIBWEISE	15
3.2	NOMENKLATUR EINFACHER (BINÄRER) VERBINDUNGEN	15
3.2.1	ZAHLENPRÄFIXE (MULTIPLIKATOREN)	15
3.2.2	MEHRERE OXIDATIONSTUFEN DES ELEKTROPOSITIVEREN PARTNERS	16
3.2.3	AUSNAHMEN IM ENGLISCHEN	17
3.3	ELEMENTORDNUNG	18
3.3.1	LEGIERUNGEN	19
3.4	ANIONISCHE GRUPPEN MIT DEM SUFFIX -ID	20
3.5	WEITERE VERWENDUNG DES SUFFIX -ID	21
3.6	VERBINDUNGEN DES WASSERSTOFFS	21
3.6.1	NICHTMOLEKULARE HYDRIDE	22
3.6.2	MOLEKULARE WASSERSTOFFVERBINDUNGEN	22
4	KOMPLEXE ANIONEN	26
4.1	BEGRIFFE	26
4.2	OXOANIONEN UND OXOSÄUREN	27
4.2.1	OXOANIONEN	27
4.2.2	OXOSÄUREN	28
4.3	SALZHYDRATE	30
4.4	EINTEILUNG VON OXOANIONEN UND OXOSÄUREN	31
4.4.1	EINTEILUNG NACH DER OXDIATIONSTUFE DES ZENTRALATOMS	31
4.4.2	EINTEILUNG NACH DEM AUFBAU	33
5	TRIVIALNAMEN	47

Vorwort

Dieser Text stellt den ersten Versuch dar, dem Studienanfänger der Chemie eine Hilfestellung bei der Benennung einfacher chemischer Reinstoffe in möglichst knapper Form zu vermitteln.

Um – ohne Abstriche auf die Präzision der Darstellung – doch in einem vertretbaren Rahmen zu bleiben, liegt der Schwerpunkt auf dem Gebiet der „klassischen“ anorganischen Verbindungen. Auf die Darstellung der Nomenklatur metallorganischer Verbindungen musste demnach verzichtet werden.

Gewisse Grundkenntnisse der anorganischen Chemie müssen jedoch vorausgesetzt werden. Da diese in vielen Fällen durch die Mittelschulausbildung nicht mehr bereitgestellt werden, wird allen Chemieanfängern dringend empfohlen, bei unbekanntem Stoffen die Lehrbücher der Anorganischen Chemie zu Rate zu ziehen.

Sollten darüber hinaus semantische Schwierigkeiten beim Studium des *Primers* auftreten, so werden Änderungs- und Verbesserungsvorschläge von uns sehr gerne entgegengenommen.

1 Grundlagen

1.1 Internationales Einheitensystem (SI-Einheiten)

Physikalische Größe	Größensymbol	SI-Einheit	Symbol
Länge	l	Meter	m
Masse	m	Kilogramm	kg
Zeit	t	Sekunde	s
Temperatur	T	Kelvin	K
Stromstärke	I	Ampere	A
Stoffmenge	n	Mol	mol
Lichtstärke	I_v	Candela	cd

1.2 Abgeleitete SI-Einheiten

Physikalische Größe	Größensymbol	Einheit	Symbol	Dimension
Kraft	F	Newton	N	$\text{m} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$
Energie (Arbeit)	E	Joule	J	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$
Druck	p	Pascal	Pa	$\text{m}^{-1} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$
Leistung	P	Watt	W	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2}$
elektr. Ladung	q	Coulomb	C	A·s
elektr. Spannung	U	Volt	V	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-3} \cdot \text{A}^{-1}$
elektr. Widerstand	R	Ohm	Ω	$\text{m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-3} \cdot \text{A}^{-2}$
elektr. Leitfähigkeit	σ	Siemens	S	$\text{m}^{-2} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{s}^3 \cdot \text{A}^2$
Frequenz	ν	Hertz	Hz	s^{-1}

1.3 Zahlenpräfixe

Faktor	Präfix	Symbol	Faktor	Präfix	Symbol
10^{18}	Exa	E	10^{-1}	Dezi	d
10^{15}	Peta	P	10^{-2}	Centi	c
10^{12}	Tera	T	10^{-3}	Milli	m
10^9	Giga	G	10^{-6}	Mikro	μ
10^6	Mega	M	10^{-9}	Nano	n
10^3	Kilo	k	10^{-12}	Pico	p
10^2	Hekto	h	10^{-15}	Femto	f
10^1	Deka	da	10^{-18}	Ato	a

1.4 Naturkonstanten

Avogadro-Konstante*	N_A	$6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Boltzmann-Konstante	k_B	$1.381 \times 10^{-23} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
ideale Gaskonstante*	R	$8.3144 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Elementarladung	e	$1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Faraday-Konstante*	F	$96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
Plancksches Wirkungsquantum	h	$6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
Elektrische Feldkonstante	ϵ_0	$8.855 \times 10^{-12} \text{ F}\cdot\text{m}^{-1}$
ideales Gasvolumen*	V_0	$22.414 \text{ l}\cdot\text{mol}^{-1}$
Standardbedingungen		T = 273.15 K (0 °C) p = 100 000 Pa (1.00 bar)
Atommasse-einheit		1 u
Vakuumlichtgeschwindigkeit	c	$3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$
mittlere Erdbeschleunigung	g	$9.81 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$
Rydberg-Konstante	R_∞	$109\,737 \text{ cm}^{-1}$

* „molare“ Konstanten

1.5 Das griechische Alphabet

	α	Alpha	
	β	Beta	
Γ	γ	Gamma	
Δ	δ	Delta	δ^+ ; δ^- : Partialladungen
	ε	Epsilon	ε : Dielektrizitätskonstante
	ζ	Zeta	
	η	Eta	
Θ	θ, ϑ	Theta	θ : Beugungswinkel
	ι	Iota	
	κ	Kappa	
Λ	λ	Lambda	λ : Wellenlänge
	μ	My („mü“)	μ : Mikro (Präfix), Dipolmoment
	ν	Ny („nü“)	ν : Frequenz
Ξ	ξ	Xi	ξ : Massenbruch
	\omicron	Omikron	
Π	π	Pi	Π : Osmotischer Druck, π -Bindung
	ρ	Rho	ρ : Dichte
Σ	σ	Sigma	σ -Bindung
	τ	Tau	τ : Relaxationszeit
	υ	Ypsilon	
Φ	φ, ϕ	Phi	
	χ	Chi	χ : magnetische Suszeptibilität
Ψ	ψ	Psi	ψ : Wellenfunktion
Ω	ω	Omega	Ω : Ohm, ω : Winkelgeschwindigkeit

1.6 Zahlenpräfixe in chemischen Formeln

1	(mono)
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa
9	nona
10	deca
11	undeca
12	dodeca

Beispiele:	P_4S_7	Tetra phosphor hepta sulfid
	CrO_3	Chrom tri oxid
	Cr_2O_3	Dichrom tri oxid
	$Na_2HPO_4 \cdot 10 H_2O$	Dinatrium hydrogenphosphat deca hydrat

Für mehrere identische Gruppen verwendet man alternative Präfixe:

2	bis
3	tris
4	tetrakis
5	pentakis
	etc.

Beispiel: $Ca_5F(PO_4)_3$ **Pentacalcium**fluorid**tris**phosphat

Dies verhindert zum Beispiel die Verwechslung mit der Triphosphatgruppe $[P_3O_{10}]^{5-}$.

2 Die Elemente

2.1 Elementsymbole

Will man ein spezifisches Isotop eines Elements kennzeichnen, so wird dem Elementsymbol die Massenzahl (Anzahl der Kernbausteine) in Hochstellung vorangestellt (z.B. ^{12}C für das Isotop des Kohlenstoffs mit 6 Protonen und 6 Neutronen). Eine Ausnahme bilden die Isotope ^2H (Deuterium) und ^3H (Tritium), die mit den eigenen Symbolen D und T bezeichnet werden können.

2.2 Elementbezeichnungen

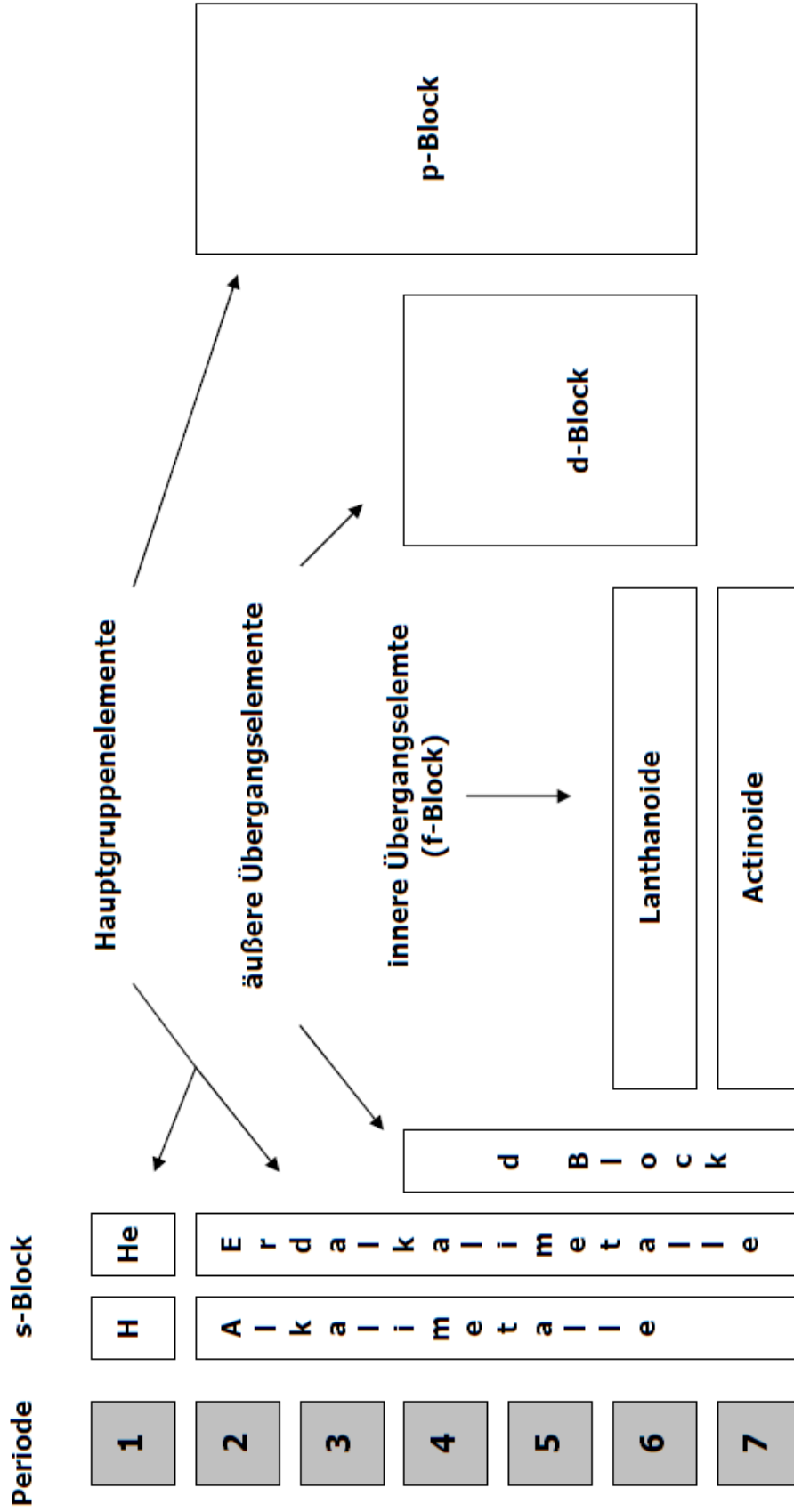
Im Gegensatz zu den Elementsymbolen sind die Elementbezeichnungen international nicht einheitlich. Die meisten Elemente werden zwar in allen Sprachen mit dem lateinischen Namen bezeichnet, für seit der Antike bekannte Elemente wie Eisen, Gold, Silber, Kupfer, Blei, Zinn, Quecksilber und Schwefel werden üblicherweise sprachspezifische Namen verwendet. Im Folgenden sind die Bedeutungen für H, C, N und O angeführt.

	lateinische Bezeichnung	Bedeutung	deutsche Bezeichnung
H	Hydro-genium	Wasserbildner	Wasserstoff
C	Carbo	Holzkohle	Kohlenstoff
N	Nitro-genium	Salpeterbildner	Stickstoff
O	Oxy-genium	Säurebildner	Sauerstoff

2.3 Elementwurzeln

Elementwurzeln werden in der anorganischen Chemie für die systematische Bezeichnung von Verbindungen verwendet. Sie werden immer von Suffixen **-id**, **-at** oder **-it** begleitet.

Die Blöcke des Langperiodensystems



2.4 Elementsymbole, Elementnamen und Elementwurzeln des s-, p- und d-Blocks des PSE

Englische Namen sind nur angeführt wenn sie vom deutschen Namen abweichen, lateinische nur, wenn sie für die Herleitung des Namens wichtig sind.

Element	Name	Wurzel	englisch	latein
---------	------	--------	----------	--------

Hauptgruppenelemente (s- und p-Block)

1. Periode

H	Wasserstoff	<i>hydr</i>	hydrogen	
He	Helium			

1. Gruppe (I. Hauptgruppe): Alkalimetalle

Li	Lithium			
Na	Natrium		sodium	
K	Kalium		potassium	
Rb	Rubidium			
Cs	Caesium		cesium	
Fr	Francium			

2. Gruppe (II. Hauptgruppe): Erdalkalimetalle

Be	Beryllium			
Mg	Magnesium			
Ca	Calcium			
Sr	Strontium			
Ba	Barium			
Ra	Radium			

13. Gruppe (III. Hauptgruppe): Borgruppe

B	Bor	<i>bor</i>	boron	
Al	Aluminium	<i>alumin</i>	aluminium [Br.] aluminum [Am.]	
Ga	Gallium	<i>gall</i>		
In	Indium	<i>ind</i>		
Tl	Thallium	<i>thall</i>		

14. Gruppe (IV. Hauptgruppe): Kohlenstoffgruppe (Tetrele)

C	Kohlenstoff	<i>carb</i> <i>carbon*</i>	carbon	carbo
Si	Silicium	<i>silic</i>	silicon	
Ge	Germanium	<i>german</i>		
Sn	Zinn	<i>stann</i>	tin	stannum
Pb	Blei	<i>plumb</i>	lead	plumbum

* nur für Salze der Kohlensäure (Carbonate) und deren Schwefelanaloga (Thiocarbonate)

15. Gruppe (V. Hauptgruppe): Stickstoffgruppe (Pnictogene)

N	Stickstoff	<i>nitr</i>	nitrogen	nitrogenium
P	Phosphor	<i>phosph</i>	phosphorus	
As	Arsen	<i>arsen</i>	arsenic	
Sb	Antimon	<i>antimon</i>	antimony	stibium
Bi	Bismut	<i>bismut</i>	bismuth	

16. Gruppe (VI. Hauptgruppe): Sauerstoffgruppe (Chalkogene)

O	Sauerstoff	<i>ox</i>	oxygen	oxygenium
S	Schwefel	<i>sulf</i>	sulfur	
Se	Selen	<i>selen</i>	selenium	
Te	Tellur	<i>tellur</i>	tellurium	
Po	Polonium	<i>polon</i>		

17. Gruppe (VII. Hauptgruppe): Halogene

F	Fluor	<i>fluor</i>	fluorine	
Cl	Chlor	<i>chlor</i>	chlorine	
Br	Brom	<i>brom</i>	bromine	
I	Iod	<i>iod</i>	iodine	
At	Astat	<i>astat</i>	astatine	

18. Gruppe (VIII. Hauptgruppe): Edelgase

He	Helium			
Ne	Neon			
Ar	Argon			
Kr	Krypton			
Xe	Xenon			
Rn	Radon			

Übergangsmetalle (d-Block)

3. Gruppe

Sc	Scandium			
Y	Yttrium			
La	Lanthan		lanthanum	

4. Gruppe

Ti	Titan	<i>titan</i>	titanium	
Zr	Zirkonium	<i>zircon</i>		
Hf	Hafnium	<i>hafn</i>		

5. Gruppe

V	Vanadium	<i>vanad</i>		
Nb	Niob	<i>niob</i>	niobium	
Ta	Tantal	<i>tantal</i>	tantalum	

6. Gruppe

Cr	Chrom	<i>chrom</i>	chromium	
Mo	Molybdän	<i>molybd</i>	molybdenum	
W	Wolfram	<i>wolfram</i> <i>tungs(e)</i>	tungsten	

7. Gruppe

Mn	Mangan	<i>mangan</i>	manganese	
Tc	Technetium	<i>techn</i>		
Re	Rhenium	<i>rhen</i>		

8. Gruppe

Fe	Eisen	<i>ferr</i>	iron	ferrum
Ru	Ruthenium	<i>ruthen</i>		
Os	Osmium	<i>osm</i>		

9. Gruppe

Co	Cobalt	<i>cobalt</i>		
Rh	Rhodium	<i>rhod</i>		
Ir	Iridium	<i>irid</i>		

10. Gruppe

Ni	Nickel	<i>niccol</i>		niccolum
Pd	Palladium	<i>pallad</i>		
Pt	Platin	<i>platin</i>	platinum	

11. Gruppe (Münzmetalle)

Cu	Kupfer	<i>cupr</i>	copper	cuprum
Ag	Silber	<i>argent</i>	silver	argentum
Au	Gold	<i>aur</i>	gold	aurum

12. Gruppe (Zinkgruppe)

Zn	Zink	<i>zinc</i>	zinc	
Cd	Cadmium	<i>cadm</i>		
Hg	Quecksilber	<i>mercur</i>	mercury	hydrargyrum

Gruppen 8-10 werden üblicherweise aufgrund ihrer Eigenschaften zusammengefasst:

Eisengruppenmetalle: Fe, Co, Ni

Platingruppenmetalle: Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt

3 Allgemeine Regeln für die Nomenklatur einfacher anorganischer Verbindungen

3.1 Formelschreibweise

Die Nomenklatur einfacher Verbindungen folgt im Allgemeinen der Elektronegativität. Die Formel einer binären Verbindung (aus zwei Elementen zusammengesetzt) beginnt mit dem elektropositiveren Element (Element mit positiver Oxidationsstufe): BaO, Al₂S₃, etc.

3.2 Nomenklatur einfacher (binärer) Verbindungen

Gleiches wie für die Formel gilt auch für die Benennung:

Der **elektropositivere** Partner behält seinen **Namen** unverändert.

Der **elektronegativere** (anionische) Partner wird durch die **Wurzel** angegeben, auf die das Suffix **-id** folgt.

Na ₂ S	Natrium- <i>sulf</i> - id
SF ₆	Schwefel-hexa- <i>fluor</i> - id
SiC	Silcium- <i>carb</i> - id

In den meisten Fällen ist das elektronegativere Element ein Nichtmetall.

Aus dieser Nomenklatur ist nicht ersichtlich ob es sich um eine ionische Verbindung (Na₂S), eine polar kovalente molekulare Verbindung (SF₆) oder um eine polar kovalente nichtmolekulare Verbindung (SiC) handelt.

3.2.1 Zahlenpräfixe (Multiplikatoren)

Stöchiometrische Indices der Formel können im Namen durch vorangestellte Zahlpräfixe wiedergegeben werden:

Al ₂ O ₃ :	Di -aluminium- tri - <i>ox</i> - id
----------------------------------	--

Die Präfixe können bei Eindeutigkeit weggelassen werden. Aluminium bildet nur ein stabiles Oxid, somit ist die Bezeichnung „Aluminiumoxid“ eindeutig und kann nur Al_2O_3 sein.

3.2.2 Mehrere Oxidationsstufen des elektropositiveren Partners

Die meisten Elemente können in mehreren Oxidationsstufen auftreten. Eine strikte sprachliche Unterscheidung ist also notwendig.

Beispiele:	CO	Kohlen mon oxid
	CO_2	Kohlend di oxid
	CrO_3	Chrom tri oxid
	CrO_2	Chrom di oxid
	Cr_2O_3	D ichrom tri oxid oder seltener: Chrom- sesqui -oxid

(Oxide der Zusammensetzung A_2O_3 können als Sesquioxide bezeichnet werden)

Eine andere, sehr einfache Möglichkeit der Benennung – besonders für Übergangsmetalle – ist die Angabe der Wertigkeit des elektropositiveren Partners. In diesem Fall wird auf die Zahlenpräfixe verzichtet.

Beispiele:	CrO_3	Chrom(VI)oxid
	CrO_2	Chrom(IV)oxid
	Cr_2O_3	Chrom(III)oxid

3.2.3 Ausnahmen im Englischen

In der englischen Literatur hat sich ein altes System erhalten. Hier wird der elektropositivere Partner durch die Wurzel und seine Wertigkeit durch die Silbe **-ous** (für die niedrigere Oxidationsstufe) oder **-ic** (für die höhere Oxidationsstufe) bezeichnet.

Beispiele: Kupfer tritt in den Oxidationsstufen +1 und +2 auf, kann also zwei Chloride bilden.

Die entsprechenden Bezeichnungen für diese Verbindungen lauten dann:

CuCl *cupr-ous* chloride

CuCl₂ *cupr-ic* chloride

Eisen bildet meistens Verbindungen in den Oxidationsstufen +2 und +3. Die entsprechenden Chloride lauten:

FeCl₂ *ferr-ous* chloride

FeCl₃ *ferr-ic* chloride

Beachte, dass das Suffix **-ic** immer die höheren Oxidationsstufen bezeichnet!

3.3 Elementordnung

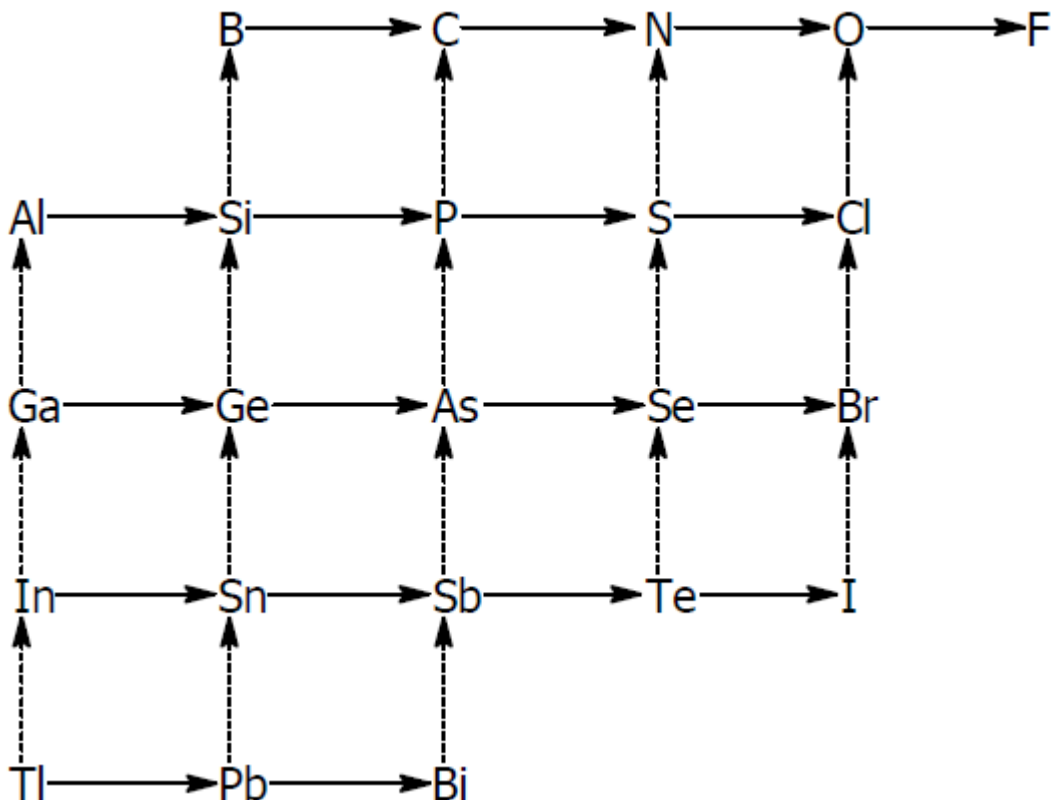
Die folgende Tabelle kann als Richtlinie zur korrekten Bezeichnung einfacher Verbindungen herangezogen werden. Die weiter rechts stehenden Elemente, bzw. die in einer Spalte weiter oben stehenden Elemente werden in Verbindungen durch ihre Wurzel wiedergegeben, auf welche das Suffix **-id** folgt. In chemischen Formeln werden ihre Symbole am Ende geschrieben.

Beispiele: OF_2 : Sauerstoff-di-*fluor-id*, ICl_3 : Iod-tri-*chlor-id*, AlB_2 : Aluminium-di-*bor-id*.

Die Spalten in dieser Tabelle haben Priorität gegenüber den Zeilen:

Also BBr_3 : Bor-tri-*brom-id*, NCl_3 Stickstoff-tri-*chlor-id*.

Die Nomenklatur der Wasserstoffverbindungen wird weiter unten behandelt.



3.3.1 Legierungen

Alle anderen Elemente (außer H) bilden in binären Verbindungen mit Elementen der obenstehenden Tabelle stets den elektropositiveren Partner. Es sind ausschließlich Metalle, untereinander bilden sie Legierungen. Legierungen besitzen keine systematischen Namen, für wichtige Legierungen gibt es allerdings Trivialnamen (z.B. Messing, eine Cu/Zn-Legierung). Legierungen mit Quecksilber heißen Amalgame.

3.4 Anionische Gruppen mit dem Suffix -id

Neben den Elementanionen wird eine Reihe von anionischen Gruppen (Polyanionen oder heteroatomare Gruppen) durch das Suffix -id charakterisiert. Sie sind in der folgenden Tabelle zusammen mit den Wasserstoffverbindungen, von denen sie abgeleitet werden können, wiedergegeben.

Englische Bezeichnungen sind in kursiver Schrift mitangegeben, sofern sie sich von den deutschen wesentlich unterscheiden.

Formel	Struktur	Name	zugehörige Wasserstoffverbindung
C_2^{2-}	$[:C \equiv C:]^{2-}$	Acetylid	Acetylen
CN^-	$:N \equiv C:^-$	Cyanid	Cyanwasserstoff, Blausäure <i>hydrogen cyanide</i>
CN_2^{2-}	$\begin{array}{c} \cdot\ddot{N}=\ddot{C}=\ddot{N}\cdot^- \\ \updownarrow \\ \cdot\ddot{N} \equiv \ddot{C} - \ddot{N}\cdot^- \end{array}^{2-}$	Cyanamid	
SCN^-	$\begin{array}{c} \cdot\ddot{N}=\ddot{C}=\ddot{S}\cdot^- \\ \updownarrow \\ \cdot\ddot{N} \equiv \ddot{C} - \ddot{S}\cdot^- \end{array}^-$	Thiocyanat (Rhodanid)	Thiocyansäure (Rhodanwasserstoff)
NH_2^-		Amid	NH_3 , Ammoniak
NH^{2-}		Imid	-"
N_3^-	$\cdot\ddot{N}=\ddot{N}^+=\ddot{N}\cdot^-$	Azid	Stickstoffwasserstoffsäure <i>hydrazoic acid</i>
OH^-		Hydroxid	H_2O , Wasser
O_2^{2-}		Peroxid	Wasserstoffperoxid <i>hydrogen peroxide</i>
O_2^-		Hyperoxid Superoxid	
O_3^-		Ozonid	
HF_2^-	$\cdot\ddot{F}^- - H - \ddot{F}\cdot^-$	Hydrogendifluorid	

3.5 Weitere Verwendung des Suffix -id

Es können auch Verbindungsklassen mit -id bezeichnet werden: Halogenide (Verbindungen der Halogene), Chalkogenide (Verbindungen der Chalkogene, 16. Gruppe), Pnictide (Verbindungen der Pnictogene, 15. Gruppe), seltener auch Tetrelide (Verbindungen der 14. Gruppe; besonders: Si, Ge, Sn). Das gilt ebenfalls für alle binären Verbindungen (besonders Hydride) des Wasserstoffs.

3.6 Verbindungen des Wasserstoffs

Die Nomenklatur binärer Wasserstoffverbindungen weicht oft ab. Ungeachtet der Elektronegativität scheint Wasserstoff in Formeln an letzter Stelle. Ausgenommen sind Verbindungen mit acidem Wasserstoff (Verbindungen, die in wässriger Lösung sauer reagieren) und Wasser. Also Verbindungen des Wasserstoffs mit:

- Halogenen: HF, HCl, HBr und HI
- Chalkogenen: H₂O, H₂O₂, H₂S, H₂Se, H₂Te
- und HN₃

Der acide Wasserstoff in anorganischen Oxosäuren wird zu Beginn der Formel angeführt, obwohl er generell an Sauerstoffatomen gebunden ist. Die gebräuchliche chemische Formel gibt hier die Struktur des Moleküls verfälscht wieder.

Beispiele:	H ₂ SO ₄	eigentlich	SO ₂ (OH) ₂
	H ₅ IO ₆	eigentlich	IO(OH) ₅
	H ₃ AsO ₃	eigentlich	As(OH) ₃

Im Gegensatz dazu steht der acide Wasserstoff in organischen Säuren (Carbonsäuren) am Ende der Formel.

Beispiele:	HCOOH	Ameisensäure
	(COOH) ₂	Oxalsäure
	CH ₃ COOH	Essigsäure

Auch bei anderen funktionellen organischen Gruppen mit acidem Wasserstoff erscheint dieser in der Formel am Ende der Gruppe.

Beispiel: $C_6H_5SO_3H$ Phenylsulfonsäure

Wasserstoff bildet mit den meisten Elementen Verbindungen. Die Eigenschaften der binären Wasserstoffverbindungen hängen in besonders ausgeprägter Weise von der Stellung des Verbindungspartners im Periodensystem ab. So unterscheidet man:

3.6.1 Nichtmolekulare Hydride

Ionische Hydride

Mit elektropositivsten Metallen (Alkalimetalle, Ca, Sr, Ba) werden salzartige Hydride gebildet, in denen der Wasserstoff anionisch als Hydridion auftritt (Na^+H^- , $Ca^{2+}H_2^{2-}$). Die Kristallstrukturen dieser Verbindungen sind mit denen der entsprechenden Chloride vergleichbar. Ionische Hydride bilden beim Kontakt mit Wasser spontan Wasserstoff ($H^+ + H^- \rightarrow H_2$).

Metallische Hydride

Mit vielen Übergangselementen werden nichtstöchiometrische metallische Hydride gebildet, in denen Wasserstoff atomar die Lücken zwischen den Metallatomen besetzt: Beispiel TiH_x ($x < 2$).

Kovalente Hydride

Be, Mg und die metallischen Elemente der 3. Hauptgruppe bilden nichtmolekulare Hydride mit polar-kovalenter Bindung (z.B.: BeH_2 , GaH_3).

3.6.2 Molekulare Wasserstoffverbindungen

Die Elemente der 4.-7. Hauptgruppe und Bor bilden molekulare Hydride deren einfachste Vertreter die Zusammensetzung AH_{8-N} ($N =$ Gruppennummer) besitzen. Mit Ausnahme der Hydride des Kohlenstoffs, Stickstoffs, Sauerstoffs und der

Halogene, werden diese Verbindungen in der systematischen Nomenklatur durch das Suffix **-an** gekennzeichnet, welches an eine (manchmal verkürzte) Elementwurzel angebunden wird. Für die einfachen Hydride der Pnictogene vom Typ AH_3 ist auch das Suffix **-in** zulässig.

Bei den höhermolekularen Verbindungen wird die Anzahl der Nichtwasserstoffatome durch das griechische Zahlenpräfix wiedergegeben.

Beispiele:	SiH_4	Silan
	Si_2H_6	Disilan
	P_2H_4	Diphosphan

Bei Polyboranen ist es bisweilen erforderlich, darüber hinaus die Anzahl der Wasserstoffatome durch in runde Klammern gesetzte arabische Ziffern mitanzugeben.

Beispiele:	$B_{10}H_{14}$	Decaboran(14)
	$B_{10}H_{16}$	Decaboran(16)

In der folgenden Aufstellung sind die Elementwurzeln zur Bezeichnung der binären Wasserstoffverbindungen angeführt. Die verkürzten Wurzeln sind kursiv gedruckt. In Klammern gesetzte Wurzeln werden nur zur Bezeichnung komplexer Hydridoanionen (s.u.) herangezogen.

Bor	---	---	---
(Al)	<i>Sil</i>	Phosph	Sulf
(Gall)	<i>Germ</i>	<i>Ars</i>	Selen
(Ind)	Stann	<i>Stib</i>	Tellur
(Thall)	Plumb	Bismut	

Komplexe Hydridoanionen

Die Elemente der 3. HG bilden einfache tetraedrische Komplexanionen vom Typ AH_4^- . Die bekanntesten Salze dieser Anionen sind $NaBH_4$ und $LiAlH_4$. Zur Bezeichnung dieser Verbindungen erweitert man den systematischen Namen der Wasserstoffverbindung durch das Suffix **-at**.

Also:

$NaBH_4$	Natrium-bor-an- at (Natriumborhydrid) (Natrium-tetra- <i>hydrido</i> -borat)
$LiAlH_4$	Lithium-al-an- at (Lithiumaluminiumhydrid) (Lithium-tetra- <i>hydrido</i> -aluminat)

Ebenfalls gebräuchliche, alternative Bezeichnungen sind in Klammern gesetzt.

Verbindungen des Wasserstoffs mit C, N, O und den Halogenen

Die Nomenklatur der Kohlenwasserstoffverbindungen wird in der organischen Chemie behandelt. Für die Hydride von Stickstoff und Sauerstoff gelten die Trivialnamen in der folgenden Tabelle. Verbindungen des Wasserstoffs mit Halogenen werden als Halogenwasserstoffe bezeichnet (z.B.: Chlor-wasserstoff für HCl-Gas).

Formel	Name	englischer Name
B_2H_6	Diboran	
B_xH_y	Polyborane	
C_xH_y	Kohlenwasserstoffe	hydrocarbons
SiH_4	(mono)Silan	
Si_xH_y	Polysilane	
GeH_4	German	
SnH_4	Stannan	

NH_3	Ammoniak	ammonia
NH_4^+	Ammonium-Ion	
N_2H_4	Hydrazin	hydrazine
HN_3	Stickstoffwasserstoffsäure	hydrazoic acid
PH_3	Phosphan, trivial: Phosphin	
PH_4^+	Phosphonium-Ion	
P_2H_4	Diphosphan	
P_xH_y	Polyphosphane	
AsH_3	Arsan, Arsenwasserstoff, Arsin	
SbH_3	Stiban, Antimonwasserstoff, Stibin	
H_2O	Wasser	water
H_3O^+	Oxonium-Ion, Hydronium-Ion	
H_2O_2	Wasserstoffperoxid	hydrogen peroxide
H_2S	Schwefelwasserstoff, Monosulfan	hydrogen sulfide
H_2S_2	Disulfan	
H_2S_x	Polysulfane	
HF	Fluorwasserstoff, Flusssäure	hydrogen fluoride
HCl	Chlorwasserstoff, Salzsäure	hydrogen chloride, hydrochloric acid
HBr	Bromwasserstoff, Bromwasserstoffsäure	
HI	Iodwasserstoff, Iodwasserstoffsäure	

4 Komplexe Anionen

4.1 Begriffe

Unter komplexen Anionen versteht man anionische Gruppen, die aus unterschiedlichen Atomen aufgebaut sind. Diese werden im Allgemeinen durch das Suffix **-at** gekennzeichnet (Ausnahmen sind unter Punkt 3.4 angeführt). Die einfachsten komplexen Anionen besitzen den Aufbau AL_n^{m-} , das heißt ein Atom (das Zentralatom A) mit positiver Oxidationszahl ist von mehreren elektronegativeren Atomen oder Gruppen (den Liganden L) umgeben. In diesem Fall sprechen wir von einem mononuklearen oder einkernigen Komplexanion. Als Zentralatome kommen hauptsächlich die Hauptgruppenelemente des p-Blocks (außer O, F, Ne, Ar, Kr) und die Übergangsmetalle in Frage. Die elektropositiven Metalle des s-Blocks (außer Be) sind keine Anionenbildner.

Eine auf *-at* endende Gruppe ist stets eine anionische Gruppe

(mit Ausnahme der Bezeichnung Hydrat). Verbindungen von Metallen, die derartige Gruppen enthalten sind im Allgemeinen ionisch gebaut (Salze). Das Metallkation wird wie bei den binären Verbindungen durch den Elementnamen angegeben. Zur Benennung komplexer Anionen, die mit anderen Liganden als Sauerstoff gebildet werden, werden Zahl (durch griechisches Zahlwort) und Namen der Liganden vor die Elementwurzel des Zentralatoms gestellt und mit dieser durch ein **-o-** verbunden. In der aktuellen Empfehlung der IUPAC wird vor die Elementwurzel das Suffix **-id** eingefügt. In chemischen Formeln sollen sie immer durch eckige Klammern kenntlich gemacht werden.

Beispiele:	$Na[BF_4]$	Natrium-tetra-fluor-id-o-bor-at
	$K_3[Fe(CN)_6]$	Kalium-hexa-cyan-id-o-ferr-at(III)

4.2 Oxoanionen und Oxosäuren

4.2.1 Oxoanionen

Nomenklatur und Formelschreibweise anionischer Gruppen die Sauerstoffatome als Liganden enthalten (Oxoanionen) weichen von den oben angeführten Regeln ab. Zahl und Art der Ligandenatome scheinen im Namen nicht auf und die eckigen Klammern in der Formel entfallen.

Beispiele: Na_2SO_4 Natriumsulfat anstelle von
 $\text{Na}_2[\text{SO}_4]$ Natrium-tetraoxo-sulfat

Enthält eine anionische Gruppe mehrere Zentralatome (mehrkernige Gruppe), wird deren Anzahl durch ein der Elementwurzel vorangestelltes Zahlenpräfix wiedergegeben.

Beispiele: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Kalium-**di**-chromat
 $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ Ammonium-**hepta**-molybdat

Diese Regeln erlauben keinen Rückschluss darauf, ob in einer Verbindung diskrete anionische Gruppen vorhanden sind.

Beispiele: BaCO_3 Bariumcarbonat (diskrete CO_3^{2-} -Anionen)
 BaTiO_3 Bariumtitanat (unendlich dreidimensionales Teilgitter der Zusammensetzung TiO_3)

Oxoanionen der Hauptgruppenelemente liegen jedoch überwiegend in Form molekularer Gruppen vor. Unter den Übergangsmetallen können vorzugsweise die Elemente der 6. und 7. Nebengruppe (Cr, Mo, W, Mn, Re) in ihren höheren Oxidationsstufen diskrete Oxoanionen bilden.

4.2.2 Oxosäuren

Die von den Oxoanionen hergeleiteten Wasserstoffverbindungen bezeichnet man als Oxosäuren (das Oxoanion ist die konjugierte Base). Liegt das Oxoanion als diskrete Gruppe vor, so ist die entsprechende Oxosäure ein neutrales Molekül. Die aciden Wasserstoffatome (Protonen) sind generell an den Sauerstoff gebunden.

Nicht alle Anionen bilden stabile Oxosäuren. So ist z.B. reines H_2CO_3 infolge des Zerfalls in H_2O und CO_2 schwierig zu isolieren und reines H_2SO_3 (Zerfall zu H_2O und SO_2) nicht bekannt. Selbst in wässriger Lösung ist die Gleichgewichtskonzentration dieser Säuren extrem niedrig.

Die Benennung einfacher Oxosäuren erfolgt durch Angabe des deutschen Elementnamens gefolgt vom Suffix **-säure**.

Beispiele:	H_2SO_4	Schwefel- säure
	H_3PO_4	Phosphor- säure

Ausnahmen:	H_2CO_3	Kohlen-säure
	HNO_3	Salpeter-säure
	H_4SiO_4	Kiesel-säure

Mehrbasige Säuren

Nach der Anzahl der aciden Wasserstoffatome unterteilt man Säuren in ein- und mehrbasige Säuren. Salpetersäure ist eine einbasige Säure, Orthophosphorsäure eine dreibasige Säure.

Mehrbasige Säuren können verschiedene Salze bilden, die man früher je nach Anzahl der ersetzten Wasserstoffatome als primäre, sekundäre und tertiäre etc. Salze bezeichnete.

In der heutigen Nomenklatur erfolgt die Angabe der am Oxoanion vorhandenen Wasserstoffatome durch das Wort **hydrogen** und dem jeweiligen Zahlenpräfix.

Beispiele:	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	prim. Calciumphosphat	Calcium di hydrogenphosphat
	CaHPO_4	sek. Calciumphosphat	Calcium hydro genphosphat
	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	tert. Calciumphosphat	Calciumphosphat

Ebenfalls aus früheren Zeiten stammen Bezeichnungen wie:

Natrium**bi**carbonat NaHCO_3 (Trivialname: Speisesoda)

Natrium**bi**sulfit NaHSO_3

für primäre Salze zweibasiger Säuren. Das Präfix **-bi** deutet an, dass im primären Salz das Verhältnis Anion/Kation doppelt so groß wie im sekundären Salz ist. Die Bezeichnungen sollten allerdings vermieden werden.

4.3 Salzhydrate

Zahlreiche Salze kristallisieren aus wässriger Lösung in Form wasserhaltiger Festkörper aus, die man Salzhydrate nennt. Das im Festkörper gebundene Wasser wird als Kristallwasser bezeichnet.

In der Nomenklatur wird das Kristallwasser durch einen Punkt getrennt mit der Nachsilbe **-hydrat** und dem geeigneten Zahlenpräfix (wobei auch Brüche existieren) an die Bezeichnung des wasserfreien Salzes angefügt. Kristallwasserfreie Verbindungen werden Anhydrat genannt (nicht zu verwechseln mit Anhydrid).

Beispiel: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ **Kufer(II)sulfatpentahydrat**
 Kupfer(II)sulfat-5-hydrat (Alternative nach IUPAC)

Diese Schreibweise gibt keine Hinweise auf die tatsächlich in der Verbindung vorhandenen Spezies. So enthält $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ das Kation $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, das fünfte Wassermolekül in der Formel bildet zusammen mit den Sulfationen über starke Wasserstoffbrücken ein dreidimensionales Teilgitter.

In einigen Fällen wird auch die im Hydrat vorliegende anionische Gruppe durch die konventionelle Schreibweise vollständig verschleiert. So enthält zum Beispiel:

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ Natriumtetraboratdecahydrat (Borax)

keine $[\text{B}_4\text{O}_7]^{2-}$ -Anionen sondern, wie die Röntgenstrukturanalyse gezeigt hat, $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4]^{2-}$ -Gruppen als anionische Einheiten.

4.4 Einteilung von Oxoanionen und Oxosäuren

Da von den meisten der in Frage kommenden Elemente mehr als ein Oxoanion bzw. mehr als eine Oxosäure bekannt sind, wird eine weitere sprachliche Unterscheidung dieser unterschiedlichen Spezies erforderlich. Als Einteilungskriterien werden herangezogen:

- Die Oxidationsstufe des Elements
- Der Aufbau des Anions (einkernige, mehrkernige, nichtmolekulare Gruppen)

4.4.1 Einteilung nach der Oxidationsstufe des Zentralatoms

Übergangsmetalle als Zentralatome

Die (positive) Oxidationsstufe des Zentralatoms kann im Namen durch eine in runde Klammern gesetzte römische Ziffer angegeben werden. Dies ist oft die einzige Möglichkeit zur semantischen Unterscheidung anionischer Komplexe von Übergangsmetallen.

MnO_4^-	Manganat(VII) oder Permanganat
MnO_4^{2-}	Manganat(VI)
MnO_4^{3-}	Manganat(V)
MnO_4^{4-}	Manganat(IV)

Diese Anionen sind in ihrem Aufbau gleich (tetraedrisch) und unterscheiden sich nur durch die d-Elektronenkonfiguration des Zentralatoms Mn (d^0 , d^1 , d^2 , d^3) und durch die äußere Ladung.

Hauptgruppenelemente als Zentralatom

Prinzipiell kann diese Nomenklatur zwar auch bei Oxoanionen von Hauptgruppenelementen angewendet werden, allerdings wird hier auch eine andere Nomenklatur mit unterschiedlichen Präfixen und Suffixen verwendet.

ClO_4^-	Chlorat(VII)	Perchlorat
ClO_3^-	Chlorat(V)	Chlorat
ClO_2^-	Chlorat(III)	Chlorit
ClO^-	Chlorat(I)	Hypochlorit

Die Bezeichnungen für die entsprechenden Säuren lauten:

HClO_4	Perchlorsäure
HClO_3	Chlorsäure
HClO_2	Chlorige Säure
HClO	Unterchlorige Säure

Im Allgemeinen steht der auf **-at** endende Ausdruck des Anions für die höchste Oxidationsstufe des Zentralatoms. (Also +6 für S im Sulfat, +5 für P im Phosphat).

Nur bei den Elementen der 7. und einigen Elementen der 8. Haupt- und Nebengruppen wird die höchste Oxidationsstufe +7 (bzw. +8) des Zentralatoms durch die Vorsilbe **per-** hervorgehoben (**Perchlorat**, **Perbromat**, **Periodat**, **Permanganat** und **Perrhenat**).

Die Bezeichnungen Chlorat, Bromat, Iodat der Halogensäuren stehen für die Oxidationsstufe +5.

Die nächstniedrigere Oxidationsstufe wird bei Anionen durch das Suffix **-it** (Sulfit, Nitrit, Chlorit) angegeben. Die entsprechenden Säuren werden im Deutschen durch ein auf **-ig** endendes Adjektiv bezeichnet (schwefelige Säure, salpetrige Säure, chlorige Säure).

Sollte noch eine weitere anionische Gruppe mit um 2 Einheiten niedrigerer Oxidationsstufe des "Zentralatoms" vorhanden sein, so erhält sie zusätzlich zum

Suffix -it noch die Vorsilbe **hypo-**, das Adjektiv der entsprechenden Säure erhält die Vorsilbe **unter-** (z.B. **Hypochlorit**, **unterchlorige** Säure).

Die Vorsilbe **per-** wird in Trivialnamen fälschlicherweise auch für Säuren bzw. Anionen verwendet, die Peroxidgruppen, O_2^{2-} , als Oxoliganden enthalten (Persilikat, Perborat, Persulfat). Diese Namen sollten vermieden werden.

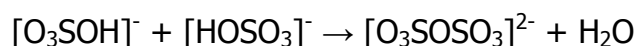
Die korrekte Bezeichnung wird mit der Vorsilbe **peroxo-** gebildet. (Peroxodisulfat, $S_2O_8^{2-}$, Oxidationsstufe des Schwefels +6 wie im Sulfat).

4.4.2 Einteilung nach dem Aufbau

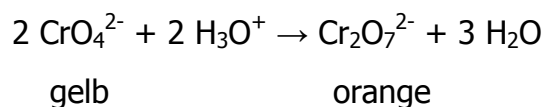
Isopolyanionen und Isopolysäuren

Von wenigen Ausnahmen (z.B. den Halogenen Cl und Br) abgesehen, existieren von Elementen für eine gegebene Oxidationsstufe neben einkernigen auch mehrkernige Oxoanionen bzw. Oxosäuren. Man bezeichnet sie als Isopolyanionen bzw. Isopolysäuren.

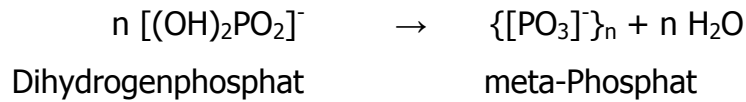
Erhitzt man z.B. $KHSO_4$, so verbinden sich zwei Hydrogensulfationen unter Abspaltung von H_2O nach:



zu einer neuen, dimeren, anionischen Gruppe, dem Disulfation. Derartige Reaktionen werden als Kondensation bezeichnet. Bei Oxoanionen von Übergangsmetallen kann die Kondensation bereits durch Ansäuern der wässrigen Lösung bewirkt werden. Bei Chromat(VI)-Lösungen lässt sich die Kondensation zum Dichromat(VI) anhand des Farbumschlags von gelb nach orange verfolgen:

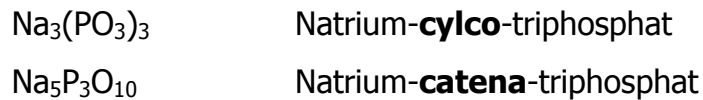


Oxoanionen mit OH-Gruppen können zu unendlich eindimensionalen Ketten kondensiert werden ($n = \infty$)



oder es können diskrete lineare ($\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$) oder cyclische Anionen gebildet werden ($\text{Na}_3(\text{PO}_3)_3$).

Die sprachliche Unterscheidung erfolgt durch die Präfixe **cyclo-** und **catena-**:

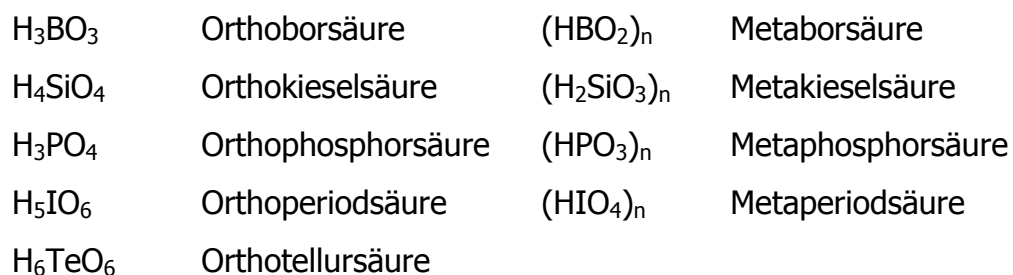


Die Präfixe ortho- und meta-

Früher wurden durch die Präfixe **ortho-** und **meta-** Säuren unterschiedlichen Wassergehalts pro Formeleinheit unterschieden.



Meta-Säuren lassen sich durch Kondensation von den ortho-Säuren ableiten:



Isopolysäuren und –anionen mit homonuklearen Bindungen

Hier kommen unter den anorganischen Verbindungen in erster Linie Oxoanionen des Schwefels und Phosphors mit S-S bzw. P-P Bindungen in Frage. Diese Verbindungen haben oft eigenständige Namen und werden daher in den nachfolgenden Tabellen vorgestellt.

Zu erwähnen ist hier auch die untersalpetrige Säure, $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$, sie enthält eine N=N-Doppelbindung. Da um eine Doppelbindung keine freie Drehbarkeit herrscht, lassen sich zwei isomere Formen (cis und trans) unterscheiden.



Säuren und Anionen mit nicht-acidem Wasserstoff am Zentralatom

Hier handelt es sich vorwiegend um Oxosäuren mit Phosphor in einer niedrigen Oxidationsstufe. So wurde z.B. H_3PO_3 entsprechend dem oben erwähnten allgemeinen Schema als phosphorige Säure bezeichnet. Der tatsächliche Aufbau entspricht aber nicht der Formel $\text{P}(\text{OH})_3$, sondern $\text{H}-\text{PO}(\text{OH})_2$. Der an das Phosphoratom gebundene Wasserstoff ist nicht acid. Somit liegt mit H_3PO_3 keine dreibasige, sondern eine zweibasige Säure vor.

Die Verwandtschaft (Schrägbeziehung) des Phosphors mit Kohlenstoff tritt hier deutlich zutage. So handelt es sich bei der Oxosäure H_2CO_2 nicht um die "kohlige" Säure $\text{C}(\text{OH})_2$, sondern um die Ameisensäure, $\text{H}-\text{COOH}$.

Weitere Beispiele finden sich im Tabellenteil.

Oxosäuren der Halogene

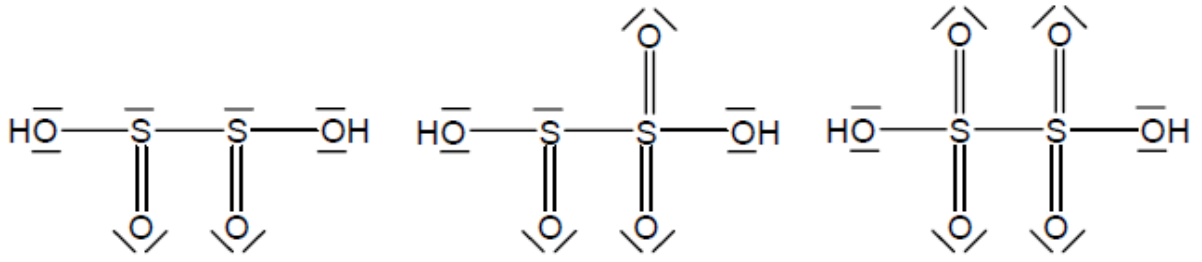
Formel	Oxidationsstufe	Name der Säure	Name des Salzes
HClO ₄	+7	Perchlorsäure <i>perchloric acid</i>	Perchlorat
HClO ₃	+5	Chlorsäure <i>chloric acid</i>	Chlorat
HClO ₂	+3	chlorige Säure <i>chlorous acid</i>	Chlorit
HClO	+1	unterchlorige Säure <i>hypochlorous acid</i>	Hypochlorit
HBrO ₄	+7	Perbromsäure <i>perbromic acid</i>	Perbromat
HBrO ₃	+5	Bromsäure <i>bromic acid</i>	Bromat
HBrO	+1	unterbromige Säure <i>hypobromous acid</i>	Hypobromit
HIO ₄	+7	meta-Periodsäure <i>m-periodic acid</i>	meta-Periodat
H ₅ IO ₆	+7	ortho-Periodsäure <i>o-periodic acid</i>	ortho-Periodat
HIO ₃	+5	Iodsäure <i>iodic acid</i>	Iodat

Name	Oktettregel	Oktettaufweitung	Alternativen
Perchlorat			
Chlorat			
Chlorit			
Hypochlorit			
Periodat			
Iodat			
Orthoperiodsäure			
Metaperiodsäure			

Oxosäuren der Chalkogene

Formel	Oxidationsstufe	Name der Säure	Name des Salzes
Einkernige Gruppen			
H ₂ SO ₃	+4	schwefelige Säure <i>sulfurous acid</i>	Sulfit
H ₂ SO ₄	+6	Schwefelsäure <i>sulfuric acid</i>	Sulfat
H ₂ SO ₅	+6	Peroxoschwefelsäure <i>Peroxymonosulfuric acid</i>	Peroxosulfat
H ₂ S ₂ O ₃	+2	Thioschwefelsäure	Thiosulfat
H ₂ SeO ₄	+6	Selensäure	Selenat
H ₆ TeO ₆	+6	ortho-Tellursäure	Tellurat
Zweikernige Gruppen			
H ₂ S ₂ O ₇	+6	Dischwefelsäure Pyroschwefelsäure	Disulfat Pyrosulfat
H ₂ S ₂ O ₈	+6	Peroxodischwefelsäure	Peroxodisulfat
Zweikernige und mehrkernige Gruppen mit S-S-Bindungen			
H ₂ S ₂ O ₅	+4	dischwefelige Säure	Disulfit
H ₂ S ₂ O ₄	+3	dithionige Säure	Dithionit
H ₂ S ₂ O ₆	+5	Dithionsäure	Dithionat
H ₂ S ₄ O ₆	+2.5	Tetrathionsäure	Tetrathionat
H ₂ S _n O ₆		Polythionsäuren	Polythionat

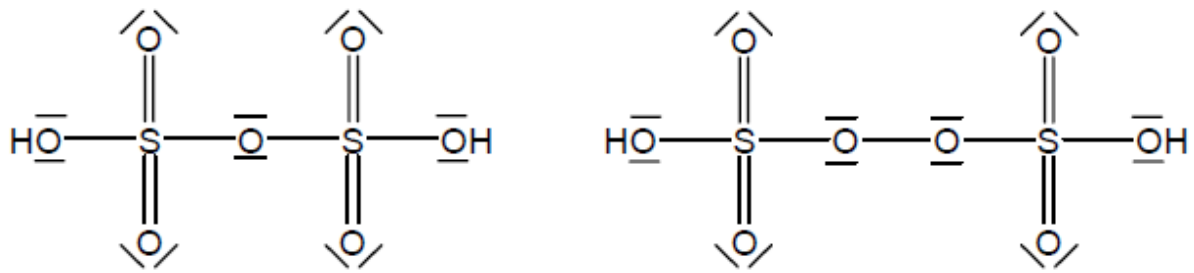
Name	Oktettregel	Oktettaufweitung	Alternativen
Schwefelsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}^{2+}-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	
Sulfat	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- - \text{S}^{2+} - \ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- - \text{S} = \ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} - \text{S} - \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
Schwefelige Säure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}^+ - \ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\text{OH} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} = \text{S} - \ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$	
Sulfit	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- - \text{S}^+ - \ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} = \text{S} - \ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} - \text{S} - \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
Hydrogensulfit	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- - \text{S}^+ - \ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}} = \text{S} - \ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$	$\left[\text{HO} - \text{S}(\ddot{\text{O}}) - \ddot{\text{O}} \right]^- \rightleftharpoons \left[\text{H} - \text{S}(\ddot{\text{O}}) - \ddot{\text{O}} \right]^-$
Thioschwefelsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}^{2+}-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{S}}\text{:} \end{array}$	
Peroxoschwefelsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}^{2+}-\text{O} \begin{array}{l} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{S}-\text{O} \begin{array}{l} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	



Dithionige Säure

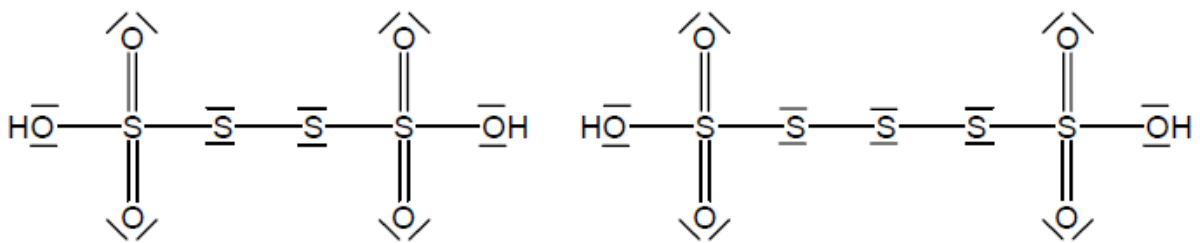
Dischwefelige Säure

Dithionsäure



Dischwefelsäure

Peroxodischwefelsäure



Tetrathionsäure

Pentathionsäure

Oxosäuren des Stickstoffs

Formel	Oxidationsstufe	Name der Säure	Name des Salzes
HNO ₃	+5	Salpetersäure <i>nitric acid</i>	Nitrat
HNO ₂	+3	salpetrige Säure <i>nitrous acid</i>	Nitrit
H ₂ N ₂ O ₂	+1	untersalpetrige Säure <i>hyponitrous acid</i>	Hyponitrit

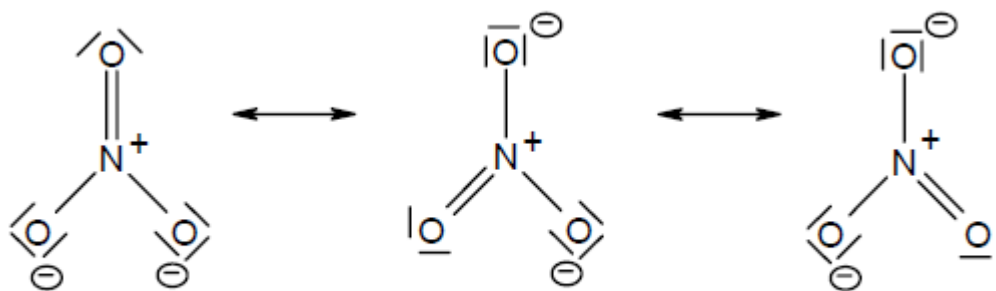
Oxosäuren des Kohlenstoffs

H ₂ CO ₃	+4	Kohlensäure	Carbonat
R-COOH	+3	Carbonsäuren	org. Nomenklatur

Oxosäuren die Stickstoff und Kohlenstoff enthalten

HOCN		Cyansäure	Cyanat
HNCO		Isocyansäure	Isocyanat
HCNO		Knallsäure	Fulminat

Name	Oktettregel (Keine Valenzaufweitung erlaubt!)	Alternativen
Nitrat		
Nitrit		
Carbonat		
Cyanat		
Isocyanat		
Fulminat		

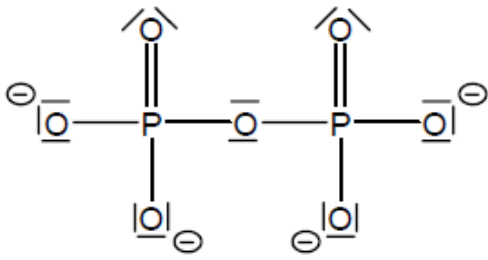


Nitratmesomerie

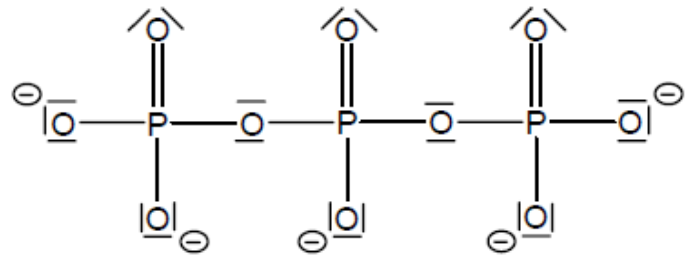
Oxosäuren der übrigen Pnictogene

Formel	Oxidationsstufe	Name der Säure	Name des Salzes
Einkernige Gruppen			
H_3PO_4	+5	ortho-Phosphorsäure	Orthophosphat
H_3PO_3	+3	Phosphonsäure (phosphorige Säure)	Phosponat
H_3PO_2	+1	Phosphinsäure	Phosphinat
H_3AsO_4	+5	Arsensäure	Arsenat
H_3AsO_3	+3	arsenige Säure	Arsenit
Zweikernige und mehrkernige Gruppen			
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	+5	Diphosphorsäure Pyrophosphorsäure	Diphosphat Pyrophosphat
$\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$	+5	Triphosphorsäure	Triphosphat
$\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_9$	+5	Cyclotrisphosphorsäure	Cyclotriphosphat
$\text{H}_4\text{P}_4\text{O}_{12}$	+5	Cyclotetraphosphorsäure	Cyclotetraphosphat
Nichtmolekulare Phosphorsäuren			
HPO_3	+5	meta-Phosphorsäure	Metaphosphat
Isomere Diphosphorsäuren mit Phosphor in niedriger Oxidationsstufe			
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	+3	Diphosphor(III)säure Diphosphonsäure	Diphosphat(III) Diphosponat
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	+3	Diphosphor(II,IV)säure	Diphosphat(II,IV)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$	+4	Diphosphor(III,V)säure	Diphosphat(III,V)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$	+4	Diphosphor(IV)säure Hypophosphorsäure	Diphosphat(IV)

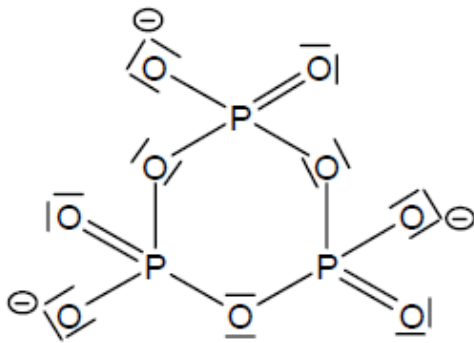
Name	Oktettregel	Oktettaufweitung	Alternativen
Phosphorsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{P}^+-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{P}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	
Phosphat	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}^+-\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{P} \\ \vdots \\ \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{3-}$
Phosphonsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}^+-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \ddot{\text{O}}=\text{P}-\ddot{\text{O}}\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	
Phosphonat	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}^+-\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}=\ddot{\text{O}} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{P} \\ \vdots \\ \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
Phosphit	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \end{array}$		
Phosphinsäure	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{P}^+-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{H}\ddot{\text{O}}-\text{P}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	
Phosphinat	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}^+-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^- \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^--\text{P}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{P} \\ \vdots \\ \text{O} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^{-}$



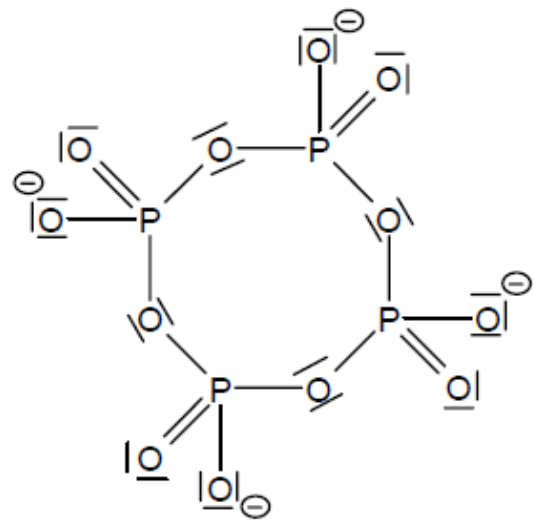
Diphosphat



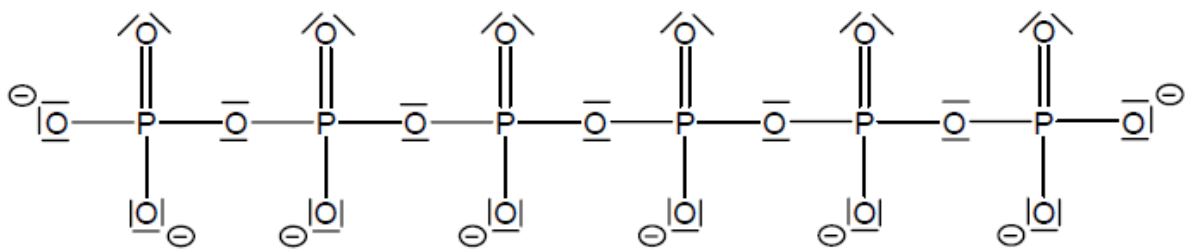
Triphosphat



cyclo-Triphosphat



cyclo-Tetraphosphat



meta - Phosphat

Radikale

HO	Hydroxyl	ClO	Chlorosyl
CO	Carbonyl	ClO ₂	Chloryl
NO	Nitrosyl	ClO ₃	Perchloryl
NO ₂	Nitryl	TiO	Titanyl
PO	Phosphoryl	CrO ₂	Chromyl
SO	Thionyl, Sulfinyl	UO ₂	Uranyl
SO ₂	Sulfuryl, Sulfonyl	PuO ₂	Plutonyl

5 Trivialnamen

In den folgenden zwei Tabellen findet sich eine Auflistung gebräuchlicher Trivialnamen, die teils aus der Umgangssprache, teils aus der Mineralogie oder aus älteren chemischen Nomenklatorsystemen in die chemische Literatur eingeflossen sind. Beide Tabellen sind alphabetisch geordnet, die erste Tabelle nach dem ersten Element in der chemischen Formel, die zweite nach dem Trivialnamen. Stark abweichende englische Bezeichnungen sind mitangegeben.

Formel	Trivialname	englischer Name
AgBr	Bromsilber, Bromargyrit	
Al ₂ O ₃	Korund, Tonerde	alumina
As ₂ O ₃	Arsenik	white arsenic
Ba(OH) ₂ (Lsg.)	Barytwasser	
BaSO ₄	Baryt, Schwerspat	
Ca(OH) ₂	gelöschter Kalk	
Ca ₅ (PO ₄) ₃ F	Fluorapatit	
Ca ₅ (PO ₄) ₃ OH	Hydroxylapatit	
CaCN ₂	Kalkstickstoff	lime nitrogen
CaCO ₃	Kalk, Calcit	calcia
CaF ₂	Flussspat, Fluorit	
CaSO ₄ · ½ H ₂ O	gebrannter Gips	plaster of Paris
CaSO ₄ · 2 H ₂ O	Gips	plaster stone, gypsum
CCl ₄	Tetrachlorkohlenstoff	carbon tetrachloride
CH ₃ COOH	Eisessig	
ClSO ₃ H	Chlorsulfonsäure	
	Chloroschwefelsäure	
COCl ₂	Phosgen	
CS ₂	Schwefelkohlenstoff	carbon disulfide
CuFeS ₂	Kupferkies	copper pyrite
CuSO ₄ · 5 H ₂ O	Kupfervitriol	

$\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$	Hämatit	
Fe_3O_4	Magnetit	
FeS_2	Pyrit	
$\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	Eisenvitriol	
H_2SO_4 conc. mit SO_3	Oleum	
Hg_2Cl_2	Kalomel	
HgCl_2	Sublimat	
HgS	Zinnober	cinnabar
K_2CO_3	Pottasche	potash
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	rotes Blutlaugensalz	
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$	gelbes Blutlaugensalz	
$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$	Alaun	alum
KNO_3	Kalisalpeter	
KOH	Ätzkali	
KOH (Lsg.)	Kalilauge	potash lye
MgAl_2O_4	Spinell	
MgCO_3	Magnesit	
MgO	Magnesia	
$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	Bittersalz	
MnO_2	Braunstein	manganese dioxide
N_2O	Lachgas, Stickoxydul	
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	Borax	
Na_2CO_3	calcinierte Soda	soda
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	Kristallsoda	
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	Glaubersalz	
Na_3AlF_6	Kryolith	
NaHCO_3	Speisesoda	
NaNO_3	Chilesalpeter	chile salpêtre
NaOH	Ätznatron	
NaOH (Lsg.)	Natronlauge	caustic soda, soda lye
NH_2Cl	Chloramin	
NH_2OH	Hydroxylamin	

NH_3 (wässr. Lsg)	Salmiakgeist	
NH_4Cl	Salmiak	
NHCl_2	Dichloramin	
	Aminosulfonsäure	
$\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$	Amidosulfonsäure	
$(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$	Pinksalz	
$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	Mohrsches Salz	
NO	Stickoxid	
Pb_3O_4	Mennige	
PbCrO_4	Chromgelb	
PbO	Bleiglätte, Bleirot	massicot
PbS	Bleiglanz	galena
PH_3O	Phosphinoxid	
SiC	Carborund, Silit	
SiO_2	Quarz	quartz, silica
$\text{SnCl}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	Zinnbutter	
SnO_2	Zinnstein	
TiO_2	Rutil, Brookit, Anatas (Modifikationen)	
UO_2	Pechblende	pitchblende
ZnCO_3	Galmei	calamine
ZnS	Wurzit, Zinkblende	wurtzite, sphalerite

Trivialname	Formel	englischer Name
Alaun	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$	alum
Aminosulfonsäure		
Amidosulfonsäure	NH_2SO_3H	
Arsenik	As_2O_3	white arsenik
Ätzkali	KOH	
Ätznatron	$NaOH$	
Baryt	$BaSO_4$	
Barytwasser	$Ba(OH)_2$ (Lsg.)	
Bittersalz	$MgSO_4 \cdot 7 H_2O$	
Bleiglanz	PbS	galena
Bleiglätte, Bleirot	PbO	massicot
Borax	$Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$	
Braunstein	MnO_2	manganese dioxide
Bromsilber, Bromargyrit	$AgBr$	
calcinierte Soda	Na_2CO_3	soda
Calcit	$CaCO_3$	
Karborund	SiC	
Chilesalpeter	$NaNO_3$	chile salpêtre
Chloramin	NH_2Cl	
Chlorkalk	$CaOCl_2$	chloride of lime
Chlorsulfonsäure		
Chloroschwefelsäure	$ClSO_3H$	
Chromgelb	$PbCrO_4$	
Dichloramin	$NHCl_2$	
Eisenvitriol	$FeSO_4 \cdot 7 H_2O$	
Eisessig	CH_3COOH	
Fluorapatit	$Ca_5(PO_4)_3F$	
Flussspat, Fluorit	CaF_2	
Galmei	$ZnCO_3$	calamine
gebrannter Gips	$CaSO_4 \cdot \frac{1}{2} H_2O$	plaster of Paris

gelbes Blutlaugensalz	$K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3 H_2O$	
gelöschter Kalk	$Ca(OH)_2$	
Gips	$CaSO_4 \cdot 2 H_2O$	plaster stone
Glaubersalz	$Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$	
Hämatit	$\alpha-Fe_2O_3$	
Hydroxylamin	NH_2OH	
Hydroxylapatit	$Ca_5(PO_4)_3OH$	
Kalilauge	KOH (Lsg.)	potash lye
Kalisalpeter	KNO_3	
Kalk	$CaCO_3$	calcia
Kalkstickstoff	$CaCN_2$	lime nitrogen
Kalomel	Hg_2Cl_2	
Korund	Al_2O_3	alumina
Kristallsoda	$Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$	
Kryolith	Na_3AlF_6	
Kupferkies	$CuFeS_2$	copper pyrite
Kupfervitriol	$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$	
Lachgas	N_2O	
Magnesia	MgO	
Magnesit	$MgCO_3$	
Magnetit	Fe_3O_4	
Mennige	Pb_3O_4	
Mohrsches Salz	$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6 H_2O$	
Natronlauge	$NaOH$ (Lsg.)	caustic soda, soda lye
Oleum	H_2SO_4 conc. mit SO_3	
Pechblende	UO_2	pitchblende
Phosgen	$COCl_2$	
Pinksalz	$(NH_4)_2[SnCl_6]$	
Pottasche	K_2CO_3	potash
Pyrit	FeS_2	
Quarz	SiO_2	quartz, silica
rotes Blutlaugensalz	$K_3[Fe(CN)_6]$	

Rutil	TiO_2	
Salmiak	NH_4Cl	
Salmiakgeist	NH_3 (wässr. Lsg)	
Schwefelkohlenstoff	CS_2	carbon disulfide
Schwerspat	BaSO_4	
Speisesoda	NaHCO_3	
Spinell	MgAl_2O_4	
Stickoxid	NO	
Stickoxydul	N_2O	
Sublimat	HgCl_2	
Tetrachlorkohlenstoff	CCl_4	carbon tetrachloride
Tonerde	Al_2O_3	
Wurzit	ZnS	wurtzite, sphalerite
Zinkblende	ZnS	
Zinnbutter	$\text{SnCl}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	
Zinnober	HgS	cinnabar
