

Einige wichtige Regeln der anorganischen Nomenklatur

(Nach J. E. Huheey: Anorganische Chemie, Walter de Gruyter, Berlin, New York, 1988)

1. Elemente

1.1 Namen und Symbole von Elementen

Die Elemente haben die im Periodensystem angegebenen Symbole. Diese sind weltweit gleich. Die Namen können sich jedoch in den verschiedenen Sprachen unterscheiden. Die Isotope ^2H und ^3H heissen Deuterium und Tritium. Für sie können die Symbole D bzw. T genutzt werden.

1.2 Angabe von Masse, Ordnungszahl, Atomanzahl und Ladung bei Atomsymbolen

Die genannten Grössen werden durch vier Indices angegeben, die wie folgt um das Symbol herum angeordnet werden:

Index links oben:	Massenzahl
Index links unten:	Ordnungszahl
Index rechts unten:	Anzahl der Atome
Index rechts oben:	Ionenladung

2. Formeln und Namen von Verbindungen; Allgemeines

2.1 Formeln

- In Formeln soll der *elektropositive Bestandteil* (das Kation) stets an erster Stelle stehen, z.B. KCl , CaSO_4 .
- In Formeln binärer Verbindungen aus Nichtmetallen soll in der Regel derjenige Bestandteil zuerst genannt werden, der in der folgenden Reihe weiter links steht:

Rn, Xe, Kr, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F

Beispiele: XeF_2 , NH_3 , H_2S , S_2Cl_2 , Cl_2O , OF_2

2.2 Systematische Namen

- Der Name des *elektropositiven Teils* wird nicht verändert.
- Ist der elektronegative Bestandteil einatomig oder homopolyatomig, besteht er also nur aus einer Art von Atomen, so erhält sein Name die Endung **-id**. Bei binären Verbindungen der Nichtmetalle erhält der Name desjenigen Elementes, das gemäss der unter 2.1 gegebenen Reihenfolge weiter rechts steht, ebenfalls die Endung **-id**. Die Namen leiten sich dabei nicht immer von der deutschen Bezeichnung ab.
Beispiele: Natriumchlorid, Calciumsulfid (S = *sulfur*), Lithiumnitrid (N = *nitrogen*), Calciumphosphid, Nickelarsenid, Hydrosulfid, Arsenselenid, Bariumoxid (O = *oxygen*), Siliciumcarbid (C = *carbon*), Kaliumhydrid (H = *hydrogen*), Sauerstofffluorid.
- Ist der elektronegative Bestandteil heteropolyatomig, so wird die Endung **-at** verwendet (Beispiele Sulfat, Nitrat, Carbonat, Chlorat). In Ausnahmefällen verwendet man die Endungen **-it** und **-id**. Näheres dazu in Abschnitt 3.2.

2.3 Hydride

Die Namen binärer Wasserstoffverbindungen können nach den Grundsätzen von 2.2 gebildet werden. Zur Benennung von flüchtigen Hydriden (mit Ausnahme derjenigen der Elemente der VII. Hauptgruppe sowie von Sauerstoff) hängt man die Endung **-an** an die Wurzel des lateinischen Elementnamens. Enthält ein Molekül mehr als ein Atom des Elementes, so wird die Zahl der Atome durch Voranstellen eines griechischen Zahlwortes angegeben.

Gegen die Beibehaltung von allgemein gebräuchlichen Namen wie Wasser oder Ammoniak bestehen keine Bedenken.

B ₂ H ₆	Diboran	PbH ₄	Plumban
Si ₃ H ₈	Trisilan	H ₂ S _n	Polysulfan

3. Namen für Ionen

3.1 Kationen

- Einatomige Kationen tragen den gleichen Namen wie das entsprechende Element ohne Änderung oder Nachsilbe.

Cu ⁺	Kupfer(I)-Ion
Cu ²⁺	Kupfer(II)-Ion
I ⁺	Iod(I)-Kation

- Nach dem gleichen Prinzip sollte bei mehratomigen Kationen verfahren werden, wenn sie speziell benannten Radikalen entsprechen. Diese Namen werden ohne Änderung oder Nachsilbe verwendet.

NO ⁺	Nitrosyl-Kation
NO ₂ ⁺	Nitryl-Kation

- Leitet sich ein mehratomiges Kation von einem einatomigen Anion durch Anlagerung von mehr Protonen ab, als zur Bildung einer neutralen Einheit erforderlich sind, so wird der Name des Kations dadurch gebildet, dass an die Wurzel des Anionen-Namens die Endung **-onium** angefügt wird. Für Stickstoff gelten besondere Regeln.

PH ₄ ⁺	Phosphonium-Ion	AsH ₄ ⁺	Arsonium-Ion
H ₃ O ⁺	Oxonium-Ion	H ₂ I ⁺	Iodonium-Ion

Für das Oxonium-Ion sind daneben aber auch die einfacheren Bezeichnungen Wasserstoff-Ion oder Hydrogen-Ion zulässig.

- Der Name Ammonium für das NH₄⁺-Ion steht nicht mit der obigen Regel im Einklang. Er sollte aber beibehalten werden.

3.2 Anionen

- Die Namen von einatomigen Anionen werden aus dem (manchmal verkürzten) Namen des Elementes und der Endung **-id** gebildet.

H ⁻	Hydrid-Ion	F ⁻	Fluorid-Ion	N ³⁻	Nitrid-Ion
D ⁻	Deuterid-Ion	O ²⁻	Oxid-Ion	C ⁴⁻	Carbid-Ion

- Die Namen einiger mehratomiger Anionen enden ebenfalls auf **-id**. Es sind dies:

OH ⁻	Hydroxid-Ion	O ₂ ²⁻	Peroxid-Ion	O ₂ ⁻	Hyperoxid-Ion
O ₃ ⁻	Ozonid-Ion	S ₂ ²⁻	Disulfid-Ion	N ₃ ⁻	Azid-Ion
NH ₂ ⁻	Amid-Ion	CN ⁻	Cyanid-Ion	C ₂ ²⁻	Acetylid-Ion

- Obwohl man Sauerstoff ebenso wie andere Liganden behandeln kann, ist es seit langem üblich, den Namen dieses Elementes bei der Benennung von Anionen wegzulassen und seine Anwesenheit und Mengenverhältnisse entweder mit Hilfe von Vorsilben (**hypo-**, **per-**, s. Abschnitt 4) oder durch Verwendung der Endung **-it** statt **-at** anzugeben.

Die Endung **-it** ist benutzt worden, um einen niedrigeren Oxidationszustand zu bezeichnen. Daraus ergeben sich die folgenden Namen:

NO_2^-	Nitrit	AsO_3^{3-}	Arsenit	SO_3^{2-}	Sulfit
SeO_3^{2-}	Selenit	ClO_2^-	Chlorit	ClO^-	Hypochlorit
BrO^-	Hypobromit	IO^-	Hypoiodit		

4. Säuren

4.1 Binäre und pseudobinäre Säuren

Säuren deren Anionen nach den Regeln in Abschnitt 3.2 auf **-id** endende Namen haben, sollten als binäre oder pseudobinäre Wasserstoffverbindungen benannt werden, z.B. Hydrogenchlorid (HCl), Hydrogensulfid (H_2S) oder Hydrogencyanid (HCN). In diesem Fall halten sich aber auch noch die Trivialnamen „Chlorwasserstoff“, „Schwefelwasserstoff“ oder „Cyanwasserstoff“.

4.2 Säuren, die sich von mehratomigen Anionen ableiten

- Bei den Oxosäuren bezeichnet man die niedrigere Oxidationsstufe in vielen Fällen durch die Endung **„ige Säure“**. Diese Praxis soll jedoch auf die Säuren beschränkt bleiben, deren auf **-it** endende Anionen in der Zusammenstellung unter 3.2 enthalten sind.
- Die Vorsilbe **hypo-** wird zur Kennzeichnung eines niedrigen Oxidationszustands benutzt. Sie kann in folgenden Fällen verwendet werden:

HClO	Hypochlorige Säure	HBrO	Hypobromige Säure
HIO	Hypoiodige Säure		

- Die Vorsilbe **per-**, die früher ausgiebig benutzt wurde, um einen höheren Oxidationszustand zu bezeichnen, sollte nur noch für einige Säuren der 7. und 17. Gruppe benutzt werden. Es sind dies:

HClO_4	Perchlorsäure	HBrO_4	Perbromsäure
$\text{HIO}_4, \text{H}_5\text{IO}_6$	Periodsäure	HMnO_4	Permangansäure

Die Vorsilbe **per-** darf nicht mit der Vorsilbe **peroxo-** verwechselt werden.

- Die Vorsilben **ortho-** und **meta-** werden benutzt, um Säuren zu unterscheiden, die verschiedenen „Wassergehalt“ besitzen.

H_3BO_3	Orthoborsäure	$(\text{HBO}_2)_n$	Metaborsäure
H_4SiO_4	Orthokieselsäure	$(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$	Metakieselsäure
H_3PO_4	Orthophosphorsäure	$(\text{HPO}_3)_n$	Metaphosphorsäure
H_5IO_6	Orthoperiodsäure		

Beachten Sie, dass die „Entwässerung“ zu Kondensationsreaktionen unter Bildung von Ketten und Ringen führt. Beachten Sie ferner, dass die Begriffe **ortho** und **meta** in der organischen Nomenklatur für die Bezeichnung gewisser Isomere benutzt werden.

- Bilden sich Anionen von Polysäuren durch Kondensation von Molekülen aus einer Monosäure, die das charakteristische Element in dem positiven Oxidationszustand enthält, welcher der Gruppennummer des Elementes im Periodensystem entspricht, so

wird die Zahl der Atome dieses Elementes mit einer griechischen Vorsilbe angegeben („Isopolyanionen“).

$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	Disulfat
$\text{Cr}_4\text{O}_{13}^{2-}$	Tetrachromat
$\text{Mo}_7\text{O}_{24}^{6-}$	Heptamolybdat
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Dinatrium-tetraborat
$\text{K}_2\text{Mg}_2\text{V}_{10}\text{O}_{28}$	Dikalium-dimagnesium-decavanadat

- *Namen einiger wichtiger Oxosäuren und ihrer Salze:*

H_3BO_3	Orthoborsäure oder Borsäure / Borat
H_2CO_3	Kohlensäure / Carbonat
HOCN	Cyansäure / Cyanat
H_4SiO_4	Orthokieselsäure / Silikat
HNO_3	Salpetersäure / Nitrat
HNO_2	Salpetrige Säure / Nitrit
H_3PO_4	Orthophosphorsäure oder Phosphorsäure / Phosphat
H_2PHO_3	Phosphonsäure / Phosphonat (früher: Phosphorige Säure)
HPH_2O_2	Phosphinsäure / Phosphinat (früher: Hypophosphorige Säure)
H_3AsO_4	Arsensäure / Arsenat
H_2SO_4	Schwefelsäure / Sulfat
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Dischwefelsäure / Disulfat
H_2SO_5	Peroxomonoschwefelsäure / Peroxomonosulfat
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Peroxodischwefelsäure / Peroxodisulfat
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Thioschwefelsäure / Thiosulfat
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$	Dithionsäure / Dithionat
H_2SO_3	Schweflige Säure / Sulfit
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$	Dithionige Säure / Dithionit
HClO_4	Perchlorsäure / Perchlorat
HClO_3	Chlorsäure / Chlorat
HClO_2	Chlorige Säure / Chlorit
HClO	Hypochlorige Säure / Hypochlorit

5. Salze

5.1 Einfache Salze

Einfache Salze gehören zu den binären Verbindungen, die im Abschnitt 2 in allgemeiner Form definiert wurden. Ihre Namen werden aus den im Abschnitt 3 behandelten Namen der Ionen gebildet.

5.2 Salze, die Säurewasserstoff enthalten („Saure Salze“)

Ihre Namen werden durch Zufügen des Wortes „hydrogen“ gebildet. Wenn nötig, gibt man durch eine multiplikative Vorsilbe die Zahl der im Salz vorhandenen ersetzbaren Wasserstoffatome an. Auf „hydrogen“ folgt ohne Zwischenraum und ohne Bindestrich der Name des Anions.

NaHCO_3	Natriumhydrogencarbonat
LiH_2PO_4	Lithiumdihydrogenphosphat
KHS	Kaliumhydrogensulfid
NaH_2PO_3	Natriumhydrogenphosphonat