

Przewodnik
po nomenklaturze
związków nieorganicznych
i podstawowych jednostkach

dla studentów kierunku
Inżyniera Środowiska
Politechniki Lubelskiej

OPRACOWAŁA:

Marzenna R.Dudzińska

Przedmowa

W ostatnich latach panuje pewne zamieszanie wokół nazewnictwa związków chemicznych. Od roku 1970 Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) wprowadza nową ujednoliconą nomenklaturę związków organicznych i nieorganicznych. Dla substancji organicznych odpowiednie unormowania przyjęły się już w wielu krajach, w tym w Polsce, jakkolwiek dla wygody nadal używamy wielu nazw zwyczajowych. W 1988 roku został wydany w Polsce pierwszy oficjalny podręcznik nomenklatury nieorganicznej (tłumaczenie

z języka angielskiego zaleceń IUPAC), ale nowe nazewnictwo przyjmowało się dość wolno. Od 1990 jest już jednak zalecane konsekwentnie, opracowano także oficjalne wytyczne Polskiego Towarzystwa Chemicznego. Z nowym nazewnictwem spotkaliście się Państwo już w szkole, od Waszych Nauczycieli zależało czy poznaliście także nazwy stosowane wcześniej.

W wielu podręcznikach chemicznych nadal jednak spotkacie Państwo nomenklaturę tradycyjną (długość cyklu wydawniczego). Konsekwentne wprowadzanie nowego nazewnictwa wymaga czasu, Wasi obecni nauczyciele często automatycznie stosują nazwy, do których przyzwyczaili się przez lata.

W tej chwili studiujecie Państwo na Uczelni Technicznej. W podręcznikach inżynierskich także będziecie Państwo spotykać jeszcze przez dłuższy czas stare nazwy, gdyż nie-chemicy potrzebują znacznie dłuższego czasu dostosowywania się do nowej nomenklatury. Szczególnie wygodne nazwy zwyczajowe będą prawdopodobnie używane jeszcze przez długie lata. W normach dopuszczalnych emisji także występują nazwy „stare”. Jakkolwiek zmieniają się wartości dopuszczalnej emisji, to często Ustawodawca zmieniając liczby, automatycznie pozostawia „stare” nazwy.

Opracowaliśmy krótką broszurę, która pomoże Państwu zrozumieć zasady nowego nazewnictwa, a jednocześnie przybliży „stare” nazwy, jakie w dalszym ciągu będziecie Państwo spotykać.

1. Przydatne definicje i jednostki:

MOL - jednostka liczności materii - taka ilość substancji, która zawiera tyle samo atomów, jonów, cząsteczek (czy innych cząstek), ile atomów węgla jest zawartych w 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C .

Krótszą i wygodniejszą, ale równie poprawną definicję mola można sformułować:

MOL - ilość substancji chemicznej (prostej lub złożonej), która zawiera liczbę Avogadro $N = 6,023 \cdot 10^{23}$ cząstek.

1.1. Jednostki stężeń stosowanych w chemii:

Większość substancji chemicznych, z którymi się Państwo spotykacie na laboratoriach z chemii, występuje w postaci roztworów. Przy posługiwaniu się roztworami istnieje konieczność podawania zawartości substancji rozpuszczonej w jednostce masy lub objętości roztworu (lub rozpuszczalnika), czyli tzw. stężenia roztworu.

Istnieje wiele sposobów wyrażania stężeń roztworów. Jedne z nich są bardziej, inne mniej wygodne. Chemicy używają najczęściej nie stężeń procentowych, ale związanych z jednostką chemiczną jaką jest mol substancji.

stężenie molowe c_M [mol/dm^3] lub symbol M - ilość moli substancji rozpuszczonej w objętości roztworu wyrażonej w dm^3

stężenie molalne c_m [mol/kg] lub symbol m - ilość moli substancji rozpuszczonej w masie roztworu wyrażonej w kg

stężenie normalne c_N [val/dm^3] lub symbol N - ilość vali (gramorównoważników) substancji w objętości roztworu wyrażonej w dm^3

jest to jednostka rzadko stosowana, ale bardzo przydatna
(*spotykana w normach analitycznych*)

Pojęcie równoważnika chemicznego (vala) jest pojęciem historycznym, obecnie w układzie SI nie wprowadzanym, ale bardzo przydatnym w chemii.

Historycznie definiowana val jako ilość substancji w reakcji chemicznej równoważnej 1,08 g wodoru lub 8 g tlenu.

Ilość równoważników jest równa ilości moli danej substancji (N_{moli}) pomnożonej przez liczbę reagujących jednostek (w), w przeliczeniu na cząsteczkę lub atom:

$$n^R = N_{\text{moli}} w$$

np. w reakcjach zobojętniania tą jednostką reakcyjną jest jon H^+ (lub OH^-),
a w reakcjach redoks - elektron

Stąd:

- dla kwasów równoważnik chemiczny wyraża wartość równą masie molowej podzielonej przez liczbę wodorów kwasowych,
- dla zasad równoważnik chemiczny wyraża wartość równą masie molowej podzieloną przez liczbę grup OH w cząsteczce.
- dla tlenków - masę molową dzielimy przez dwukrotność atomów tlenu w cząsteczce,
- dla soli - masę molową dzielimy przez stopień utlenienia metalu w cząsteczce

Np. HCl	w = 1	NaOH	w = 1	KBr	w = 1	1M = 1N
H ₃ PO ₄	w = 3	Ca(OH) ₂	w = 2	CaSO ₄	w = 2	1M = 2N

Ale dla : $Cu_3(PO_4)_2$ w = 6, bo są trzy atomy miedzi dwuwartościowej ($2 \times 3 = 6$)
Bierzemy pod uwagę jedynie wodory kwasowe, dla kwasu octowego (etanowego) CH_3COOH , w=1, bo tylko jeden wodór jest wodorem kwasowym.

W reakcjach redox, równoważnik utleniacza obliczamy dzieląc masę cząsteczkową przez liczbę elektronów przyjmowanych w reakcji,
równoważnik reduktora - przez liczbę elektronów oddawanych w reakcji.

Niektóre substancje mogą posiadać różne równoważniki redox, zależnie od przebiegu reakcji. Np. popularny utleniacz jakim jest $KMnO_4$, w którym mangan występuje na +7 stopniu utlenienia, może zależnie od środowiska reakcji ulegać redukcji do:

- 1) jonów Mn^{2+} (środowisko kwaśne) - czyli przyjmować 5 elektronów i wtedy równoważnik stanowi 1/5 masy molowej,
- 2) tlenku MnO_2 (środowisko obojętne lub słabo zasadowe) - czyli przyjmować 3 elektrony i wtedy równoważnik stanowi 1/3 masy molowej,
- 3) jonu MnO_4^{2-} (środowisko silnie kwaśne) - czyli przyjmować tylko jeden elektron i wtedy równoważnik jest liczbowo równy masie molowej.

Równoważnik $KMnO_4$ jako zwykłej soli (nie w reakcjach redox) jest równy jego masie molowej, bo jest to sól kwasu $HMnO_4$.

O równoważnikach redox mówimy tylko dla konkretnej reakcji redox.

1.2. Stężenia substancji śladowych

Przy oznaczaniu śladowych ilości substancji zawartych w roztworze, stężenie procentowe lub molowe może okazać się niewygodne. Przyjmujemy wtedy stężenia:

ppm (*parts per million*) - ilość części wagowych substancji w milionie (10^6) części wagowych roztworu, np. 1 ppm oznacza 1 mg w 1 kg roztworu

ppb (*parts per billion*) - ilość części wagowych substancji w 10^9 części wagowych roztworu, np. 1 ppb pestycydu oznacza, że 1 mg tego związku znajduje się w 1 tonie wody

ppt (*parts per trillion*) - ilość części wagowych substancji w 10^{12} części wagowych roztworu, np. 1 ppt - 1 μg w 1 tonie roztworu.

W normach, szczególnie dotyczących maksymalnych dopuszczalnych stężeń w środowisku wodnym lub powietrzu, często spotyka się stężenia wyrażane przez ilość substancji w jednostkach masy na jednostkę objętości, np.:

$$\text{g/dm}^3, \text{mg/cm}^3, \mu\text{g/dm}^3, \text{mg/m}^3.$$

Jest to wyrażenie stężenia oczywiste, zgodne z definicją, nie wymagające wyjaśnienia, ale wymagające umiejętności przeliczania na inne jednostki.

2. Symbole pierwiastków i układ okresowy.

W ciągu wielu lat rozwoju chemii w układzie okresowym nie tylko przybywało nowych pierwiastków, ale zmieniała się także forma, w której przedstawiano poszczególne grupy. Jeszcze do lat 80-tych można było powszechnie spotkać tzn. „formę krótką”, w której wyróżniano grupy główne i poboczne (pierwiastki bloku „d”). Pierwsza grupa układu okresowego nosiła nazwę „potasowce” od najbardziej reprezentatywnego pierwiastka w tej grupie, jakim jest potas, podobnie było z nazwami innych grup.

Obecnie powszechnie obowiązuje forma „długa” układu, zawierająca podział na 18 grup, jakkolwiek nie wszędzie przyjęła się konsekwentna numeracja, wg. kolejności, tzn. od grupy „1” do grupy „18”. Historyczną numerację grup układu okresowego przedstawiono na Rysunku 1. Nazwy grup pochodzą wyłącznie od pierwszego pierwiastka w grupie, tzn. **litowce**, **beryłowce**, itd. Możecie Państwo jednak w starszych podręcznikach inżynierskich znaleźć nazwę „metale alkaliczne” oznaczającą litowce, „metale ziem alkalicznych”

oznaczającą berylowce, szczególnie te częściej spotykane w środowisku czyli magnez i wapń oraz metale „ziem rzadkich” oznaczającą lantanowce.

Przy symbolu pierwiastka chemicznego podać można kilka informacji, takich jak liczbę atomową, masową, ładunek jonu. Istnieją określone reguły, gdzie należy tego typu informacje umieścić. *Liczbę atomową A* podaje się w lewym dolnym indeksie przy symbolu pierwiastka X, a *liczbę masową Z* - w lewym górnym.



Liczbę atomów w cząsteczce podaje się w prawym dolnym indeksie, np.: H₂, O₃, S₈, P₄; grupy atomów umieszcza się w nawiasie: Ca₃(PO₄)₂, Ba(OH)₂, itd.

Ładunek jonu podaje się w prawym górnym indeksie, przy czym jako pierwszą podaje się wielokrotność ładunku elementarnego, a następnie znak ładunku, np.: Al³⁺, Zn²⁺, Na⁺, S²⁻. Zapis podany w odwrotnej kolejności, np. Al⁺³ jest nieprawidłowy.

3. Zapis wzoru związku chemicznego:

Wzory związków chemicznych zapisujemy zgodnie z kolejnością:

składnik elektrododatni + składnik elektroujemny

np.: NaCl, KBr, Na₂S, CaO

Jeśli związek chemiczny zbudowany jest z kilku składników elektrododatnich obowiązuje kolejność alfabetyczna zarówno w zapisie wzoru jak i w nazwie,

np.:

KMgF₃ fluorek magnezu i potasu

MgNH₄PO₄ fosforan(V) amonu i magnezu

Proszę zwrócić uwagę, że przy stosowaniu tej reguły kolejność może być inna w zapisie wzoru, a inna w nazwie związku.

W związkach dwu niemetalu stosujemy kolejność:

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

Stąd np. wzory wodorków zapisujemy:

B₂H₆, SiH₄, CH₄, PH₃, NH₃,

ale:

H₂Se, H₂S, HCl, H₂O, HF

Związki niemetalu z tlenem zapisujemy: niemetal + tlen. Wyjątek stanowi fluorek tlenu OF₂, gdyż jedynie fluor jest bardziej elektroujemny niż tlen.

W zapisie wzoru związku zawierającego trzy lub więcej pierwiastków obowiązuje kolejność odpowiadająca powiązaniom w cząsteczce:

HOCN - kwas cyjanowy

HNCO - kwas izocyjanowy

4. Nazwa związku chemicznego.

4.1. Przedrostki wielokrotniające

W słownictwie chemicznym używa się często przedrostków (tzw. afiksów) wielokrotniających, których celem jest określenie stechiometrii i struktury cząsteczki. Według zaleceń IUPAC należy stosować przedrostki w postaci liczebników greckich lub łacińskich. W polskim słownictwie organicznym

przyjęte zostały tylko takie przedrostki, od lat nie stosuje się liczebników polskich.

TABELA 1 . Przedrostki zwielokrotniające

Krotność	Przedrostek grecki lub łaciński	Przedrostek polski
1	mono	jedno
2	di	dwu
3	tri	trój
4	tetra	cztero
5	penta	pięć
6	heksa	sześć
7	hepta	siedmio
8	okta	ośm
9	nona (łac.) ennea (gr.)	dziewięć
10	deka	dziesięć
11	undeka (łac.) hendeka (gr.)	jedenasto
12	dodeka	dwunasto
3/2	seskwi (sesqui)	półtora
1/2	semi (łac.) hemi (gr.)	pół
nieduża	oligo	kilka
duża	poli	wiele

TABELA 2. Przykłady systematycznych nazw tlenków z udziałem przedrostków liczbowych.

Wzór tlenku	Nazwa tlenku z przedrostkiem liczbowym greckim	Nazwa tlenku z przedrostkiem liczbowym polskim
CO*	tlenek węgla	tlenek węgla
CO ₂	ditlenek węgla	dwutlenek węgla
N ₂ O	tlenek diazotu	tlenek dwuazotu
NO*	tlenek azotu	tlenek azotu
N ₂ O ₃	tritlenek diazotu	trójtlenek dwuazotu
NO ₂	ditlenek azotu	dwutlenek azotu
N ₂ O ₄	tetratlenek diazotu	czterotlenek dwuazotu
N ₂ O ₅	pentatlenek diazotu	pięciotlenek dwuazotu
Fe ₃ O ₄	tetratlenek trżelaza	czterotlenek trójżelaza

* Zrezygnowano z przedrostka „mono”, który stosuje się tylko wówczas, gdy jego brak w nazwie powodowałby jej nieprecyzyjność.

Podkomisja Nomenklatury Związków Nieorganicznych Polskiego Towarzystwa Chemicznego zaleca stosowanie takich przedrostków także w nazewnictwie nieorganicznym, jakkolwiek nadal dopuszcza się stosowanie afiksów polskich, gdyż stosowane są one potocznie w języku codziennym. Trochę sztucznie brzmiałaby w artykule gazetowym nazwa „*ditlenek węgla*” zamiast „*dwutlenek węgla*”. Trudno jest dokonywać zasadniczych zmian, prawdopodobnie zmiana nazewnictwa nastąpi ewolucyjnie. W związku z tym profesjonalistów obowiązuje znajomość obu zasad. Tabela 1 podaje nazwy przedrostków, a Tabela 2 przykładowe nazwy tlenków w obu wersjach

4.2. Tworzenie nazwy związku nieorganicznego

Nazwa związku nieorganicznego składa się z dwóch części: elektrododatniej i elektroujemnej. Istniały dwa systemy łączenia nazw tych dwóch części. System tradycyjny, o długoletniej tradycji był systemem rzeczownikowo-przymiotnikowym. Nazwa części elektroujemnej była podawana w formie rzeczownika, części elektrododatniej przymiotnika, przy czym stopień utlenienia części elektrododatniej i wynikającą stąd stechiometrię zaznaczano za pomocą odpowiednich końcówek nazwy przymiotnikowej. Niższy stopień utlenienia przyjmował końcówkę „-awy”, wyższy „-owy”.

System tradycyjny: rzeczownikowo-przymiotnikowy		System obecny: rzeczownikowo-rzeczownikowy
NaCl	chlorek sodowy	chlorek sodu
FeCl ₂	chlorek żelazawy	chlorek żelaza(II)
FeCl ₃	chlorek żelazowy	chlorek żelaza(III)
AlF ₃	fluorek glinowy	fluorek glinu

Obecnie system ten zastąpiono systemem rzeczownikowo-rzeczownikowym. Część elektroujemna wyraża się tak jak poprzednio, a część elektrododatnia rzeczownikiem w dopełniaczu. Stopień utlenienia zaznaczamy w nawiasie, jak opisano w rozdziale 4.3.

Zaleca się nie używania nazw tradycyjnych z końcówkami „-awy” i „-owy”, ale nazwy takie możecie Państwo spotkać w normach i starszych podręcznikach.

4.3. Końcówki:

Zależnie od składu pierwiastkowego części elektroujemnej stosujemy różne końcówki.

Do nazwy pierwiastka dodajemy końcówkę „-ek” gdy związek zawiera jeden pierwiastek elektroujemny, np.:

fluorek, azotek, ew. homopierwiastkowe: trijodek

<u>Wyjątki:</u>	NH_2^-	amidek
	CN^-	cyjanek
	N_2H_3^-	hydrazydek
	NHOH^-	hydroksyloaminek
	NH^{2-}	imidek
	OH^-	wodorotlenek

Wyjątki dotyczą stosowania końcówki „-ek” dla grupy pierwiastków.

Jeśli część elektroujemna związku jest heteroatomowa stosujemy końcówkę: „-an”, np.:

- $\text{Na}[\text{PCl}_6]$ - heksachlorofosforan sodu
- $\text{Na}_2[\text{SO}_4]$ - tetraoksiarczan(VI) disodu
- $\text{Na}_3[\text{PO}_4]$ - tetraoksofosforan(V) trisodu

Stechiometria:

Stechiometrię związku zaznaczamy według systemu *Stocksa* (wartościowość oznaczona cyfrą rzymską) lub *Ewensa-Bassetta* (stopień utlenienia cyfrą arabską). Dopuszczalne jest stosowanie afiksów zwielokrotniających, według reguł podanych w rozdziale 4.1.

	System Stocka	Ewensa-Bassetta
FeCl_2	chlorek żelaza(II)	chlorek żelaza(2+)
FeCl_3	chlorek żelaza(III)	chlorek żelaza(3+)
MnO_2	ditlenek manganu(IV)	tlenek manganu(4+)
$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$	dioksodiazotan(II) disodu	dioksodiazotan(2-) disodu

5. Nazwy kwasów

Konsekwentne stosowanie nowej nomenklatury chemicznej zaleca traktowanie kwasów jak soli wodoru. System ten jednak napotkał na zbyt duże opory środowiska chemików i tradycyjne rozumienie związku złożonego z atomów wodoru i reszty elektroujemnej jako kwasu obowiązuje nadal.

Kwasy binarne:

	propozycja	przyjęte nadal:
HCl	chlorek wodoru,	kwas chlorowodorowy
HCN	cyjanek wodoru,	kwas cyjanowodorowy
HNO ₃	azotan(V) wodoru,	kwas azotowy(V)

Kwasy tlenowe (oksokwasy) -

zawierające atomy tlenu połączone z atomem centralnym:

W tradycyjnym nazewnictwie stosowano różnego rodzaju przedrostki i końcówki dla oznaczenia stopnia utlenienia atomu centralnego w reszcie kwasowej. Wytyczne Polskiego Towarzystwa Chemicznego zabraniają stosowania przedrostków „**pod-**”, „**nad-**” oraz końcówek „**-owy**”, „**-awy**”.

Zamiast tego wprowadzono wymóg

- podania stopnia utlenienia atomu centralnego
- jeśli tylko jeden kwas możliwy - niekoniecznie, np. dla B, Si

	<u>skrótowa nazwa</u>	<u>pełna nazwa</u>	<u>dawniej</u>
	<u>systematyczna</u>	<u>systematyczna</u>	
	kwas:	kwas:	kwas:
HClO	chlorowy(I)	monooksochlorowy(I)	podchlorawy
HClO ₂	chlorowy(III)	dioksochlorowy(III)	chlorawy
HClO ₃	chlorowy(V)	trioksochlorowy(V)	chlorowy
HClO ₄	chlorowy(VII)	tetraoksochlorowy(VII)	nadchlorawy

W takich kwasach jak podane poniżej - pełna nazwa konieczna:

HMnO ₄	kwas tetraoksomanganowy(VII)
H ₂ MnO ₄	kwas tetraoksomanganowy(VI)
HReO ₄	kwas tetraoksorenowy(VII)
H ₃ ReO ₅	kwas pentaoksorenowy(VII)

Jednak dla związku HMnO_4 , ze względu na długą tradycję, prawdopodobnie przez wiele lat będziecie się Państwo spotykać z nazwą kwas nadmanganowy. Dla przykładu podajemy nazwy kilku popularnych, częściej spotykanych kwasów i ich pełne i skrócone prawidłowe nazwy systematyczne.

Popularne kwasy:

	nazwa skrócona	nazwa pełna
H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)	kwas trioksosiarkowy(IV)
H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	kwas tetroksosiarkowy(VI)
HNO_2	kwas azotowy(III)	kwas dioksoazotowy(III)
HNO_3	kwas azotowy(V)	kwas trioksoazotowy(V)

Kwasy powstające z bezwodnika z różną ilością wody „meta-”, „orto-”

pozostają nazwy:

kwas metaborowy	$(\text{HBO}_2)_n$
kwas metakrzemowy	$(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$
kwas ortoborowy	H_3BO_3
kwas ortokrzemowy	H_4SiO_4
kwas ortofosforowy(V)	H_3PO_4

W tradycyjnym systemie nazewnictwa stosowano przedrostek „piro-” dla kwasów zawierających dwa atomy pierwiastka kwasotwórczego, np. fosforu, siarki. Obecnie zaleca się zastępowanie „piro-” przez „di-” („dwi-”), np.:

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	kwas difosforowy(V)	dawniej pirofosforowy
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	kwas disiarkowy(VI)	dawniej pirosiarkowy

Zachowuje się nazwy tradycyjne:

HOCN	kwas cyjanowy
HNCO	kwas izocyjanowy
HONC	kwas piorunowy (fulminowy)

Wszystkich związków dotyczy zasada, że **w nazwie kwasu powinna być informacja o jego strukturze**, stąd:

H_3PO_3 o strukturze kwasu dwuzasadowego $\text{H}_2[\text{PHO}_3]$
nazwa tradycyjna: *ortofosforawy*
obecnie: kwas fosfonowy(III) lub hydrotrioksofosforowy(III),
a nie *fosforowy(III)*

Kwasy politionowe $H_2S_xO_6$

$H_2S_2O_6$	kwask ditionowy
$H_2S_4O_6$	kwask tetracionowy
$H_2S_2O_4$	kwask ditionowy(III)

Kwasy „tio-” - zamiast tlenu siarka(II)

$H_2S_2O_3$	kwask tiosiarkowy(VI)
H_3PO_3S	kwask monotiofosforowy(V)
H_3POS_3	kwask tritiofosforowy(V)

Kwasy nadtlenowe:

- O - O - **perokso-**
powoli unikać nadtleno-

$HOSO_2OOH$ czyli H_2SO_5 - kwask peroksoosiarkowy(VI)
kwask peroksomonosiarkowy(V)
tradycyjnie - kwask Caro

$HOSO_2OOSO_2OH$ czyli: $H_2S_2O_8$ kwask perokso disiarkowy(VI)

6. Nazwy Anionów:

Kiedy opanowało się nazewnictwo kwasów, tworzenie nazw anionów wydaje się proste. Obowiązują dwie reguły postępowania:

1) *aniony zbudowane z jednakowych atomów*

końcówka „-ek” chlorek, trijodek
wyjątki identyczne jak dla kwasów beztlenowych.

2) *aniony zbudowane z różnych atomów:*

końcówka „-an” - aniony kwasów tlenowych

ClO^-	chloran(I)
ClO_4^-	chloran(VII)
NO_2^-	azotan(III)
NO_3^-	azotan(V)

Izopolikwasy:

$S_2O_7^{2-}$	disiarczan(2-)	<i>system Ewensa-Basseta</i>
	disiarczan(VI)(2-)	<i>system Stocka</i>

$S_5O_5^{2-}$ disiarczan(IV)(2-) **nie używać - pirosiarczyn!**

Jeśli tylko jeden stopień utlenienia możliwy
podajemy tylko ładunek anionu

$Si_2O_7^{6-}$ dikrzemian(6-)

$Si_3O_{10}^{8-}$ trikrzemian(8-)

7. Nazwy kationów:

Nazwy kationów wyprowadzamy od pierwiastka stosując 2-gi przypadek liczby pojedynczej

Cu^{2+} jon (kation) miedzi(II)
 $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ kation heksaakwaglinu

Kationy od rodników: NO^+ kation nitrozyłu
 NO_2^+ kation nitroilu

Kationy powstałe przez przyłączenie do homoatomowych anionów liczby protonów większej od koniecznej do utworzenia cząsteczki obojętnej - końcówka „-oniowy”

H_3O^+ jon oksoniowy
(dopuszczalne wodorowy, ale niezgodne z zaleceniem IUPAC, aby nazwa odzwierciedlała skład)

podobnie produkty protonowania:

PH_4^+ - fosfoniowy

FH_2^+ - fluoroniowy

Pozostaje nazwa „amon” i kationy amoniowe dla NH_4^+

RODNIKI

obojętne lub dodatnie i zawierające atomy tlenu - końcówka „-yl”

OH hydroksyl

CO karbonyl

SO sulfinyl/tionyl

SO₂ sulfonyl/sulfuryl

8. Nazwy soli:

Sole proste - zgodnie z podanymi regułami

Wodorosole:

Nie używać nazwy sole kwaśne (odczyn różny) !

NaHSO ₃	wodorosiarczan(IV) sodu
NaHS	wodorosiarczek sodu
K ₂ HPO ₄	wodorofosforan(V) dipotasu
KH ₂ PO ₄	diwodorofosforan(V) potasu

Sole podwójne, potrójne, itp.:

Dla soli o bardziej skomplikowanej budowie istnieje zasada, że nazwy jonów, zarówno kationów, jak i anionów podajemy w kolejności alfabetycznej. Kolejność ta obowiązuje zarówno w zapisie wzoru, jak i w nazwie.

Przy czym:

1. kationy podajemy z łącznikiem „i”
2. aniony podajemy bez łącznika

I tak:

MgNH₄PO₄ fosforan(V) amonu i magnezu

w zapisie wzoru podajemy pierwszy magnez (Mg) przed symbolem jonu amonowego (NH₄⁺) - kolejność alfabetyczna, ale w nazwie mówimy najpierw „amonu”, potem „magnezu” - kolejność alfabetyczna.

Inne przykłady:

KNaCO ₃	węglan potasu i sodu
Ca ₅ F(PO ₄) ₃	fluorek tris(fosforan(V)) pentawapnia

Do anionów przedrostki zwielokrotniające „bis-”, „tris”, itp.

Hydraty - sole zawierające wodę hydratacyjną

na początku nazwy podajemy nazwę hydrat z liczbą cząsteczek wody

Na ₂ CO ₃ 10H ₂ O	10 hydrat węglanu sodu
AlK(SO ₄) ₂ 12H ₂ O	12 hydrat siarczanu(VI) glinu i potasu

Uwaga:

Nazwy czytamy: dziesięciohydrat i dwunastohydrat, co jest pewną niekonsekwencją wobec zaleceń przechodzenia do liczebników greckich.

9. Nazewnictwo tlenków

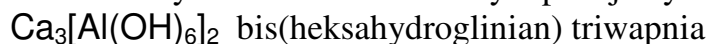
Nazwy tlenków prostych tworzymy zgodnie z podanymi wcześniej regułami (patrz Tabela 2)

9.1. Podwójne wodorotlenki

Jeśli struktura związku nie jest znana, nazwy metali podajemy w kolejności alfabetycznej, np.:



Dla związków o ustalonym wzorze strukturalnym podajemy strukturę, np.:



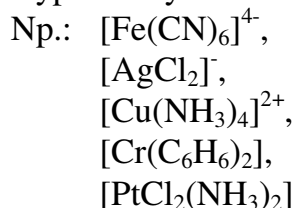
9.2. Nadtlenki

używamy nazwy nadtlenek: nadtlenek baru BaO_2 , nadtlenek sodu Na_2O_2
 KO_2 - ponadtlenek potasu

10. Związki koordynacyjne

10.1. Wzory jonów kompleksowych

We wzorach jonów kompleksowych podaje się symbol atomu centralnego (koordynującego), a następnie symbole ligandów. Wzór jonu podaje się w nawiasie kwadratowym, w prawym górnym indeksie podając ładunek, jeśli wypadkowy ładunek jest różny od zera.



Ligandy są zapisywane w kolejności alfabetycznej symboli atomów, związanych z atomem centralnym. Jeśli są to rozpoczynające się od tej samej litery, decyduje kolejność nazw ligandów (np. „chloro” - Cl przed „cyjano” - CN).

10.2. Nazwy związków kompleksowych

Jeśli jon kompleksowy jest anionem, to obowiązuje podobna zasada jak przy nazwach anionów złożonych - do nazwy jonu centralnego dodaje się końcówkę „-an”, czyli np. rtęcian, niklan, ale z uwzględnieniem polskich zasad językowych - srebrzan (a nie srebran) czy żelazian (a nie żelazan).

Jeśli jon kompleksowy jest kationem, albo posiada wypadkowy ładunek zerowy - końcówki nie dodajemy i nazwa atomu centralnego się nie zmienia.

Nazwy ligandów:

Jeśli ligand jest anionem - w większości przypadków obowiązuje końcówka „-o” (patrz Tabela 3), podobnie jak w językach zachodnich. Jeśli ligand nie ma ładunku, nie stosujemy tej końcówki, ale nazwa jest podawana z rdzeniem łacińskim i stąd może się różnić od nazwy jonu nieskoordynowanego lub cząsteczki. Typowe przykłady podano w Tabeli 3. Dla grupy NH_3 stosujemy np. nazwę „amina”.

TABELA 3 Nazwy najczęściej spotykanych ligandów

Wzór	Nazwa jonu/cząsteczki	Nazwa ligandu
F^-	fluorek	fluoro
Cl^-	chlerek	chloro
I^-	jodek	jodo
O^{2-}	tlenek	okso
H^-	wodorek	hydrido / hydro
HO^-	wodorotlenek	hydrokso
S^{2-}	siarczek	tio
HS^-	wodorosiarczek	merkpto
CN^-	cyjanek	cyjano
NCS^-	izotiocyanian	izotiocyaniano
CH_3O^-	metoksyd	metokso
CH_3COO^-	octan	octano
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	tiosiarczan	tiosiarczano
H_2O	woda	akwa
NH_3	amoniak	amina
CO	karbonyl (grupa)	karbonyl

Ponieważ nazwa ma odzwierciedlać strukturę, nazwa jonu kompleksowego rozpoczyna się od przedrostka liczebnikowego greckiego, określającego liczbę ligandów. Dla przypadków złożonych, stosuje się przedrostki złożone: bis, tris, itp. Następnie podaje się nazwę atomu centralnego (z końcówką „-an” dla anionu lub bez końcówki, jeśli jon nie jest anionem). Ładunek jonu (atomu) centralnego wyrażamy cyfrą rzymską w nawiasie okrągłym -systemie *Stocka*. Dopuszczalny jest system *Ewensa-Basseta* (patrz p.4.3.) ale nie znalazł on większego zastosowania w praktyce.

Czyli nazwy poprzednio podanych jonów brzmiałyby:

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	heksacyjanożelazian(II)
$[\text{AgCl}_2]^-$	dichlorosrebrzan(I)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	tetraaminamiedź(II)
$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$	bis(benzen)chrom(0)
$[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$	diaminadichloroplatyna(II)

Nazwy związków koordynacyjnych podaje się według ogólnych zasad dla związków nieorganicznych, czyli

1/ jeśli jon jest anionem, to rozpoczyna on nazwę związku, np.:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - heksacyjanożelazian(II) potasu

2/ jeśli jon kompleksowy jest kationem, wówczas w nazwie związku znajduje się na miejscu drugim, np:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ chlorek heksaaminakobaltu(III)

Mając nadzieję, że powyższe objaśnienia i przykłady przybliżyły problematykę poprawnego nowoczesnego nazewnictwa chemicznego, po bardziej szczegółowe przykłady odsyłam do literatury.

11. Literatura

1. Polskie Towarzystwo Chemiczne, *Nomenklatura związków nieorganicznych*, Ossolineum, Wrocław 1988.

2. International Union of Pure and Applied Chemistry, *Nomenclature of Inorganic Chemistry. Recommendations 1990* (ed.G.J.Leigh), Blackwell, 1992.

3. Rajmund Sołowiec, *Zasady nowego słownictwa związków nieorganicznych*, WNT, Warszawa 1993.