

Nomenclatura

Nomenclatura sistematica e tradizionale

A ogni sostanza chimica è possibile associare un nome sistematico attenendosi alla *nomenclatura IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry)* che è internazionalmente riconosciuta, o un nome tradizionale attenendosi alla *nomenclatura tradizionale*. In ogni caso i nomi devono essere scritti in minuscolo.

Per esempio: boro e non Boro; cloruro d'argento e non Cloruro d'Argento.

Malgrado la nomenclatura sistematica IUPAC sia in grado di dare un nome a una qualsiasi sostanza in modo non ambiguo, in *chimica inorganica*, per motivi storici e pratici, continua ad avere una certa diffusione la nomenclatura tradizionale, benché sconsigliata se non in pochi casi limite. In *chimica organica* la nomenclatura IUPAC ha praticamente soppiantato quella tradizionale, rivelandosi fin da subito uno strumento indispensabile per riuscire a dare un nome a ciascuno dei milioni di composti organici esistenti.

Nei casi più semplici la nomenclatura tradizionale può coincidere con quella sistematica.

Nomenclatura sostanze elementari

Nella nomenclatura sistematica al nome dell'elemento che costituisce la sostanza elementare si fa precedere uno dei seguenti *prefissi numerici* per indicare il valore numerico dell'indice all'interno della formula.

1	mono (talora <i>proto</i>)	11	undeca	21	hencosa
2	di (o <i>bis</i>)	12	dodeca	22	docosa
3	tri (o <i>tris</i>)	13	trideca	23	tricoso
4	tetra	14	tetradeca	24	tetracoso
5	penta	15	pentadeca	25	pentacoso
6	esa	16	esadeca	26	esacoso
7	epta	17	eptadeca	27	eptacoso
8	octa	18	octadeca	28	octacoso
9	nona	19	nonadeca	29	nonacoso
10	deca	20	icosa	30	triacontos

Vediamo qualche esempio.

Si noti che il prefisso *mono* è obbligatorio nella nomenclatura sistematica solo quando l'elemento può esistere anche nello stato poliatomico (per cui si parla di *argon* e non di *monoargon*).

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
H	mono-idrogeno	idrogeno (atomico)
N	mono-azoto	azoto (atomico)
N ₂	diazoto	azoto (molecolare)
O	mono(o)ssigeno	ossigeno (atomico)
O ₂	diossigeno	ossigeno (molecolare)
O ₃	triossigeno	ozono
S ₆	esazolfo	-
Ar	argon	argon

Ossidi metallici o basici

Gli *ossidi metallici*, o semplicemente *ossidi* per la nomenclatura tradizionale, sono composti binari (solitamente solidi ionici) in cui un metallo (Me) si lega con l'ossigeno avente numero di ossidazione uguale a -2 . Sono detti anche *ossidi basici* perché in acqua danno soluzioni basiche. Il numero di ossidazione verrà ora indicato con l'acronimo *n.o.*

metallo + ossigeno \rightarrow ossido metallico Me_2O_n con $n = n.o.$ del metallo (Me)

+1 -2	+3 -2	+2 -2
Na ₂ O	Fe ₂ O ₃	MgO

Si noti che MgO è la formula brutta di Mg₂O₂.

Il nome sistematico è formato da:

prefisso numerico di O + *ossido di* + prefisso numerico di Me + nome di Me

Per maggiore chiarezza è anche possibile far seguire al nome del metallo il suo stato di ossidazione con la *notazione di Stock*.

Fe₂O₃ triossido di ferro o triossido di ferro (III)

Na₂O *ossido di sodio* (dire monossido di *disodio* non è sbagliato ma è superfluo perché esiste un unico ossido del sodio).

Nomenclatura tradizionale degli ossidi basici

Se il metallo può avere uno o due *n.o.* il nome è formato da:

ossido + radice di Me + *suffisso in funzione del n.o.*

<i>n.o.</i> unico o maggiore	suffisso		
	<i>ossido</i>	radice di Me	<i>ico</i>
<i>n.o.</i> minore	<i>ossido</i>	radice di Me	<i>oso</i>
+2 -2	+3 -2	+1 -2	
FeO ossido ferroso	Fe ₂ O ₃ ossido ferrico	Na ₂ O ossido sodico	

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Al ₂ O ₃	triossido di dialluminio	ossido di alluminio o allumina
CaO	ossido di calcio	ossido di calcio o calce viva
K ₂ O	ossido di potassio	ossido di potassio o potassa caustica
PbO	ossido di piombo (II)	ossido piomboso
PbO ₂	diossido di piombo (IV)	ossido piombico

Ossidi non metallici od ossidi acidi o anidridi

Le *anidridi* sono composti (solitamente covalenti) in cui un *non metallo* (X) si lega con l'ossigeno avente *n.o.* = -2. Sono detti anche *ossidi acidi* perché in acqua danno soluzioni acide.

non metallo + ossigeno → anidride X_2O_n con $n = n.o.$ del non metallo (X)



Si noti che SO_3 è la formula
bruta di S_2O_6 .

Per la nomenclatura sistematica non c'è differenza tra ossidi e anidridi.

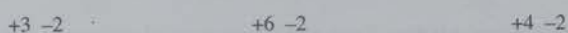
In chimica organica il termine *anidride* indica anche un composto organico di tipo $R_1-CO-O-CO-R_2$.

Nomenclatura tradizionale delle anidridi

Se il non metallo può avere uno o due *n.o.* il nome è formato da:

anidride + radice di X + *suffisso in funzione del n.o.*

			suffisso
<i>n.o.</i> unico o maggiore	<i>anidride</i>	radice di X	<i>ica</i>
<i>n.o.</i> minore	<i>anidride</i>	radice di X	<i>osa</i>



Per esempio: B_2O_3 anidride *borica*, SO_3 anidride *solforica*, SO_2 anidride *solforosa*.

Se il non metallo può avere quattro *n.o.* si segue il seguente schema:

		prefisso		suffisso
<i>n.o.</i> maggiore	<i>anidride</i>	<i>per</i>	radice di X	<i>ica</i>
			radice di X	<i>ica</i>
			radice di X	<i>osa</i>
<i>n.o.</i> minore	<i>anidride</i>	<i>ipo</i>	radice di X	<i>osa</i>

Nel caso degli alogenuri i quattro *n.o.* sono: +1, +3, +5, +7 (il caso di *n.o.* = -1 non si verifica nelle anidridi). Fa eccezione F_2O che, pur non essendo una vera anidride viene tradizionalmente chiamato *anidride fluorica*.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
N_2O_5	pentossido di diazoto (V)	anidride nitrica
CO_2	diossido di carbonio*	anidride carbonica
SO_2	diossido di zolfo (IV)	anidride solforosa
SO_3	triossido di zolfo (VI)	anidride solforica
SiO_2	diossido di silicio (IV)	anidride silicica o silice
Cl_2O	ossido di dicloro (I)	anidride ipoclorosa
Cl_2O_3	triossido di dicloro (III)	anidride clorosa
Cl_2O_5	pentossido di dicloro (V)	anidride clorica
Cl_2O_7	eptossido di dicloro (VII)	anidride perclorica

* Nel caso dell'anidride carbonica è più comune la dicitura biossido di carbonio invece che diossido di carbonio.

Nel caso di ossidi e anidridi in cui gli indici della formula siano 2 e 3 il nome tradizionale può anche essere composto da:

sesquiossido di + nome elemento

Per esempio: Fe_2O_3 sesquiossido di ferro, Cl_2O_3 sesquiossido di cloro.

Ossidi e anidridi particolari

Nella nomenclatura tradizionale di ossidi e anidridi (ma non solo) vi sono molti casi "ambigui" ed eccezioni.

Riportiamo di seguito alcune particolarità suddivise per elemento.

C carbonio (+2, +4)

CO prende solo il nome di *ossido di carbonio* e mai di anidride carboniosa.

S zolfo (+2, +4, +6)

La nomenclatura tradizionale con i suffissi *-osa* e *-ica* si riferisce solo alle anidridi con *n.o.* = +4 e +6.

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
SO_3	anidride solforica	+6
SO_2	anidride solforosa	+4
SO	protossido di zolfo	+2

V vanadio (+3, +5)

Si comporta da *metallo* con *n.o.* = +3 e da *non metallo* con *n.o.* = +5.

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
V_2O_5	anidride vanadica	+5
V_2O_3	ossido vanadioso	+3

Cr cromo (+2, +3, +6)

Si comporta da *metallo* con *n.o.* = +2 e +3 e da *non metallo* con *n.o.* = +6.

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
CrO_3	anidride cromica	+6
Cr_2O_3	ossido cromatico	+3
CrO	ossido cromoso	+2

Mn manganese (+2, +3, +4, +6, +7)

Si comporta da *metallo* con la coppia di *n.o.* più bassa e da *non metallo* con la coppia di *n.o.* più alta.

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
Mn_2O_7	anidride permanganica	+7
MnO_3	anidride manganica	+6
MnO_2	biossido di manganese	+4
Mn_2O_3	ossido manganico	+3
MnO	ossido manganoso	+2

Per quanto riguarda gli elementi del Gruppo 5A (N, P, As, Sb, Bi) si usano in genere solo i *n.o.* = +3 e +5 per nominare le anidridi secondo il solito schema.

Il caso dell'azoto merita, tuttavia, una trattazione a parte in quanto può formare svariati tipi di ossidi. A parte forse i casi dell'anidride nitrica e nitrosa per gli ossidi dell'azoto è preferibile adottare la nomenclatura sistematica.

N azoto (-3, +1, +2, +3, +4, +5)

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
N ₂ O ₅	anidride nitrica	+5
NO ₂ o N ₂ O ₄	biossido di azoto o ipozotite	+4
N ₂ O ₃	anidride nitrosa	+3
NO	ossido nitrico o nitrossido	+2
N ₂ O	anidride iponitrosa o gas esilarante o protossido di azoto o NOS	+1

Riportiamo di seguito una tabella riassuntiva in cui si indicano i suffissi oso/osa e ico/ica da utilizzare in funzione dei numeri di ossidazione.

	Numeri di ossidazione (<i>n.o.</i>)						
	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Gruppo 1A	ico						
Gruppo 2A		ico					
Gruppo 3B			ico				
Gruppo 4B				ico			
V			oso		ica		
Cr		oso	ico			ica	
Mn		oso	ico			ica	per...ica
Fe, Co, Ni		oso	ico				
Pd, Pt		oso		ico			
Cu	oso	ico					
Ag	ico						
Au	oso		ico				
Hg	oso	ico					
Gruppo 3A			ico				
Gruppo 4A		oso/a		ico/a			
Gruppo 5A			osa		ica		
Gruppo 6A				osa		ica	
Gruppo 7A	ipo...osa		osa		ica		per...ica

Perossidi e superossidi

I *perossidi* sono composti contenenti il gruppo *perossido*: —O—O—. In essi l'ossigeno ha sempre *n.o.* = -1. Il nome è dato da:

perossido di + nome elemento (solitamente poco elettronegativo)

Na₂O₂ *perossido di sodio*
 CaO₂ *perossido di calcio*
 H₂O₂ *perossido di idrogeno o acqua ossigenata*

I *superossidi* sono composti ionici formati dall'anione superossido O₂⁻ e dal catione di un metallo alcalino. Il nome è dato da:

superossido di + nome metallo alcalino

NaO_2 *superossido di sodio*

Idrossidi

Sono composti ionici formati dall'anione idrossido OH^- e dal catione di un metallo (Me). Hanno formula generale $\text{Me}(\text{OH})_n$ con n pari al *n.o.* del metallo. Si ottengono facendo reagire un metallo del I° e II° gruppo o un ossido metallico (basico) con una o più molecole d'acqua (H_2O). Sciolti in acqua danno soluzioni basiche.

Sia per il nome sistematico sia per quello tradizionale ci si attiene alle stesse regole adottate per gli ossidi, con la sola differenza che il termine *ossido* si sostituisce con il termine *idrossido*.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	diidrossido di magnesio	idrossido di magnesio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	triidrossido di alluminio	idrossido di alluminio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio	idrossido di calcio o calce spenta
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	diidrossido di piombo (II)	idrossido piomboso
$\text{Pb}(\text{OH})_4$	tetraidrossido di piombo (IV)	idrossido piombico

Ossiacidi od ossoacidi o acidi ossigenati

Sono composti formati da idrogeno, non metallo (X) e ossigeno di formula generale: $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$.

Si formano per lo più dalla reazione dell'anidride corrispondente con una (o più) molecole d'acqua. Sciolti in acqua danno soluzioni acide.

Il nome sistematico (poco usato) è formato da:

acido + pref. num. di O + *osso* + pref. num. di X + radice di X + *ico*
(il tutto seguito eventualmente dalla notazione di Stock)

H_2CO_3 *acido triossocarbonico* (IV);
 H_3PO_4 *acido tetraossofosforico* (V);
 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ *acido eptaossodicromico* (VI);
 H_2SO_3 *acido triossosolforico* (IV)

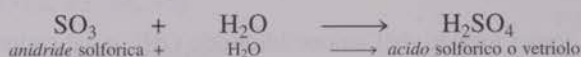
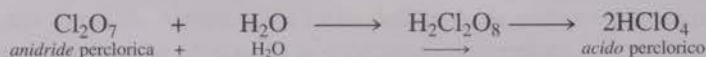
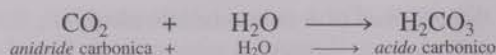
In alternativa, l'ossoacido può essere considerato un sale di idrogeno e seguire la nomenclatura dei sali (vedi poi). In questo modo è possibile specificare anche il numero di atomi di idrogeno presenti. Il nome risulta:

pref. num. di O + *osso* + radice di X + *ato* + *di* + pref. num. di H + *idrogeno*

H_2CO_3 *triossocarbonato* (IV) *di diidrogeno*;
 H_3PO_4 *tetraossofosforato* (V) *di triidrogeno*;
 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ *eptaossodicromato* (VII) *di diidrogeno*;
 H_2SO_3 *triossolforato* (IV) *di diidrogeno*.

La nomenclatura tradizionale (più usata) nomina gli ossoacidi in modo leggermente diverso a seconda del numero di molecola di acqua che servono per ottenere una molecola di acido a partire da una di anidride.

Se la molecola di ossoacido deriva idealmente da 1 molecola di anidride e 1 molecola di acqua, il suo nome tradizionale si ottiene da quello dell'anidride corrispondente, sostituendo al termine *anidride* il termine *acido*.



Un modo analogo per ricavare il nome è partire dal *n.o.* del *non metallo* (X) e seguire gli stessi schemi utilizzati per dare il nome alle anidridi. Qui di seguito, per esempio, mostriamo lo schema utilizzabile nel caso degli alogeni (4 *n.o.* possibili).

	prefisso		suffisso	
<i>n.o.</i> maggiore	<i>acido</i>	<i>per</i>	radice di X	<i>ico</i>
			radice di X	<i>ico</i>
			radice di X	<i>oso</i>
<i>n.o.</i> minore	<i>acido</i>	<i>ipo</i>	radice di X	<i>oso</i>

HClO₄ acido perclorico (*n.o.* del cloro pari a +7)

HClO₃ acido clorico (*n.o.* del cloro pari a +5)

HClO₂ acido cloroso (*n.o.* del cloro pari a +3)

HClO acido ipocloroso (*n.o.* del cloro pari a +1)

Vi sono anidridi che possono reagire con più molecole di H₂O per formare ossoacidi diversi. Per la nomenclatura sistematica questo fatto non costituisce nessuna particolarità ma per quella tradizionale si sono dovute trovare nuove regole non prive di complicazioni. Il nome è in genere dato da:

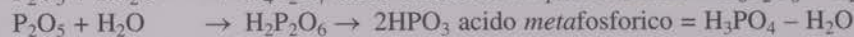
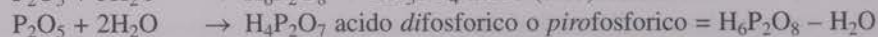
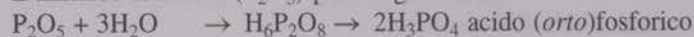
acido + prefisso in funzione del grado di idratazione + radice di X + ico

	prefisso
L'acido corrisponde al massimo grado di idratazione dell'anidride (di solito 3 molecole di H ₂ O per 1 di anidride)	<i>(orto)</i>
L'acido deriva per riscaldamento da 2 molecole di acido <i>orto</i> - H ₂ O (di solito 2 molecole di H ₂ O per 1 di anidride)	<i>di o piro</i>
L'acido deriva da 1 molecola di acido <i>orto</i> - H ₂ O (di solito 1 molecola di H ₂ O per 1 di anidride)	<i>meta</i>

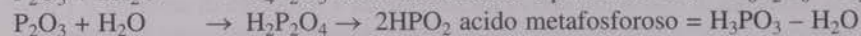
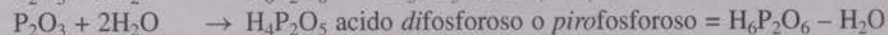
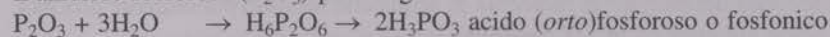
Si noti che i prefissi *di* (*doppio*) o *piro* (in greco *fuoco*) derivano proprio dal fatto che occorre *scaldare* 2 molecole di ortoacido per ottenere il *diacido* o *piroacido* corrispondente.

Riportiamo di seguito i casi più comuni.

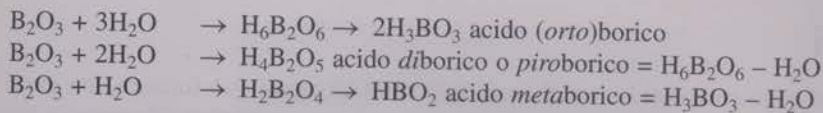
L'anidride fosforica (P₂O₅) può reagire con un massimo di 3 molecole di H₂O.



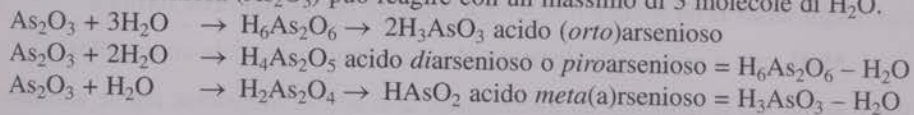
L'anidride fosforosa (P₂O₃) può reagire con un massimo di 3 molecole di H₂O.



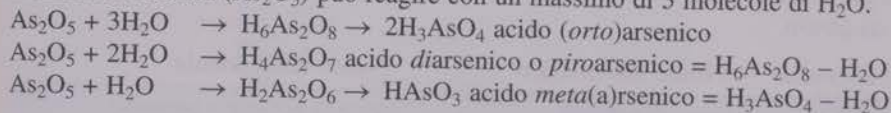
L'anidride borica (B₂O₃) può reagire con un massimo di 3 molecole di H₂O.



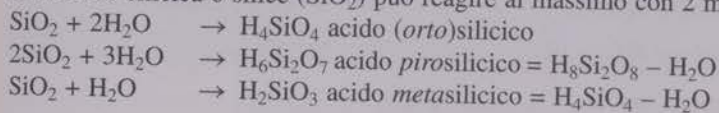
L'anidride arseniosa (As_2O_3) può reagire con un massimo di 3 molecole di H_2O .



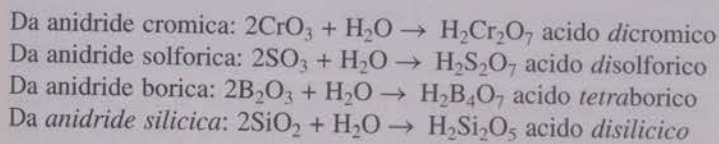
L'anidride arsenica (As_2O_5) può reagire con un massimo di 3 molecole di H_2O .



L'anidride silicica o silice (SiO_2) può reagire al massimo con 2 molecole di H_2O .



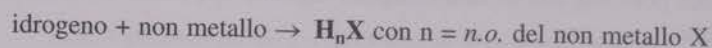
Vi sono, infine, anidridi che reagiscono proporzionalmente con $\frac{1}{2}$ molecola di H_2O . Per esse il prefisso non dipende dal grado di idratazione ma trattasi di *prefisso numerico riferito al non metallo*. Di seguito alcuni tra i casi principali.



Per evitare ambiguità, $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$ non è detto *acido disilicico* ma solo *acido piro-silicico* per non confonderlo con $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$.

Idracidi

Sono composti (per lo più ionici) in cui uno o più atomi di idrogeno si legano con un atomo di un non metallo (X). Il *n.o.* di H è sempre +1.



Gli idracidi sono solitamente gassosi ma è uso attribuire il loro nome anche alle corrispondenti soluzioni acquose (che sono acide). Il nome sistematico è dato da:

radice di X + *uro* + *di idrogeno*

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
HCl	cloruro di idrogeno	acido cloridrico o muriatico
HF	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
HBr	bromuro di idrogeno	acido bromidrico
HI	ioduro di idrogeno	acido iodidrico
H_2S	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico
H_2Se	seleniuro di diidrogeno	acido selenidrico

Un idracido "atipico" è HCN: cianuro di idrogeno o *acido cianidrico*, in cui il non metallo è sostituito dall'anione *cianuro* (CN^-).

Idruri

Gli idruri sono composti binari di vario tipo che l'idrogeno può formare con quasi tutti gli elementi ma soprattutto con quelli poco elettronegativi. Sono fortemente basici. Negli idruri H ha sempre *n.o.* = -1 e compare per ultimo nella formula.

MeH_n con $n = n.o.$ dell'elemento Me (non necessariamente un metallo)

Per il nome, sia sistematico sia tradizionale, ci si attiene alle stesse regole adottate per gli ossidi corrispondenti, con la sola differenza che il termine *ossido* è sostituito da *idruro*.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
KH	<i>idruro</i> di potassio	<i>idruro</i> di potassio o potassico
CaH ₂	<i>diidruro</i> di calcio	<i>idruro</i> di calcio o calcico
FeH ₂	<i>diidruro</i> di ferro (II)	<i>idruro</i> ferroso

Le principali eccezioni sono:

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
NH ₃	<i>triidruro</i> di azoto	ammoniaca
PH ₃	<i>triidruro</i> di fosforo	fosfina
AsH ₃	<i>triidruro</i> di arsenico	arsina
SiH ₄	<i>tetraidruro</i> di silicio	silano

Più generalmente, un *silano* è un composto di formula generale Si_nH_{2n+2} del tutto analogo a un alcano (vedi Capitolo 21). Il nome di ogni silano si compone del termine *silano* preceduto da un prefisso numerico a indicare il numero di atomi di silicio nella molecola. Si₂H₆ è il *disilano*, Si₃H₈ è il *trisilano* ecc.

Si noti, infine, come l'ammoniaca sia un idruro molto particolare in quanto in essa l'idrogeno ha numero di ossidazione pari a +1. Non viene scritta come H₃N per sottolineare il fatto che non è un idracido ma ha proprietà basiche. Il termine triidruro di azoto non è mai usato.

Anioni monoatomici e omopoliatomici

Il nome dei possibili anioni dell'ossigeno dipende dal numero di ossidazione di quest'ultimo.

Formula	Nome tradizionale	<i>n.o.</i>
O ²⁻	ione ossido	-2
O ₂ ²⁻	ione perossido	-1
O ₂ ⁻	ione superossido	-1/2
O ₃ ⁻	ione ozonuro	-1/3

A parte il caso degli anioni dell'ossigeno, gli altri anioni sono per lo più idealmente derivabili dalla dissociazione completa di idracidi in acqua e il nome è dato da:

ione + (prefisso numerico) + radice di elemento + *uro*

Formula	Nome
Al ³⁻	<i>ione</i> alluminio
As ³⁻	<i>ione</i> arsenuro
B ³⁻	<i>ione</i> boruro
Br ⁻	<i>ione</i> bromuro

C^{4-}	ione carburo
Cl^{-}	ione cloruro
F^{-}	ione fluoruro
H^{-}	ione idruro
I^{-}	ione ioduro
K^{-}	ione caluro
N^{3-}	ione nitruro
N_3^{-}	ione trinitruro o azoturo
Na^{-}	ione natruro
P^{3-}	ione fosfuro
S^{2-}	ione solfuro
S_2^{2-}	ione disolfuro
Sb^{3-}	ione antimonuro
Se^{2-}	ione selenuro
Si^{4-}	ione siliciuro

Se si aggiungono H^{+} si possono formare anioni acidi derivabili per lo più (idealmente) dalla dissociazione incompleta di idracidi poliprotici.

	Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Da $H_2S \rightarrow H^{+} +$	HS^{-}	ione idrogeno solfuro	ione solfuro <i>acido</i>
Da $H_2O \rightarrow H^{+} +$	OH^{-}	ione idrossido	ione idrossido
Da $H_2Se \rightarrow H^{+} +$	HSe^{-}	ione idrogeno selenuro	ione selenuro <i>acido</i>
	HS_2^{-}	ione idrogeno disolfuro	ione disolfuro <i>acido</i>

Dalla dissociazione dell'acido cianidrico HCN deriva lo *ione cianuro* CN^{-} .

Ossoanioni

Sono anioni che derivano dalla dissociazione degli ossoacidi in acqua. Il nome sistematico è dato da:

ione + prefisso numerico di O + *osso* + radice di X + *ato*

Per il nome tradizionale si parte dal nome dell'ossoacido di partenza e si fanno le seguenti sostituzioni:

acido → *ione* *...ico* → *...ato* *...oso* → *...ito*

	Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Da <i>acido solforico</i> $H_2SO_4 \rightarrow 2H^{+} +$	$(SO_4)^{2-}$	ione tetraossosolfato (VI)	ione solfato
Da <i>acido solforoso</i> $H_2SO_3 \rightarrow 2H^{+} +$	$(SO_3)^{2-}$	ione triossosolfato (IV)	ione solfito
Da <i>acido nitrico</i> $HNO_3 \rightarrow H^{+} +$	$(NO_3)^{-}$	ione triossonitrato (V)	ione nitrato
Da <i>acido nitroso</i> $HNO_2 \rightarrow H^{+} +$	$(NO_2)^{-}$	ione diossonitrato (III)	ione nitrito
Da <i>acido permanganico</i> $HMnO_4 \rightarrow H^{+} +$	$(MnO_4)^{-}$	ione tetraossomanganato (VII)	ione permanganato
Da <i>acido perclorico</i> $HClO_4 \rightarrow H^{+} +$	$(ClO_4)^{-}$	ione tetraossoclorato (VII)	ione perclorato

Da <i>acido ipocloroso</i> $\text{HClO} \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{ClO})^-$	ione monossoclorato (I)	ione ipoclorito
Da <i>acido fosforico</i> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ +$	$(\text{PO}_4)^{3-}$	ione tetraossofosfato (V)	ione fosfato

Per gli ossoanioni acidi, ovvero quelli che derivano da una parziale dissociazione dell'ossoacido di partenza, occorre indicare anche il numero degli idrogeni acidi.

	Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Da <i>acido solforico</i> $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{HSO}_4)^-$	ione idrogenotetraossozolfo (VI)	ione solfato acido
Da <i>acido fosforico</i> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ +$	$(\text{HPO}_4)^{2-}$	ione idrogenotetraossofosfato (V)	ione fosfato acido
Da <i>acido fosforico</i> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$	ione didrogenotetraossofosfato (V)	ione fosfato biacido
Da <i>acido carbonico</i> $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}^+ +$	$(\text{HCO}_3)^-$	ione idrogenotriossozolfo (IV)	ione carbonato acido

Nella nomenclatura tradizionale, gli anioni acidi ammettono anche il prefisso *bi-*.

Lo ione $(\text{HCO}_3)^-$ è pertanto noto anche come ione bicarbonato, mentre gli ioni $(\text{HPO}_4)^{2-}$ e $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ sono generalmente degli ioni bifosfati.

Ci sono, infine, gli *anioni basici* (poco comuni) che derivano dall'unione di anioni ossidrilici (OH^-) con un altro anione.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$[(\text{OH})\text{Cl}]^{2-}$	ione idrossicloruro	ione cloruro (mono)basico
$[(\text{OH})_6\text{SO}_4]^{8-}$	ione esaidrossitetraossozolfo (VI)	ione solfato esabasicco

Gli anioni che non sono né acidi né basici sono detti *neutri*.

Cationi monoatomici

Il nome sistematico è dato da:

ione + nome elemento con n.o.

Il nome tradizionale è dato da:

ione + radice elemento + suffisso oso o ico in funzione del n.o.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
Cu^+	ione rame (I)	ione rameoso
Cu^{2+}	ione rame (II)	ione rameico
Fe^{2+}	ione ferro (II)	ione ferroso
Fe^{3+}	ione ferro (III)	ione ferrico
H^+	ione idrogeno	–
Na^+	ione sodio	ione sodico
Zn^{2+}	ione zinco	–
Au^{3+}	ione oro (III)	ione aurico
Sn^{2+}	ione stagno (II)	ione stannoso
Sn^{4+}	ione stagno (IV)	ione stannico

Cationi poliatomici

Tra i cationi poliatomici, molti contengono idrogeno e un non metallo (X) e derivano idealmente da idracidi o idruri + H^+ . Il nome è dato da:

ione + radice di X + onio

H_3O^+	<i>ione ossonio</i> (o ione idronio o ione idrossonio o idrogenione)
NH_4^+	<i>ione ammonio</i>
AsH_4^+	<i>ione arsonio</i>
H_3S^+	<i>ione solfonio</i>
PH_4^+	<i>ione fosfonio</i>
SbH_4^+	<i>ione stibonio</i>
H_3Se^+	<i>ione selenonio</i>
H_2F^+	<i>ione fluoronio</i>
H_2Cl^+	<i>ione cloronio</i>
H_2Br^+	<i>ione bromonio</i>
H_2I^+	<i>ione iodonio</i>

Tra gli altri cationi poliatomici i più comuni sono:

PO^+	<i>ione fosforile</i>
CO^+	<i>ione carbonile</i>
NO^+	<i>ione nitrosile</i>

Sali

I sali sono composti (per lo più ionici) tra cationi e anioni e formano spesso dei cristalli. Un sale si dice di un certo acido se deriva dal suo anione e si dice di un certo metallo se il suo catione è costituito da quel metallo. Se solubili in acqua si dissociano negli ioni di partenza. Possono essere neutri, acidi o basici a seconda che gli anioni da cui derivano siano neutri, acidi o basici.

Na_3PO_4	sale neutro	$\leftarrow [3Na^+ + (PO_4)^{3-}]$	} sali di sodio (sodici) dell'acido (orto)fosforico H_3PO_4
Na_2HPO_4	sale (mono)acido	$\leftarrow [2Na^+ + (HPO_4)^{2-}]$	
NaH_2PO_4	sale biacido	$\leftarrow [Na^+ + (H_2PO_4)^-]$	
$Ca(OH)Cl$	sale (mono)basico	$\leftarrow [Ca^{2+} + (OH)Cl^{2-}]$	

I sali aventi in comune uno stesso anione prendono il generico nome dell'anione stesso e ne costituiscono una "famiglia". Per esempio, dall'anione *fluoruro* nascono i *fluoruri*, dall'anione *perclorato* i *perclorati*, dall'anione *solfato* i *solfati* ecc.

Di seguito proponiamo un esempio di alcuni nitrati (sali derivanti da anione nitrato NO_3^- e dunque, idealmente, dall'acido nitrico HNO_3): $NaNO_3$, NH_4NO_3 , $Ca(NO_3)_2$.

Il nome sistematico (prefissi numerici a parte) è dato da:

nome anione (escluso *ione*) + *di* + nome elemento catione

oppure, più raramente,

nome elemento catione + nome anione (escluso *ione*)

Il nome tradizionale è dato da:

nome anione (escluso *ione*) + nome catione (escluso *ione*)

Soprattutto nella nomenclatura dei sali è possibile trovare nomi che sono un misto di nomenclatura tradizionale e sistematica. In genere, si preferiscono i nomi più brevi e meno ambigui.

Per esempio, NaHCO_3 può essere nominato in molti modi.

Formula	Possibili nomi	Derivazione sistematica/tradizionale
NaHCO_3	idrogeno triossocarbonato (IV) di sodio	nomi sistematici
	idrogeno triossocarbonato di sodio	
	sodio idrogeno triossocarbonato (IV)	
	sodio idrogeno triossocarbonato	
	idrogeno triossocarbonato (IV) sodico	nomi sistematici con contaminazioni tradizionali
	idrogeno triossocarbonato sodico	
	carbonato acido di sodio	nomi tradizionali
	bicarbonato di sodio	
	bicarbonato sodico	
	sodio bicarbonato	
sodio carbonato acido	nomi tradizionali con contaminazioni sistematiche	

Vediamo ora qualche altro esempio di nome di sali.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
CaF_2	difluoruro di calcio	fluoruro calcico
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	bis(diossonitrato) (III) di ferro (II)	nitrito ferroso
$\text{Pb}(\text{ClO})_4$	tetra(monossoclorato) (I) di piombo (IV)	ipoclorito piombico
NaClO	monossoclorato (I) di sodio	ipoclorito di sodio (in soluzione acquosa assume molti nomi come amuchina, candeggina, conegrina ecc.)
SiC	carburo di silicio	carborundum
NH_4Cl	cloruro di ammonio	cloruro di ammonio
CuSO_4	tetraossosolfato (VI) di rame (II)	solfato rameico o solfato di rame
KCN	cianuro di potassio	cianuro di potassio
$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$	idrossicloruro di calcio	cloruro basico di calcio
COCl_2	ossidicloruro di carbonio	cloruro di carbonile o fosgene
NaBO_3	triossoborato di sodio	perborato sodico

Sali doppi

Un sale doppio è il prodotto dell'unione di due sali semplici aventi l'anione in comune e il catione diverso, o, più raramente, il catione in comune e l'anione diverso. Molto raramente si possono incontrare sali doppi aventi sia l'anione sia il catione diversi.

In generale, il termine *allume* si riferisce a solfati doppi che non necessariamente devono contenere alluminio come metallo.

Formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ oppure $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (è la roccia dolomitica)	bistriossicarbonato di calcio e magnesio	carbonato (doppio) di calcio e magnesio

$KAl(SO_4)_2$	bistetraossosolfato (VI) di potassio e alluminio	solfo (doppio) di alluminio e potassio allume di potassio allume di rocca
$KCr(SO_4)_2$	bistetraossosolfato (VI) di potassio e cromo	solfo (doppio) di potassio e cromo allume cromo potassico

Idrati

Sono composti contenenti acqua in proporzioni ben definite. Lo stato chimico dell'acqua può variare a seconda degli idrati ma trattasi solitamente di acqua di cristallizzazione ovvero di molecole che vengono intrappolate all'interno di un solido ionico durante la cristallizzazione per effetto di legami di tipo secondario. L'acqua di cristallizzazione viene scritta dopo la molecola del sale, separata da un punto. Il nome è dato da:

nome composto (di solito sale) + pref. num. di H_2O + *idrato*

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	solfo rameico <i>pentaidrato</i>
$SrCl_2 \cdot 6H_2O$	dicloruro di stronzio <i>esaidrato</i>
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	dicloruro di cobalto (II) <i>esaidrato</i>
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	solfo di calcio <i>biidrato</i> o gesso

Il termine *carboidrati* (o *idrati di carbonio*) nasce storicamente in chimica organica per indicare composti (zuccheri) di generica formula $C_x(H_2O)_y$ anche se si è poi scoperto che la loro struttura non contiene acqua di cristallizzazione e che non sono degli idrati.

Numero CAS e codici E

Oltre alla nomenclatura IUPAC e a quella tradizionale si sta sempre più diffondendo un modo alternativo per identificare in modo univoco ogni sostanza chimica. Il *Chemical Abstracts Service* (CAS), una divisione della *American Chemical Society*, assegna, infatti, a ogni sostanza chimica descritta in letteratura un *numero CAS* che è costituito da tre sequenze di numeri separati da trattini. Il primo gruppo è costituito da un numero variabile di cifre, fino a sei, il secondo da due cifre, mentre il terzo e ultimo gruppo è costituito da una singola cifra che serve da codice di controllo. I numeri sono assegnati in ordine progressivo e non hanno quindi nessun significato chimico. Per esempio, il numero CAS dell'acqua è 7732-18-5. Se una molecola ha più isomeri a ciascun isomero è assegnato un numero CAS differente.

Per quanto riguarda le sostanze usate come additivi alimentari, la Comunità Economica Europea (C.E.E.) ha introdotto nel 1962 i *codici E* (sigla numerica preceduta dalla lettera *E*) per contrassegnare quelle autorizzate a livello europeo. L'elenco di tali sostanze e i relativi codici sono in continua evoluzione. Di seguito le principali classificazioni: da E100 a E199 (coloranti); da E200 a E299 (conservanti); da E300 a E399 (antiossidanti e regolatori di acidità); da E400 a E499 (addensanti, stabilizzanti ed emulsionanti); da E500 a E599 (regolatori di acidità e anti-agglomeranti); da E600 a E699 (esaltatori di sapidità).