

Nomenclatura Chimica

La TAVOLA PERIODICA

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun								

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Gli elementi, per proprietà fisica e comportamento chimico, si possono suddividere in **METALLI** e **NON METALLI**. Esistono alcuni elementi che, in corrispondenza di un loro numero di ossidazione, presentano caratteristiche intermedie e sono detti **ANFOTERI**.

Numero Atomico

- **Numero atomico: Numero dei protoni contenuti nel nucleo atomico: è il parametro che identifica un elemento. Si indica con la lettera Z.**

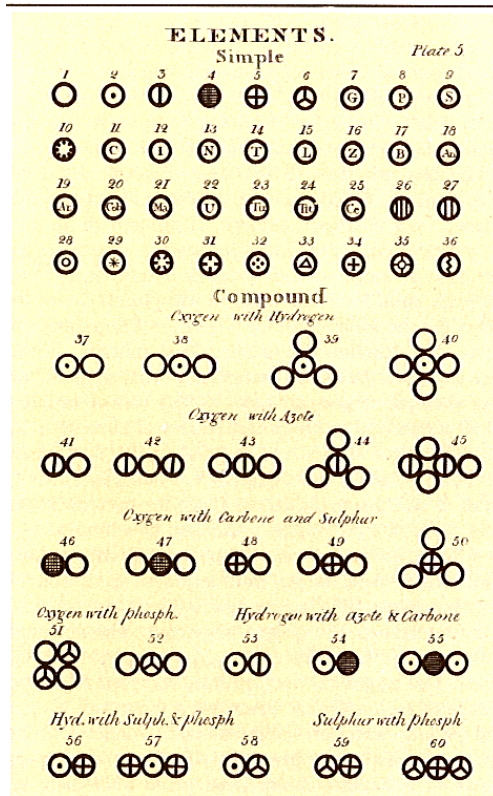
Numero di Massa

■ **Numero di massa**: Numero totale dei nucleoni (protoni più neutroni) presenti nel nucleo di un dato atomo: è il parametro che identifica i vari isotopi di uno stesso elemento. Si indica con la lettera A.



Quando è necessario indicare il numero di massa e il numero atomico di un isotopo, il primo viene posto in alto a sinistra e il secondo in basso a sinistra

Nomenclatura Chimica



Le regole di nomenclatura attualmente in uso sono state formulate dalla **COMMISSIONE dell'UNIONE di CHIMICA PURA e APPLICATA (IUPAC)**. In base a tali regole è possibile stabilire la formula del composto e risalire al nome dalla formula.

- Ad ogni numero atomico (Z) corrisponde un dato elemento.
- Ogni elemento può essere rappresentato con un simbolo.

NUMERO DI OSSIDAZIONE

Rappresenta lo stato di combinazione di un elemento in un composto, da un punto di vista formale e pratico. Esso consiste nella **carica elettrica formale** che l'elemento assume in un composto se si pensa di associare gli elettroni di ciascun legame all'atomo considerato più **elettronegativo**. Il numero di ossidazione può quindi assumere valori sia positivi che negativi. Quando gli elettroni di legame vengono assegnati all'elemento più elettronegativo, esso si carica di tante cariche negative quanti sono gli elettroni acquistati.

NON SEMPRE LA VALENZA COINCIDE CON IL NUMERO DI OSSIDAZIONE

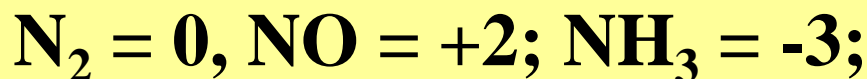
	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₂ H ₄	C ₂ H ₂
Valenza	4	4	4	4
N. ossidaz.	-4	-3	-2	-1

Numero di ossidazione

1. Numeri di ossidazione del carbonio:



2. Numeri di ossidazione dell'azoto:



3. O in OH⁻: ?; N in NH₄⁺ = ?; S in SO₄²⁻ = ?

In una molecola la somma algebrica dei n.o. degli atomi è 0.

In uno ione la somma algebrica è uguale alla carica dello ione

METALLI-NON METALLI-ANFOTERI

H. Idrogeno -1 , $+1$ (non metallo)

Primo Gruppo (+1)

Sottogruppo A

(metalli alcalini)

Li. Litio $+1$

Na. Sodio $+1$

K. Potassio $+1$

Sottogruppo B

(metalli nobili)

Cu. Rame $+1, +2$

Ag. Argento $+1$

Au. Oro $+1, +3$

Secondo Gruppo (+2)

Sottogruppo A

(metalli alcalino-terrosi)

Mg. Magnesio $+2$

Ca. Calcio $+2$

Sr. Stronzio $+2$

Ba. Bario $+2$

Sottogruppo B

Zn. Zinco $+2$ (*anfotero*)

Cd. Cadmio $+2$ (*metallo*)

Hg. Mercurio $+2, +1$ (*metallo*)

Terzo Gruppo (+3)

(terre)

B. Boro +3 (*non metallo*)

Al. Alluminio +3 (*anfotero*)

Ce. Cerio +3, +4 (*metallo*)

Quarto Gruppo(4)

(sottogr. A del carbonio)

C. Carbonio (+2), +4 (*non metallo*)

Si. Silicio (+2), +4 (*non metallo*)

Sn. Stagno (+2), +4 (*anfotero*)

Pb. Piombo (+2), +4 (*metallo*)

Quinto Gruppo (-3,+5)

Sottogruppo A dell'azoto

N. Azoto -3, +5 (*non metallo*)

P. Fosforo -3, (+3), +5 (*non metallo*)

Sesto Gruppo(-2)

Sottogruppo A

(non-metalli, calcogeni)

O. Ossigeno -2, (-1 nei perossidi)

S. Zolfo +2, +4, +6 (-2 con l'idrogeno)

Sottogruppo B

Settimo Gruppo

Sottogruppo A

(Non metalli, alogeni)

F. Fluoro	-1
Cl. Cloro	-1,+1, +3, +5, +7
Br. Bromo	-1,+1, +3, +5, +7
I. Iodio	-1,+1, +3, +5, +7

Sottogruppo B

Mn. Manganese	+2 (<i>metallo</i>)
	+3 (<i>anfotero</i>)
	+6,+7 (<i>non metallo</i>)

Ottavo Gruppo

(metalli)

Fe. Ferro	+2, +3
Co. Cobalto	+2, +3
Ni. Nichel	+2, +3

Note

Carbonio: solo composti inorganici

Ossigeno: -1 nei perossocomposti

Idrogeno: -1 negli idruri

Tutti gli elementi, come sostanze semplici, hanno n. o. zero

DETERMINAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE DEGLI ELEMENTI NEI LORO COMPOSTI

Il n.o. di un atomo in una molecola può essere determinato in base alle seguenti semplici regole:

- 1) Il n.o. di una specie elementare è **zero**.
- 2) Nel calcolo del n.o. non si tiene conto dei legami tra atomi dello stesso elemento.
- 3) Il n.o. di un catione o di un anione corrisponde alla propria carica.
- 4) L'idrogeno H ha sempre n.o. **+1**, tranne che negli idruri (composti binari con i metalli) in cui presenta n.o. **-1**.
- 5) L'ossigeno O ha sempre n.o. **-2**, tranne in OF_2 (n.o. **+2**) nei perossidi ($-\text{O}-\text{O}-$, n.o. **-1**) e nei superossidi (n.o. **$-1/2$**).

- Il fluoro F ha sempre n.o. **-1**.
- Il cloro Cl ha sempre n.o. **-1**, tranne nei legami con F e con O → n.o. positivi.
- Il Br ha sempre n.o. **-1** tranne nei legami con F, O e Cl → n.o. positivi.
- I metalli hanno sempre n.o. positivi; i metalli alcalini: n.o.+1
- I metalli alcalino terrosi, Zn e Cd: n. o. + 2.
- Il B e l'Al: n.o. +3
- In una molecola la somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi deve essere **zero**.
- In uno ione (positivo o negativo) la somma algebrica dei n.o. deve essere uguale alla **carica** dello ione stesso.

FORMULE CHIMICHE

- **FORMULA MINIMA (o SEMPLICE o BRUTA):** esprime il rapporto tra i diversi atomi di una molecola, utilizzando i più piccoli numeri interi come pedici (per composti molecolari, covalenti e ionici).



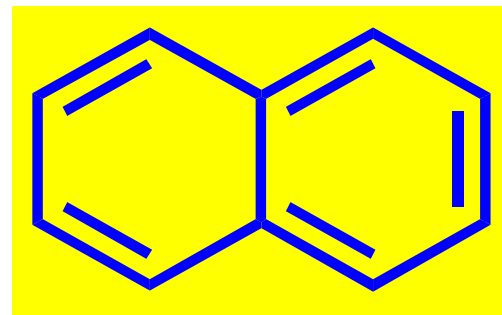
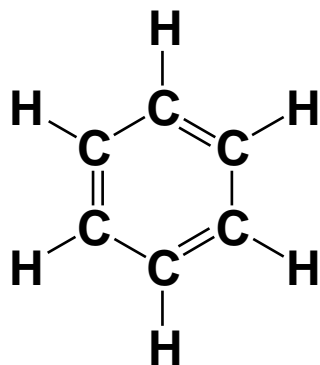
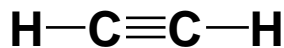
- **FORMULA MOLECOLARE:** esprime non solo il rapporto tra gli atomi dei vari elementi, ma indica anche il numero reale di atomi dei vari elementi in una singola molecola (per composti molecolari).



FORMULA DI STRUTTURA:

indica come gli atomi di una molecola sono uniti tra loro e come sono disposti nello spazio

CH: C₂H₂ o C₆H₆ ?



naftalene

ELEMENTI

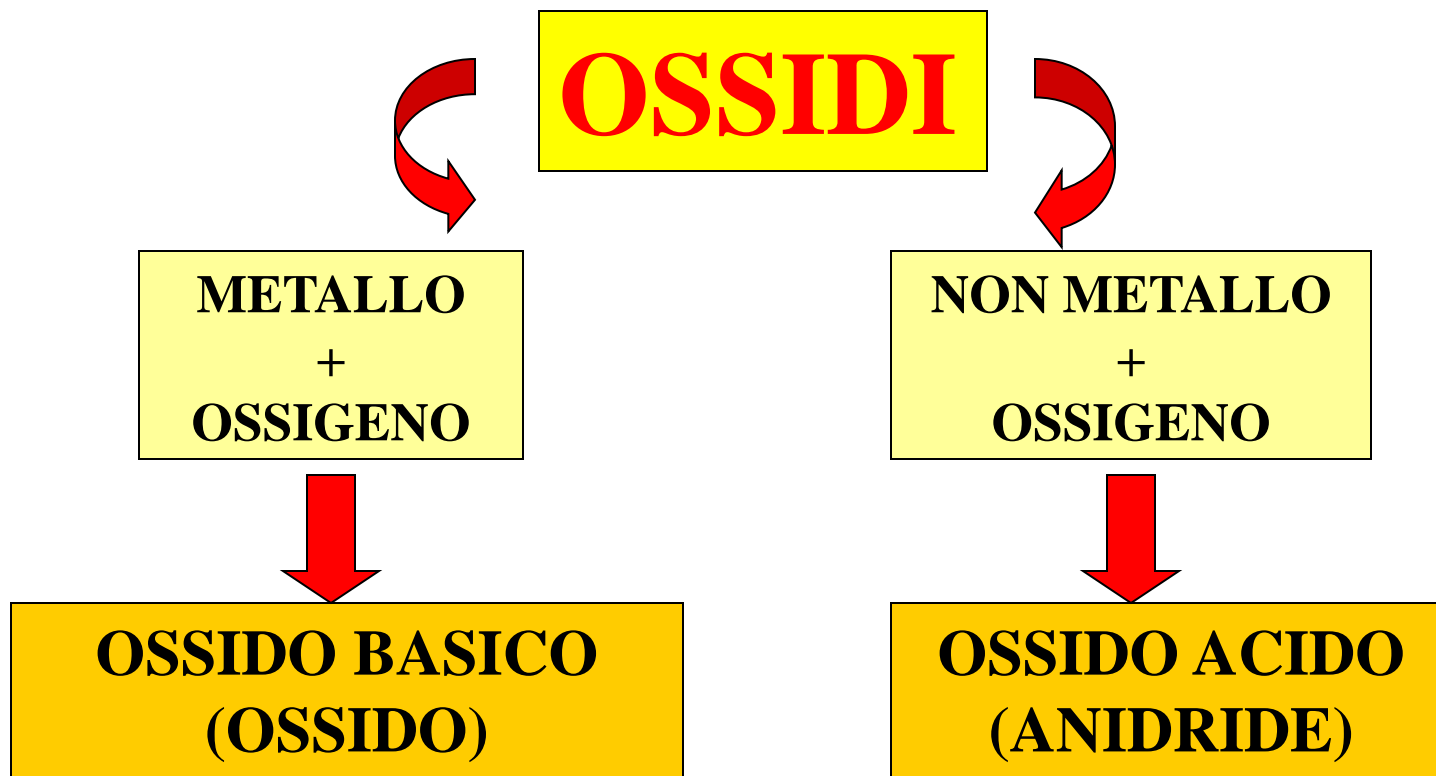
Elemento	Radice	Esempio
Ferro	ferr-	Ossido ferroso
Iodio	iod-	Iodato, ioduro
Rame	rame-	Ossido rameico
Nichel	nichel-	Idrato nicheloso

Dal nome dell'elemento si ricava la radice da usare nella formula dei relativi composti, o togliendo la "o" finale, o la "io" finale oppure, per terminazioni differenti, lasciando il nome dell'elemento tal quale.

Le più importanti eccezioni a queste regole sono:

Elemento	Radice	Esempio
Azoto	Nitr-	Nitrito, Nitrato
Zolfo	Solfor-, solf-	Acido solforico, solfato
Fosforo	Fosfor-, fosf	Acido fosforico, fosfato
Arsenico	Arseni-, arsen-	Arseniato, acido arsenico
Manganese	Mangan-	Ossido manganoso
Stagno	Stann-	Idrato stannoso
Oro	Aur-	Cloruro Aurico

Sia i metalli che i non metalli formano, nei loro numeri di ossidazione positivi, composti binari con l'ossigeno



Nomenclatura IUPAC: Alla parola **OSSIDO** si aggiunge il nome dell'elemento. Entrambi vanno preceduti da prefissi indicanti il numero di atomi di ossigeno e di atomi metallici presenti nella formula (mono, di, tri, tetra, penta, esa...)

Metallo + Ossigeno: M_xO_y

Gli indici x e y dipendono dai rispettivi numeri di ossidazione:



Si semplificano gli indici nel caso siano divisibili per uno stesso numero

Non metallo + Ossigeno: M_xO_y

x e y dipendono dai rispettivi numeri di ossidazione:



Ossidi metallici

- Na_2O : **Monossido** di **disodio**
- Fe_2O_3 : **Triossido** di **diferro**
- BaO : **Monossido** di **bario**
- Li_2O : **Monossido** di **dilitio**
- SnO_2 : **Diossido** di **stagno**

Ossidi non metallici

- Cl_2O : **Monossido** di **dicloro**
- Cl_2O_3 : **Triossido** di **dicloro**
- Cl_2O_5 : **Pentossido** di **dicloro**
- Cl_2O_7 : **Eptossido** di **dicloro**
- CO : **Monossido** di carbonio
- CO_2 : **Diossido** di carbonio
- SO_2 : **Diossido** di zolfo
- SO_3 : **Triossido** di zolfo

Nomenclatura Tradizionale

Ossidi metallici

Se l'elemento ha un solo numero di ossidazione:

Alla parola **OSSIDO** si fa seguire il nome dell'elemento; si può anche usare la proposizione **di**, seguita dal nome dell'elemento

Se l'elemento ha due numeri di ossidazione:

- Alla parola **OSSIDO** si aggiunge un attributo costituito dalla **radice** del nome dell'elemento e da un **suffisso**:
- **-OSO** riferito al numero di ossidazione più basso
- **-ICO** riferito al numero di ossidazione più alto (anche usato per composti derivati da elementi con n.o. unico)

Nomenclatura Tradizionale

Ossidi non metallici o anidridi

Alcuni non metalli (soprattutto gli alogeni) presentano più di due n.o. positivi. Il loro nome si indica con la parola anidride seguita da un attributo al femminile con gli stessi suffissi **OSA** e **ICA**.

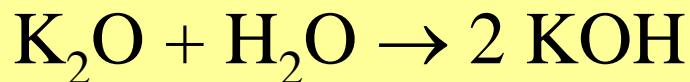
Si utilizzano, oltre ai suffissi, anche i prefissi **IPO-** e **PER-** per distinguere i possibili composti:

+1	Cl_2O	anidride ipoclorosa
+3	Cl_2O_3	anidride clorosa
+5	Cl_2O_5	anidride clorica
+7	Cl_2O_7	anidride perclorica

Rapporto: 2 a 3
prefisso sesqui

IDROSSIDI (BASI)

Derivano formalmente dalla reazione di ossidi basici (ossidi metallici) con acqua:



Sono costituiti dallo ione **METALLICO** positivo M^{n+} e da n **IONI OSSIDRILI** OH^- . Valgono le stesse regole per la nomenclatura:

NaOH	(Mono)Idrossido di sodio
Fe(OH) ₂	Diidrossido di ferro
Fe(OH) ₃	Triidrossido di ferro
Ca(OH) ₂	Diidrossido di calcio

Se l'elemento ha un solo numero di ossidazione si può utilizzare la sola preposizione **di**:



Nomenclatura tradizionale

Valgono le stesse regole per i suffissi utilizzati con gli ossidi:

IDROSSIDO _____ -OSO

IDROSSIDO _____ -ICO

radice  del metallo

la formula si costruisce ponendo accanto al simbolo del metallo tanti gruppi OH quanti ne indica il numero di ossidazione del metallo:

idrossido sodico

NaOH

idrossido ferroso

Fe(OH)₂

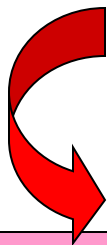
idrossido ferrico

Fe(OH)₃

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ (idrossido di sodio, soda caustica)

CaO (calce viva) + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ (diidrossido di calcio, calce spenta)

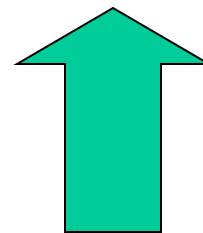
ACIDI



IDRACIDI



**ACIDI
OSSIGENATI**



+ acqua

OSSIDI ACIDI

IDRACIDI

Gli alogeni e lo zolfo formano nei loro n.o. negativi, acidi binari con l'H. Si indicano col suffisso –**IDRICO** (essi fanno comunque parte di una classe più vasta, detta dei **composti binari**, il cui nome sistematico IUPAC si ottiene ponendo dapprima la radice del nome dell'alogeno, più elettronegativo dell'idrogeno, a cui va aggiunta la desinenza –**URO**, seguito dalla preposizione **DI** e dal nome del primo costituente)

HF	acido fluoridrico (fluoruro di idrogeno)
HCl	acido cloridrico (cloruro di idrogeno)
H ₂ S	acido solfidrico (solfuro di idrogeno)
HBr	acido bromidrico (bromuro di idrogeno)
HI	acido iodidrico (ioduro di idrogeno)
HCN	acido cianidrico (cianuro di idrogeno)

Acidi Ossigenati

- Derivano dalle anidridi per formale addizione di H₂O.
- Nella formula si scrive dapprima l'H, quindi il simbolo dell'elemento, ed infine l'ossigeno.
- Al nome dell'acido si associano gli stessi prefissi e suffissi dell'anidride da cui deriva.



Acidi Ossigenati

(Anidride ipoclorosa) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HClO}$
(acido ipocloroso)

(Anidride clorosa) $\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HClO}_2$
(acido cloroso)

(Anidride clorica) $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow 2\text{HClO}_3$
(acido clorico)

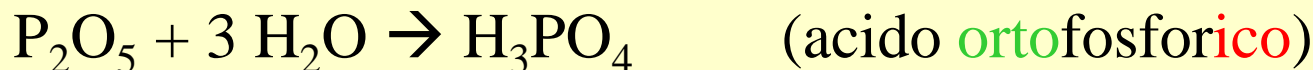
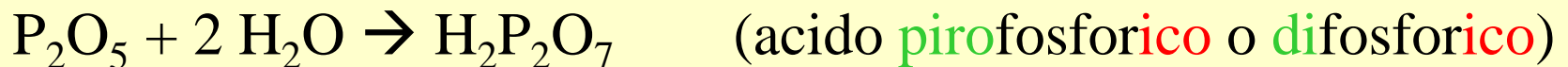
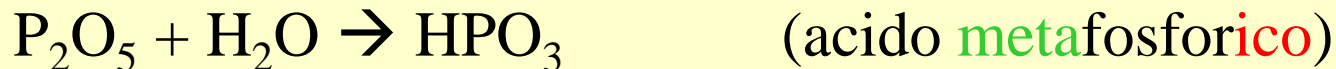
(Anidride perclorica) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8 \rightarrow 2\text{HClO}_4$
(acido perclorico)

(Anidride bromica) $\text{Br}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_6 \rightarrow 2\text{HBrO}_3$
(acido bromico)

(Anidride bromosa) $\text{Br}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HBrO}_2$
(acido bromoso)

Acidi Ossigenati

Alcuni non metalli, soprattutto del IV e del V gruppo formano acidi con formula corrispondente all'aggiunta di una quantità variabile di molecole di H₂O all'anidride. Così per uno stesso numero di ossidazione possono esistere diversi acidi, distinguibili con appropriati prefissi, fermo restando il suffisso associato a quel n.o. All'aumentare del numero di molecole d'acqua si usano i seguenti suffissi: META-, PIRO- (o DI-), ORTO.



COMPOSTI BINARI CON L'IDROGENO

Oltre agli IDRACIDI, esistono altri composti binari con l'idrogeno

- ✓ L'ossigeno, come lo zolfo in H_2S , forma l'**acqua** H_2O
- ✓ Gli elementi del V^o gruppo si legano ad H nei loro n.o. negativi

(-3):

NH_3 **ammoniaca**

PH_3 **fosfina**

AsH_3 **arsina**

SbH_3 **stibina**

- ✓ Il carbonio, il silicio e il boro formano i seguenti composti:

CH_4 **metano**

SiH_4 **silano**

BH_3 **borano**

- ✓ I metalli si combinano con l'idrogeno avente n.o. -1 formando composti comunemente detti **IDRURI METALLICI**:

AlH_3 **idruro di alluminio**

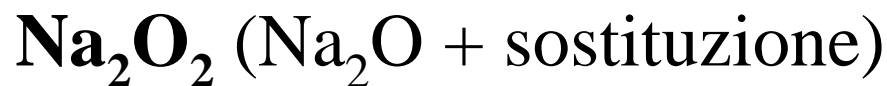
LiH **idruro di litio**

FeH_3 **idruro ferrico**

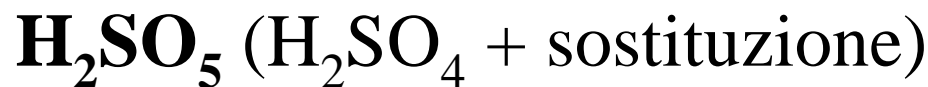
PEROSSOCOMPOSTI

Sono composti in cui un ossigeno è sostituito con un gruppo O_2^{2-} (gruppo PEROSSO). Sono cioè composti che contengono più ossigeno del necessario. Essi vengono indicati con il prefisso **PEROSSO-** o **PER-**:

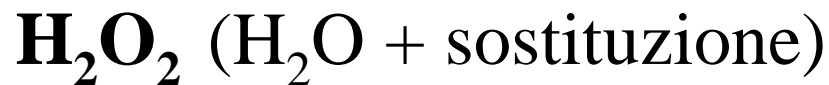
Perossido di sodio



Acido **per**ossosolforico
(persolforico)



Perossido di idrogeno
(acqua ossigenata)



Perossodisolfato di potassio $K_2S_2O_8$ ($K_2S_2O_7$ + sostituzione)

COMPOSTI BINARI TRA NON METALLI

I non metalli danno frequentemente tra loro composti binari covalenti. All'elemento più elettronegativo si dà il suffisso –**URO**:

ICl	clor uro di iodio
Si ₃ N ₄	nitr uro di silicio
OF ₂	fluor uro di ossigeno (unico composto in cui O ha n.o. +2)
SiC	carb uro di silicio
P ₂ S ₃	solf uro fosforoso

IONI METALLICI e IONI POSITIVI (CATIONI) *nomenclatura tradizionale*

La formula degli ioni metallici si indica ponendo a destra in alto del simbolo dell'elemento metallico tante cariche positive quante ne indica il numero di ossidazione.

La nomenclatura corrisponde a quella degli ossidi ed idrossidi, premettendo la parola **IONE**:

Cu^+ **ione** rameoso

Cu^{2+} **ione** rameico

Fe^{2+}

ione ferroso

Fe^{3+}

ione ferrico

A volte una parte della carica positiva viene saturata dall'ossigeno (n.o. -2), che annulla 2 cariche positive. Tali ioni vengono chiamati col suffisso **-ILE**, e possono essere sia con metalli che con non metalli:

BiO^+ **ione** bismutile

VO^{2+} **ione** vanadile

NO^+ **ione** nitrosile

NO_2^+ **ione** nitrile

IONI METALLICI e IONI POSITIVI (CATIONI) *nomenclatura tradizionale*

- L'idrogeno, nel suo n.o. +1, forma lo ione positivo H^+ detto ione idrogeno (**idrogenione**), detto anche **protone**.
- Gli ioni positivi ottenuti per addizione di H^+ su non metalli con n.o. negativo, vengono indicati con suffisso **–ONIO**:



ione **nitronio** (o **ammonio**)



ione **fosfonio**



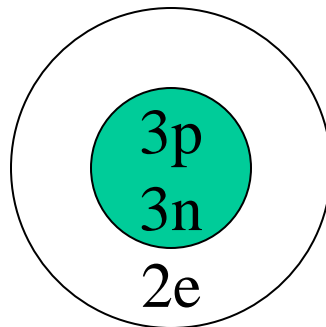
ione **ossonio**

La valenza di uno ione, sia esso positivo che negativo, corrisponde al valore assoluto della sua carica.

IONI METALLICI e IONI POSITIVI (CATIONI) *nomenclatura IUPAC*

1. Per uno ione monoatomico positivo, cioè un catione metallico, il nome del metallo è preceduto dalla parola “ione”. ***Esempio: Na^+ , ione sodio, Ca^{++} ione calcio.***
2. Per i metalli di transizione, i quali possono avere più di uno ione positivo, si usa un numero romano per indicare la carica dello ione. ***Esempio: Fe^{++} , ione ferro (II), Fe^{+++} , ione ferro (III), Hg^{2+} ione mercurio (II), Hg_2^{2+} ione mercurio (I).***
3. Per i catione non metallici si fa spesso ricorso alla nomenclatura corrente. ***Esempio NH_4^+ , ione ammonio.***

Ione Li^+



Ioni negativi

H ⁻ Ione idruro	C ⁴⁻ Ione carburo	N ³⁻ Ione nitruro	O ²⁻ Ione ossido	F ⁻ Ione fluoruro
		P ³⁻ Ione fosfuro	S ²⁻ Ione solfo	Cl ⁻ Ione cloruro
				Br ⁻ Ione bromuro
				I ⁻ Ione ioduro

Gli ioni monoatomici (costituiti da un solo atomo) fanno seguire alla radice dell'elemento la desinenza uro. Lo ione O₂⁻ fa eccezione e viene indicato con la parola **ossido**.

Gli ioni F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻, S²⁻ possono essere considerati derivati dall'acido alogenidrico per perdita di uno ione H⁺ (**residuo alogenico**)

Ioni Poliatomici, ossoanioni

❖ Quello che resta di un acido ossigenato per perdita di atomi di idrogeno si chiama *radicale acido*. Per ogni idrogeno tolto si aggiunge una carica negativa.

➤ Il numero delle cariche costituisce la valenza del radicale

Si usano suffissi diversi da quelli dei corrispondenti acidi:

-OSO → **-ITO**

-ICO → **-ATO**

		CO_3^{2-} Ione carbonato	
	NO_2^- Ione nitrito	NO_3^- Ione nitrato	
	SO_3^{2-} Ione solfito	SO_4^{2-} Ione solfato	
ClO^- Ione ipoclorito	ClO_2^- Ione clorito	ClO_3^- Ione clorato	ClO_4^- Ione perclorato
BrO^- Ione ipobromito	BrO_2^- Ione bromito	BrO_3^- Ione bromato	BrO_4^- Ione perbromato

Ioni Poliatomici, ossoanioni

HClO	acido ipocloroso	ClO ⁻	ione ipoclorito
HClO ₂	acido cloroso	ClO ₂ ⁻	ione clorito
HClO ₃	acido clorico	ClO ₃ ⁻	ione clorato
HClO ₄	acido perclorico	ClO ₄ ⁻	ione perclorato
HBrO	acido ipobromoso	BrO ⁻	ione ipobromito
HClO ₂	acido bromoso	ClO ₂ ⁻	ione bromito
HClO ₃	acido bromico	ClO ₃ ⁻	ione bromato
HClO ₄	acido perbromico	ClO ₄ ⁻	ione perbromato
HNO ₂	acido nitroso	NO ₂ ⁻	ione nitrito
HNO ₃	acido nitrico	NO ₃ ⁻	ione nitrato
H ₂ SO ₃	acido solforoso	SO ₃ ²⁻	ione solfito
H ₂ SO ₄	acido solforico	SO ₄ ²⁻	ione solfato
H ₃ PO ₄	acido fosforico	PO ₄ ³⁻	ione fosfato

Ossoanioni contenenti idrogeno

La perdita parziale di ioni H^+ dà luogo a radicali ionici negativi indicati col prefisso **IDROGENO-**:



E, se necessario, anche i prefissi **mono-**, **di-**, **tri-** per indicare il numero di ioni H^+ :



HPO_4^{2-} Ione Idrogeno -fosfato	$H_2PO_4^-$ Ione Diidrogeno -fosfato	HCO_3^- Ione Idrogeno -carbonato	HSO_4^- Ione Idrogeno -solfato	HSO_3^- Ione Idrogeno -solfito
--	---	---	---	---

Bicarbonato, bisolfato, bisolfito

Nomenclatura corrente: prefisso “bi”

Ossoanioni

Oltre ai radicali acidi, esistono ioni negativi di altro tipo. Per addizione formale di ioni ossidrili OH^- su elementi a carattere anfotero si ottengono ioni negativi indicati col prefisso **IDROSSO-** e col suffisso **-ATO**:

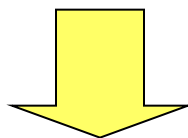
$\text{Sb}(\text{OH})_6^-$	ione idrossoantimoniato
$\text{Al}(\text{OH})_4^-$	ione idrossoalluminato
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	ione idrossozincato

Gli ioni ottenuti per unione di alogeni (nei loro n.o. negativi) con elementi con n.o. positivi, vengono indicati con i prefissi **fluoro-**, **cloro-**, **bromo-**, **iodo-**, preceduti dalle radici **bi-**, **tri-**, **tetra-**, **penta-**, **esa-**, per indicare il numero di atomi di alogeno presenti:

HgI_4^{2-}	ione tetraiodomercurato
PtCl_6^{2-}	ione esacloroplatinato
SnCl_6^{2-}	ione esaclorostannato

SALI

I **sali** si originano per reazione tra un composto derivato da un metallo (**ossido basico**, **idrossido** o il **metallo** stesso) e un composto derivato da un non metallo (**anidride**, **acido** o lo stesso **non metallo**)



Un sale è costituito da una parte **metallica** (ione del metallo o altro catione tra quelli descritti) e da una parte **non metallica** (un radicale acido o altri anioni).

Il **NOME** del sale è dato dall'attributo del corrispondente Radicale acido completo di suffissi e prefissi, seguito dal nome dello ione positivo con i suffissi **-OSO** e **-ICO** a seconda del n.o.

La **FORMULA** di un sale si compone del simbolo del metallo (o dello ione positivo) seguito dal simbolo del radicale acido. Al primo diamo come indice la valenza del secondo e viceversa, poi, se è possibile, si semplificano gli indici dividendoli per uno stesso numero.

Esempi

SOLFATO FERROSO:

- S (zolfo), non metallo, n.o. +6 (suffisso -ATO)
- SO_3 : anidride solforica
- H_2SO_4 : acido solforico
- SO_4^{2-} : radicale solfato (valenza 2)
- Fe (ferro), metallo, n.o. +2 (suffisso -OSO)
- Fe^{2+} ione ferroso (valenza 2)



semplificando



CARBONATO SODICO:

- C (carbonio), non metallo, n.o. +4 (suffisso -ATO)
- CO_2 : anidride carbonica
- H_2CO_3 : acido carbonico
- CO_3^{2-} : radicale carbonato (valenza 2)
- Na (sodio), metallo, n.o. +1 (suffisso -ICO)
- Na^+ : ione sodico (valenza 1)



Esempi

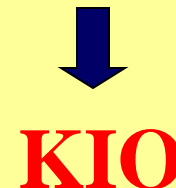
PERCLORATO RAMEICO:

- Cl (cloro), non metallo, n.o. +7 (prefisso –PER e suffisso –ATO)
- Cl₂O₇: anidride perclorica
- HClO₄: acido perclorico
- ClO₄⁻: radicale perclorato (valenza 1)
- Cu (rame), metallo, n.o. +2 (suffisso –ICO)
- Cu²⁺: ione rameico (valenza 2)



IPOIODITO POTASSICO:

- I (iodio), non metallo, n.o. +1 (prefisso –IPO e suffisso –ITO)
- I₂O: anidride ipoiodosa
- HIO: acido ipoiodoso
- IO⁻: radicale ipoiodito (valenza 1)
- K (potassio), metallo, n.o. +1 (suffisso –ICO)
- K⁺: ione potassico (valenza 1)



Esempi

- K_2CO_3 : carbonato potassico
- $Cu(NO_3)_2$: nitrato rameico
- $CuCl$: cloruro rameoso
- $FeCl_3$: cloruro ferrico
- $Fe_2(SO_3)_3$: solfito ferrico
- Na_2SO_4 : solfato sodico
- $BaSO_4$: solfato di bario
- Na_3PO_4 : fosfato sodico
- Al_2S_3 : solfuro di alluminio
- $AlPO_4$: fosfato di alluminio
- $MnCl_2$: cloruro di manganese
- $KMnO_4$: permanganato di potassio
- NH_4Cl : cloruro di ammonio

SALI ACIDI

I sali formati dai radicali derivati dagli acidi per parziale perdita di ioni H^+ sono detti SALI ACIDI. Ad esempio da H_2SO_4 si possono formare sia SO_4^{2-} (valenza 2) sia HSO_4^- (valenza 1). I sali che derivano da questi nuovi radicali acidi sono genericamente indicati come sali acidi oppure vengono chiamati col prefisso **IDROGENO-**. Quindi lo ione HSO_4^- verrà denominato *solfato acido* oppure *idrogenosolfato*.

SOLFATO ACIDO MANGANOSO

- S (zolfo), non metallo, n.o. +6 (suffisso -ATO)
- SO_3 : anidride solforica
- H_2SO_4 : acido solforico
- HSO_4^{2-} : radicale idrogenosolfato (valenza 1)
- Mn (manganese), metallo, n.o. +2 (suffisso -OSO)
- Mn^{2+} : ione manganoso (valenza 2)



• Nel caso di acidi con più di due H, i radicali acidi che si possono formare sono più di due. Si useranno allora appropriati prefissi.

ESEMPIO: H_3PO_4 acido ortofosforico da cui derivano i seguenti radicali acidi:

- $H_2PO_4^-$ ione fosfato biacido o diidrogenofosfato
 $Ca(H_2PO_4)_2$ diidrogenofosfato calcico (o di calcio)
(anche fosfato monocalcico)
- HPO_4^{2-} ione fosfato monoacido oppure ione monoidrogenofosfato
 $CaHPO_4$ monoidrogenofosfato calcico (o di calcio)
(anche fosfato bicalcico)
- PO_4^{3-} ione fosfato
 $Ca_3(PO_4)_2$ fosfato calcico (o di calcio)
(anche fosfato tricalcico)

n.o.

composti

Azoto

-3

NH₃ ammoniaca

-2

N₂H₄ idrazina

-1

NH₂OH idrossilammina

+1

N₂O protossido di azoto (o ossidulo di azoto)

+2

NO ossido di azoto

+3

N₂O₃ anidride nitrosa → HNO₂ acido nitroso → NO₂⁻ nitriti

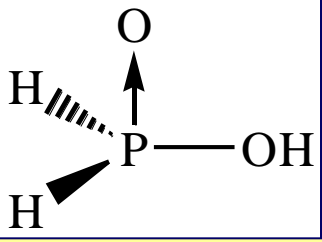
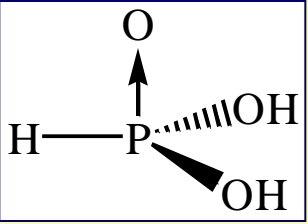
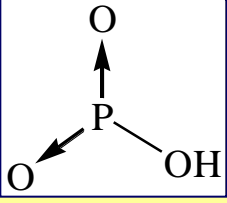
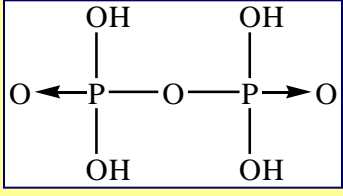
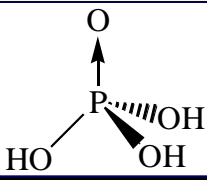
+4

NO₂ biossido di azoto (o ipoazotite)

+5

N₂O₅ anidride nitrica → HNO₃ acido nitrico → NO₃⁻ nitrati

FOSFORO

N.O	Formula	Composti
-3		PH_3 fosfina $\rightarrow \text{PH}_4^+$ ione fosfonio \rightarrow sali di fosfonio
+1		H_3PO_2 acido ipofosforoso $\rightarrow \text{H}_2\text{PO}_2^-$ ione ipofosfito (valenza 1) \rightarrow sali
+3		P_2O_3 anidride fosforosa $\rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{H}_3\text{PO}_3$ acido fosforoso $\rightarrow \text{HPO}_3^{2-}$ ione fosfito (valenza 2) \rightarrow sali
+5		P_2O_5 anidride fosforica $\rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 1 \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$ acido metafosforico $\rightarrow \text{PO}_3^-$ ione metafosfato (valenza 1) \rightarrow sali
+5		$\text{P}_2\text{O}_5 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ acido pirofosforico $\rightarrow \text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ ione pirofosfato (valenza 4) \rightarrow sali
+5		$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$ acido ortofosforico $\rightarrow \text{PO}_4^{3-}$ ione ortofosfato (valenza 3) \rightarrow sali

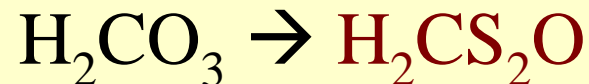
TIOCOMPOSTI

Sono composti in cui uno o più atomi di O sono sostituiti da S.
Vengono designati col prefisso TIO- preceduto da un altro prefisso che indica il numero di sostituzioni:

Tiosolfato sodico



Acido ditiocarbonico



Tetratioortoarseniato di potassio $\text{K}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{AsS}_4$

Monotiosolfato di alluminio



CIANURI

Esiste un acido ternario costituito da H, C ed N, detto **acido cianidrico HCN**, simile agli acidi alogenidrici → radicale acido **ione cianuro CN⁻** (valenza 1) → **sali cianuri**:

Cianuro mercurico	Hg(CN) ₂
Cianuro ferrico	Fe(CN) ₃

CIANATI

Derivano dall'**acido cianico HCNO**, da cui lo **ione cianato CNO⁻** (valenza 1):

Cianato di potassio	KCNO
---------------------	------

SOLFOCIANURI

Derivano dall'**acido solfocianidrico** (o acido tiocianico) **HSCN**, da cui il radicale **ione solfocianuro SCN⁻** (o ione tiocianato) (valenza 1):

Solfocianuro di calcio	Ca(SCN) ₂
------------------------	----------------------

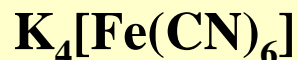
Sono sali derivanti da due radicali:

FERROCIANURI e FERRICIANURI

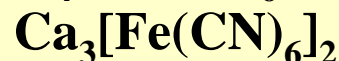
ione ferrocianuro Fe(CN)₆⁴⁻ (esacianoferrato(II)) (valenza 4) (Fe con n.o. +2)

ione ferricianuro Fe(CN)₆³⁻ (esacianoferrato(III)) (valenza 3) (Fe con n.o. +3)

Ferrocianuro di potassio

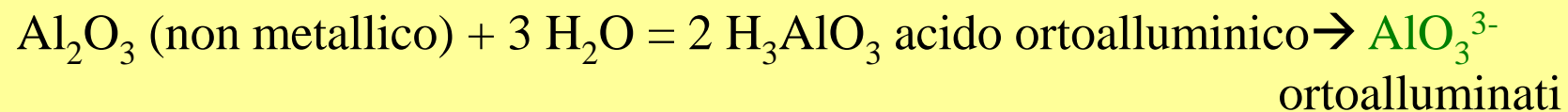


Ferricianuro di calcio

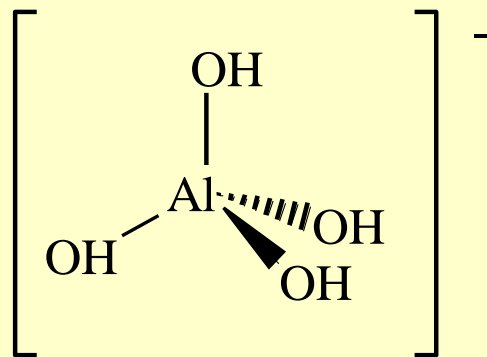
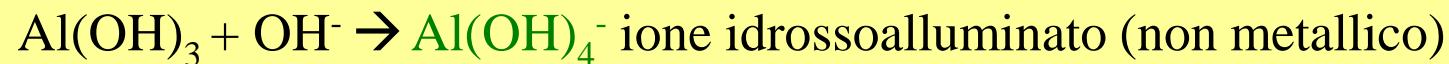


ALLUMINIO

L'ossido Al_2O_3 è anfotero:



o anche Al(OH)_3 idrossido di alluminio $\rightarrow \text{Al}^{3+}$ sali (metallico).



Acidi organici

- CH_3COOH : Acido acetico
- HCOOH : Acido formico
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$: Acido ossalico

Sali

- CH_3COONa : Acetato di sodio
- $(\text{HCOO})_2\text{Ca}$: Formiato di calcio
- BaC_2O_4 : Ossalato di bario

