

NOMENCLATURA

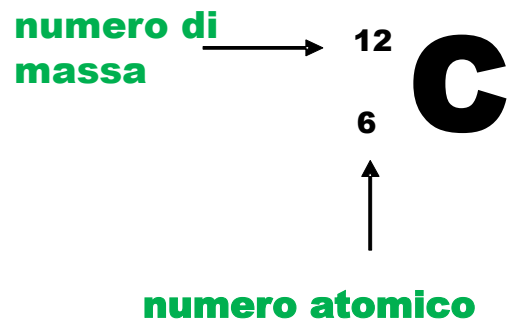
INFORMAZIONI DALLA TAVOLA PERIODICA

Legenda

nome	idrogeno		
numero atomico	1	1312	energia di prima ionizzazione Kj/mol
simbolo	H	2,20	elettronegatività Pauling
massa atomica (u)	1,008	0,0899	densità : solidi/liquidi in g/ml a 20°C gas in g/l a 0°C 1atm
tra parentesi quadre la massa atomica degli isotopi piu' stabili degli elementi radioattivi			
configurazione elettronica	$1s^1$		numeri di ossidazione
	± 1		

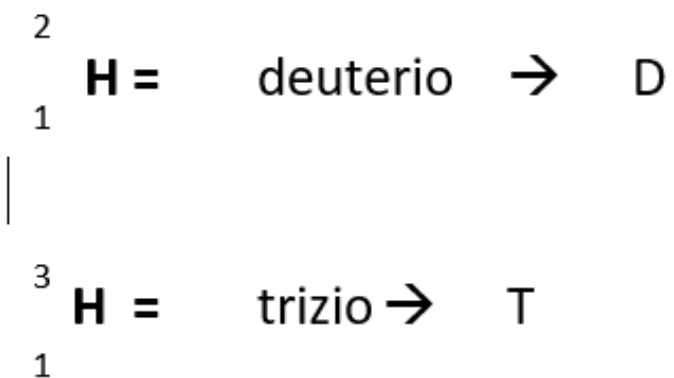
numero atomico	53	I	simbolo	metallo non metallo semimetallo
massa atomica relativa ^(a)	126.90447*	$^2P_{3/2}$	termine atomico (stato fondamentale)	
punto di ebollizione (°C)	184.3	2.66	elettronegatività (scala Pauling)	
punto di fusione (°C)	113.7	+295 \ 1008.4	A.E. (I) \ E.I. (I) (kJ·mol ⁻¹) ^(c)	
densità ^(b)	4.933	+/-1,5,7,3	stato di ossidazione ^(d)	
nome	Iodio			
configurazione elettronica (stato fondamentale)	(Kr)4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵			

stato dispari
(l'assenza indica uno stato pari)



num. massa = numero protoni + neutroni
 num. atomico = numero protoni

Il numero di massa serve a distinguere tra i vari **isotopi** (stesso num. prot. E differente num. neutroni) dello stesso elemento, che hanno lo stesso nome e simbolo (tranne che per H):



La stechiometria

2. le formule

La **formula minima** (detta anche *formula empirica, grezza, bruta*) di un composto è quella che indica la natura degli elementi che lo costituiscono e i relativi rapporti di combinazione quantitativa;

essa fornisce quindi il **rapporto numerico minimo** fra gli elementi di un composto.

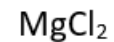
FORMULA MINIMA:

indica solo i rapporti di combinazione tra gli atomi

FORMULA MOLECOLARE:

indica il reale numero di atomi presenti. Coincide o è un multiplo della FORMULA MINIMA.

FORMULA MINIMA:



FORMULA MOLECOLARE:



-

-

-

Per i composti ionici possiamo solo rispettare la formula MINIMA e non quella MOLECOLARE perché non abbiamo a che fare con la molecola!

INFORMAZIONI GENERALI PER SCRIVERE LE FORMULE

Nelle formule di composti si scrive per primo l'elemento più elettropositivo e poi quello più elettronegativo:

Per esempio: NaCl; H₂O; Na₂S

In presenza di più elementi elettropositivi, questi si scrivono in ordine alfabetico. In presenza di più elementi elettronegativi, questi si scrivono in ordine alfabetico.

Nel caso di composti con non metalli, essi si scrivono in questo ordine

B – Si – C – Sb – As – P – N – H – Te – Se – S – I – Br – Cl – O – F

Per esempio: B₂H₆; OF₂; H₂SO₄; NH₃; Na₂SO₄; NaBF₄

Le proporzioni dei costituenti possono essere indicate con un suffisso: mono, di, tri, tetra, penta, ...

Per esempio:

NO₂ = diossido di azoto

U₂O₈ = octaossido di uranio

Nomenclatura

Tradizionale

Trae origine dalla distinzione degli elementi in metalli e non metalli; indica con suffissi e prefissi i diversi stati di ossidazione degli elementi; permette di distinguere facilmente gli acidi dalle basi e tra ossidi, perossidi e superossidi.

IUPAC*

Si "compono" il nome della specie chimica esplicitando la formula ovvero mettendo in evidenza il numero di atomi ed il numero di ossidazione degli elementi □ corrispondenza logica dal punto di vista letterale e numerico.

* **International Union of Pure and Applied Chemistry**

COMPOSTI BINARI

Più elettropositivo + più elettronegativo → **uro**

(ad eccezione che per l'ossigeno → OSSIDI)

Per esempio:

I VII

K Cl cloruro di potassio / potassio cloruro

Zn S solfuro di zinco

C S₂ solfuro di carbonio

II VII

Mg Br₂ bromuro di magnesio

O F₂ fluoruro di ossigeno

+ elettropositivo

5 • Fondamenti di chimica inorganica

6.3 Proprietà dei composti binari

I sali binari comprendono una parte metallica, che viene scritta per prima, e una non metallica.

Il sale binario più diffuso in natura è il cloruro di sodio (NaCl).

Formula	Nome tradizionale	Nome secondo Stock	Nome IUPAC
FeCl ₂	cloruro ferroso	cloruro di ferro(II)	dicloruro di ferro
FeCl ₃	cloruro ferrico	cloruro di ferro(III)	tricloruro di ferro
Al ₂ S ₃	solfo di alluminio	solfo di alluminio	trisolfuro di dialluminio
CuCl	cloruro rameoso	cloruro di rame(I)	monocloruro di rame
CuCl ₂	cloruro rameico	cloruro di rame(II)	dicloruro di rame

Invece i composti binari con L'O sono detti

OSSIDI

Per esempio:

Na ₂	O	<u>ossido</u> di sodio
Ca	O	ossido di calcio
N ₂	O ₃	<u>triossido</u> di <u>diazoto</u>

Vecchia nomenclatura

Per esempio:

N ₂	O	protossido di azoto
N	O	monossido di azoto
N ₂	O ₃	<u>anidride</u> nitrosa
N	O ₂	biossido di azoto
N ₂	O ₄	ipoazotide
N ₂	O ₅	<u>anidride</u> nitrica

metal/nonmetal line

	1	2	13	14	15	16	17
2	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₃ N ₂ O ₅	O	OF ₂
3	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₃ P ₂ O ₅	SO ₂ SO ₃	Cl ₂ O ₇
4	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₃ As ₂ O ₅	SeO ₂ SeO ₃	Br ₂ O
5	Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₅
6	Cs ₂ O	BaO	Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	Po	At

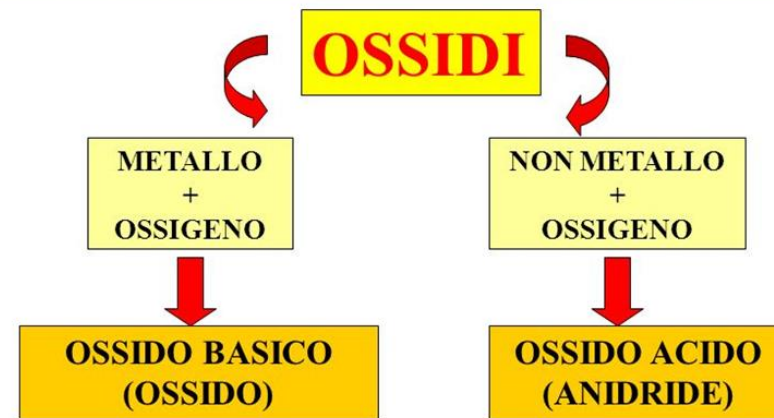
basic oxide amphoteric oxide acidic oxide

OSSIDI

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

Basici (O + metallo) - **OSSIDI**
Acidi (O + non metallo) - **ANIDRIDIDI**

CO	monossido di carbonio	P ₄ O ₆	anidride fosfor <u>osa</u>	
	anidride carbonic <u>a</u>		P ₄ O ₁₀	anidride fosforic <u>a</u>
SO	monossido di zolfo	Cl ₂ O	anidride ipoclor <u>osa</u>	
	anidride solfor <u>osa</u>		Cl ₂ O ₃	anidride clor <u>osa</u>
	anidride solforic <u>a</u>		Cl ₂ O ₅	anidride cloric <u>a</u>
			Cl ₂ O ₇	anidride percloric <u>a</u>



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...)

Ipo - - oso

- oso

- ico

Per - - ico

numero di ossidazione
crescente

PEROSSIDI

Contengono l'anione O_2^{2-}

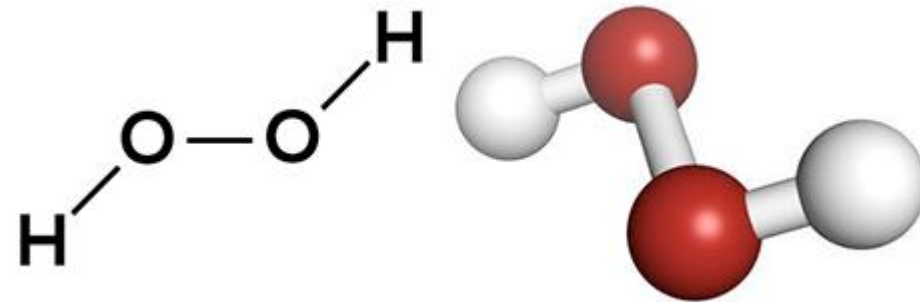
Per esempio:

H_2O_2 perossido di idrogeno (acqua ossigenata)

non ionico

Na_2O_2 perossido di sodio-ionico

K_2O_2 perossido di potassio-ionico

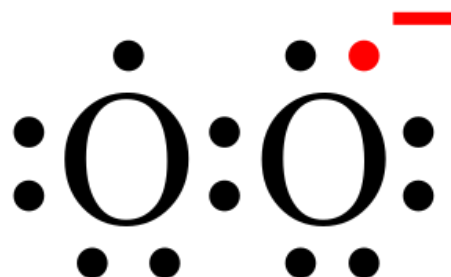


SUPERROSSIDI

Contengono l'anione O_2^-

Per esempio:

KO_2 superossido di potassio



ACIDI BINARI H_xE

Composti binari H + elementi più elettronegativi

Per esempio:

HCl cloruro di idrogeno

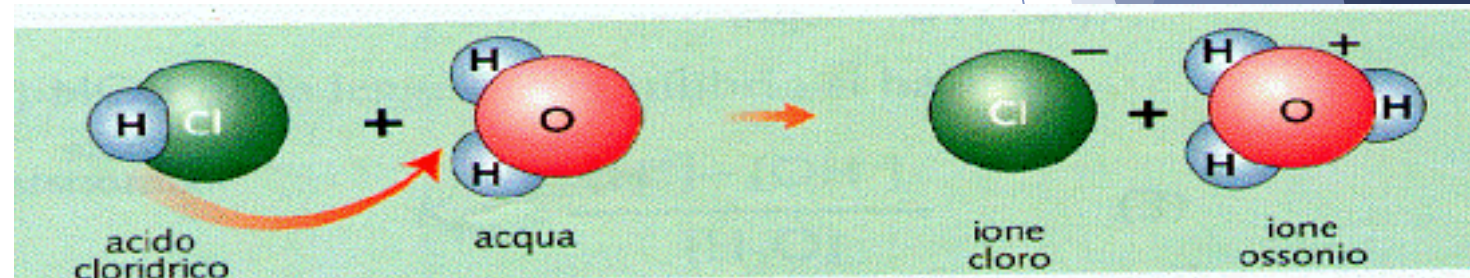
H₂S solfuro di idrogeno

Più usati i nomi di uso comune:

Acidi binari

Per gli acidi binari si usa anche una nomenclatura che mantiene l'informazione sulle loro proprietà acide, cioè si aggiunge la desinenza *-idrico*:

HF, acido fluoridrico
HCl, acido cloridrico
HBr, acido bromidrico
H₂S, acido solfidrico
HI, acido iodidrico

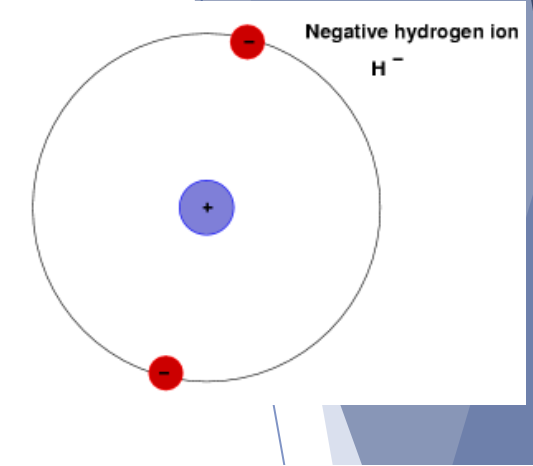


Non sono ionici → covalenti o covalenti polari.

Sono acidi in H₂O

IDRURI

Composti binari H + elementi più elettropositivi (I, II A)



Per esempio:

Na^+H^- idruro di sodio

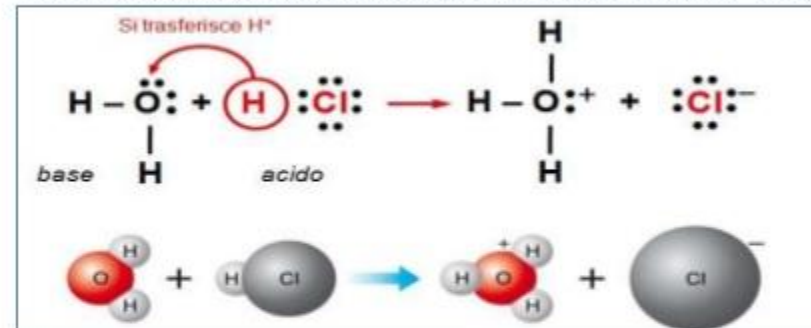
CaH_2 idruro di calcio

- Contengono lo ione H^-

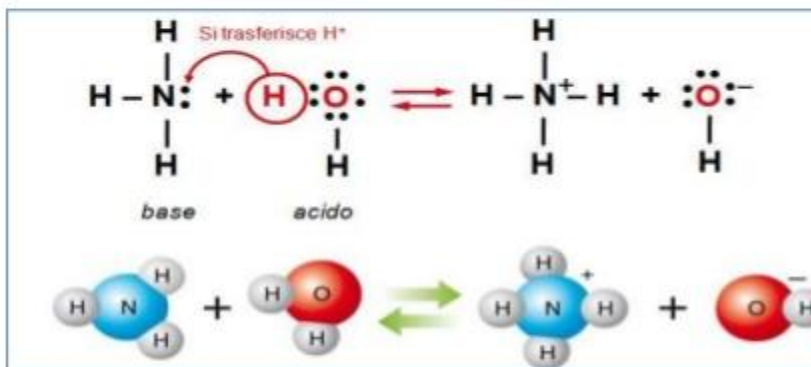
La teoria di Brönsted e Lowry

Acido una molecola o uno ione capace di donare ioni H^+ (a una base).

Base una molecola o uno ione capace di accettare ioni H^+ (da un acido).



L'acqua per il fatto che acquista uno ione H^+ si comporta da base.



L'acqua in questo caso si comporta da acido per il fatto che cede uno ione H^+ .

COMPOSTI BINARI CON L'IDROGENO A CARATTERE COVALENTE AVENTI NOMI D'USO

Per esempio:

B_2H_6 diborano

NH_3 ammoniaca (BASE)

NH_4^+ ione ammonio

CH_4 metano

H_2O acqua

H_2O_2 acqua ossigenata

COMPOSTI TERNARI

IDROSSIDI

- Composti ionici formati da cationi metallici + l'anione idrossido OH⁻
 - Carattere basico in H₂O

Per esempio:

LiOH	idrossido di litio
NaOH	idrossido di sodio
Mg(OH) ₂	idrossido di magnesio
Ca(OH) ₂	idrossido di calcio
Ba(OH) ₂	idrossido di bario
Fe(OH) ₂	idrossido di ferro
Ni(OH) ₂	idrossido di nichel

ESEMPI 1



OSSIDO DI SODIO
(o SODICO) con Na
(n.o.=+1)

ACQUA

IDROSSIDO DI SODIO
(O SODICO)

---OPPURE---



OSSIDO DI CALCIO
(o CALCICO) con
Ca (n.o.=+2)

ACQUA

IDROSSIDO DI
CALCIO (o CALCICO)

Questi esempi sono solo per i metalli che hanno solo un n.o., in questo caso abbiamo preso il Sodio (Na), elemento del primo gruppo, e il Calcio (Ca), elemento del secondo gruppo. Nella formula dell'idrossido di sodio, ho omesso il coefficiente stechiometrico.

ACIDI OSSIGENATI (ANIDRIDE + H₂O)

Composti ternari costituiti da H, O + non metallo:



Si usano i prefissi **ipo-** e **per-**

Ed i suffissi **-oso** e **-ico**

A seconda del n° di Ox dell'elemento centrale:

Per esempio:

HNO₂ acido nitroso

HNO₃ acido nitrico

H₃PO₃ acido fosforoso

H₃PO₄ acido fosforico

H₂SO₃ acido solforoso

H₂SO₄ acido solforico

Acidi Ossigenati

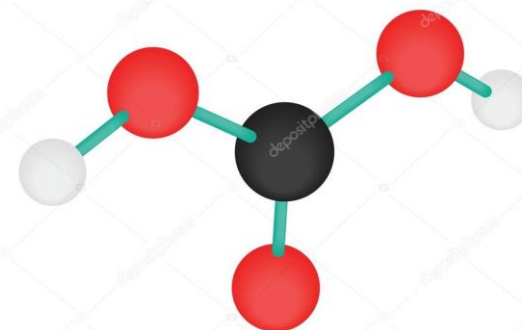
- Derivano dalle anidridi per formale addizione di H₂O.
- Nella formula si scrive dapprima l'H, quindi il simbolo dell'elemento, ed infine l'ossigeno.
- Al nome dell'acido si associano gli stessi prefissi e suffissi dell'anidride da cui deriva.

(anidride solforosa) SO₂ + H₂O → H₂SO₃ (acido solforoso)

(anidride solforica) SO₃ + H₂O → H₂SO₄ (acido solforico)

(anidride nitrica) N₂O₅ + H₂O → H₂N₂O₆ → 2HNO₃ (acido nitrico)

(anidride carbonica) CO₂ + H₂O → H₂CO₃ (acido carbonico)



Carbonic acid

HClO acido ipocloroso

HClO₂ acido cloroso

HClO₃ acido clorico

HClO₄ acido perclorico

H₂CO₃ acido carbonico

HCOOH acido formico

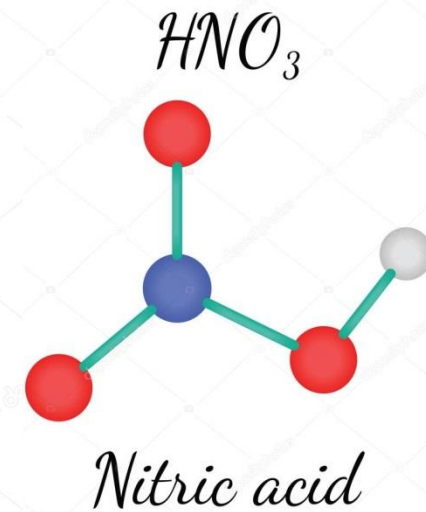
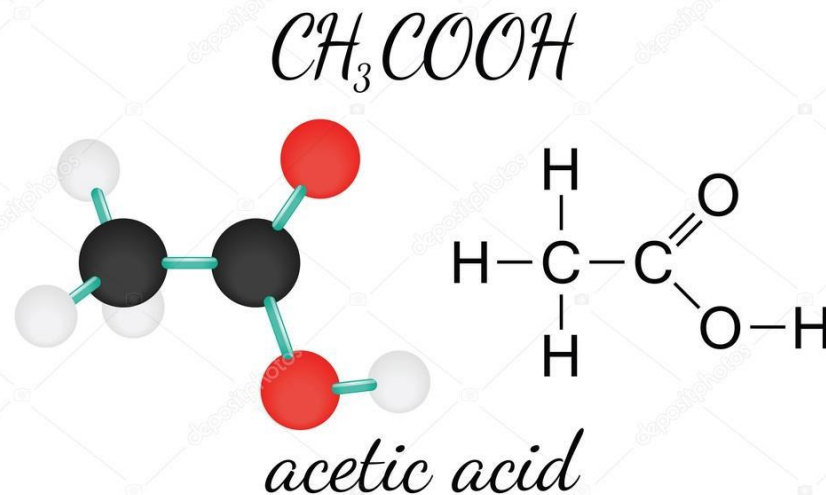
CH₃COOH acido acetico



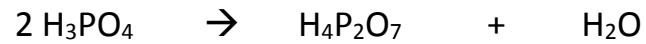
I prefissi **orto-** e **meta-** sono usati per distinguere acidi che differiscono per il contenuto di H₂O.

Per esempio:

H ₃ BO ₃	acido <u>ortoborico</u>
(HBO ₂) _n	acido <u>metaborico</u>
H ₄ SiO ₄	acido <u>ortosilicico</u>
(H ₂ SiO ₃) _n	acido <u>metasilicico</u>
H ₃ PO ₄	acido <u>ortofosforico</u>
(HPO ₃) _n	acido <u>metafosforico</u>

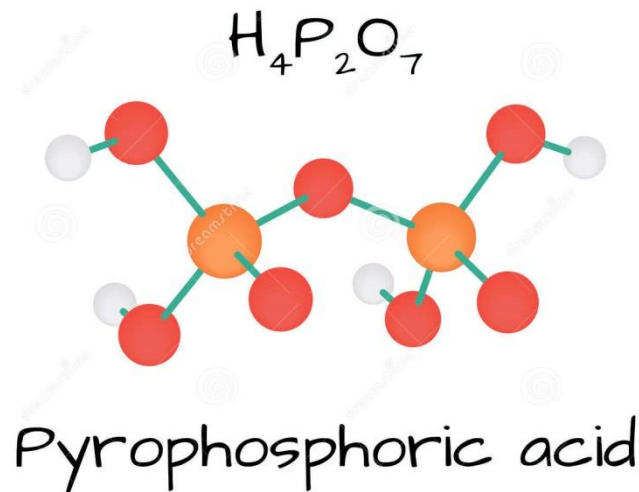


Il prefisso **piro-** è usato per indicare un acido formato dalla condensazione di 2 molecole di un orto acido con eliminazione di 1 molecola d'H₂O



Acido ortofosforico

acido pirofosforico



Ancora ossiacidi

Formula

Nome

Protoni cedibili

H₃PO₄

ortofosforico

3

HPO₃

metafosforico

1

H₄P₂O₇

pirofosforico

4

H₂SO₃

solforoso

2

H₂SO₄

solforico

2

H₄S₂O₇

pirosolforico

4

HClO

ipocloroso

1

HClO₂

cloroso

1

HClO₃

clorico

1

HClO₄

perclorico

1

IONI DI ACIDI OSSIGENATI

Sono anioni derivanti dalla perdita di uno o più H^+ negli acidi ossigenati. Se combinati con cationi metallici danno SALI.

Si usa il suffisso **-ato** per anioni derivanti da acidi terminanti in **-ico**.

Si usa il suffisso **-ito** per anioni derivanti da acidi terminanti in **-oso**.

7. Le proprietà dei composti ternari

I **sali ternari** sono composti formati da un metallo, un non metallo e l'ossigeno.

I sali ternari si formano per sostituzione degli atomi di idrogeno dell'ossiacido corrispondente con un metallo.

Acido	Residuo	Esempi di sali	Nome tradizionale
H_2SO_3 acido solforoso	SO_3^{2-} solfito	Na_2SO_3 $CaSO_3$	solfito di sodio solfito di calcio
H_2SO_4 acido solforico	SO_4^{2-} solfato	K_2SO_4 $Al_2(SO_4)_3$	solfato di potassio solfato di alluminio
$HClO$ acido ipocloroso	ClO^- ipoclorito	$NaClO$ $Ba(ClO)_2$	ipoclorito di sodio ipoclorito di bario
$HClO_2$ acido cloroso	ClO_2^- clorito	$KClO_2$ $Zn(ClO_2)_2$	clorito di potassio clorito di zinco
$HClO_3$ acido clorico	ClO_3^- clorato	$LiClO_3$ $Al(ClO_3)_3$	clorato di litio clorato di alluminio
$HClO_4$ acido perclorico	ClO_4^- perclorato	$KClO_4$ $Cu(ClO_4)_2$	perclorato di potassio perclorato rameico

SALI TERNARI o QUATERNARI....

SCRIVERE LA FORMULA DI UN SALE TERNARIO

$H_2CO_3 \xrightarrow{-2H^+} CO_3^{2-}$ ACIDO CARBONICO \rightarrow IONE CARBONATO

$HNO_2 \xrightarrow{-H^+} NO_2^-$ ACIDO NITROSO \rightarrow IONE NITRITO

$HNO_3 \xrightarrow{-H^+} NO_3^-$ ACIDO NITRICO \rightarrow IONE NITRATO

$H_3PO_4 \xrightarrow{-3H^+} PO_4^{3-}$ ACIDO FOSFORICO \rightarrow IONE FOSFATO

$H_2SO_3 \xrightarrow{-2H^+} SO_3^{2-}$ ACIDO SOLFOROSO \rightarrow IONE SOLFITO

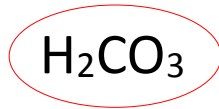
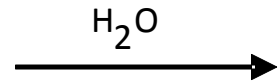
$H_2SO_4 \xrightarrow{-2H^+} SO_4^{2-}$ ACIDO SOLFORICO \rightarrow IONE SOLFATO

RIEPILOGO ACIDI OSSIGENATI E LORO IONI

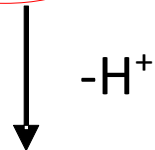


CO monossido di carbonio

CO₂ anidride carbonica



acido carbonico



-H⁺

CH₃COOH acido acetico

HCO₃⁻ idrogeno carbonato (bicarbonato)

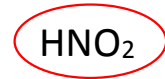
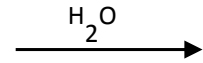
HCOOH acido formico

CO₃²⁻ carbonato

N_2O protossido di azoto

NO monossido di azoto

N_2O_3 anidride nitrosa



acido nitroso

$-H^+$

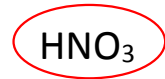
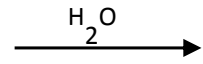


nitrito

NO_2 biossido di azoto

N_2O_4 ipoazotide

N_2O_5 anidride nitrica



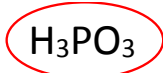
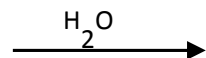
acido nitrico

$-H^+$



nitrato

P_4O_6 anidride fosforosa



acido fosforoso

$-H^+$



diidrogeno fosfito

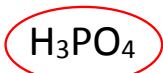
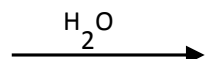


monoidrogeno fosfito



fosfito

P_4O_{10} anidride fosforica



acido fosforico

$-H^+$



diidrogeno fosfato

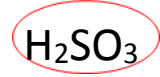


monoidrogeno fosfato



fosfato (ortofosfato)

SO₂ anidride solforosa



acido solforoso

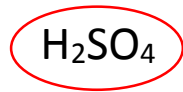
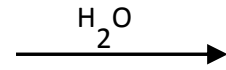


idrogeno solfito



solfito

SO₃ anidride solforica



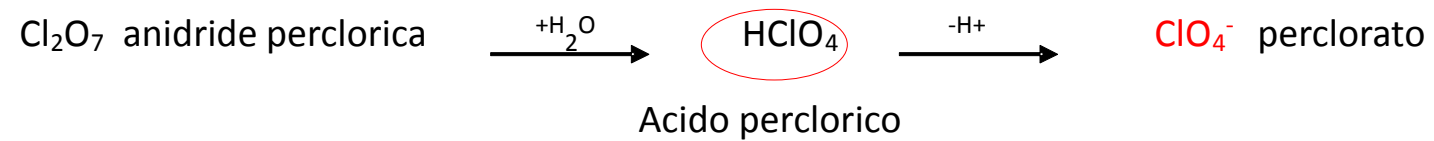
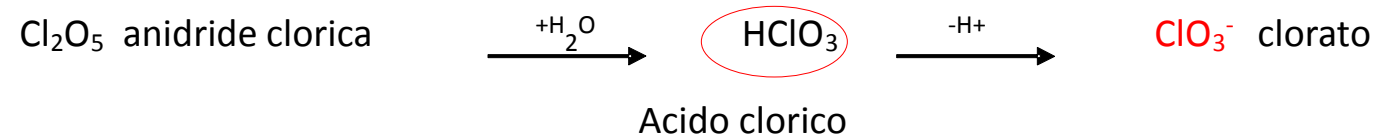
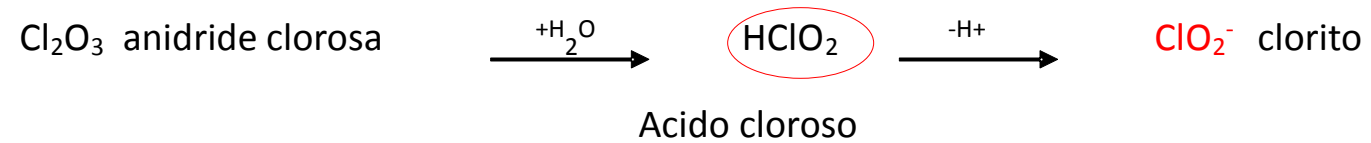
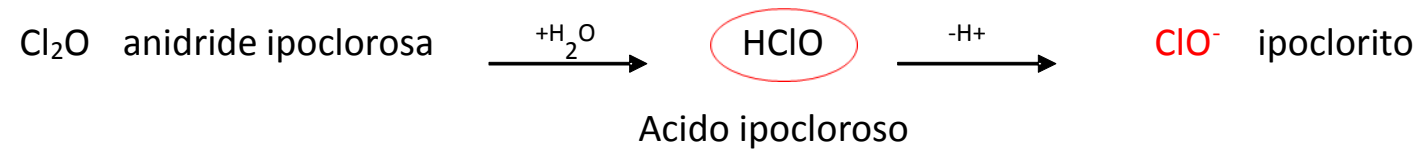
acido solforico



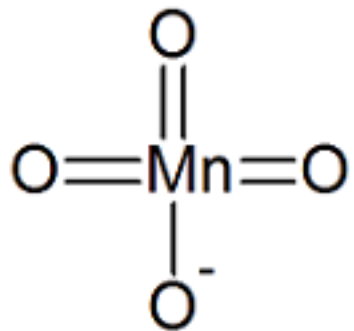
idrogeno solfato



solfato



QUALCHE IONE PIU' IMPORTANTE CONTENENTE METALLI DI TRANSIZIONE



IONE CROMATO



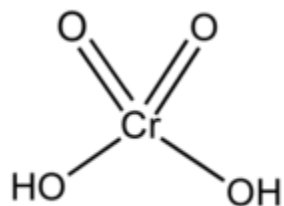
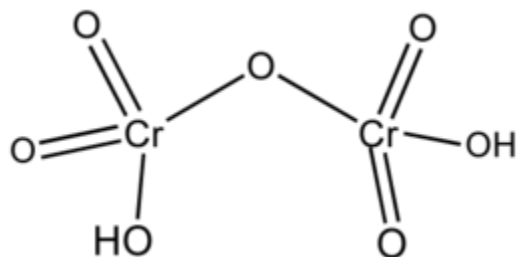
IONE DICROMATO



IONE MANGANATO



IONE PERMANGANATO



Metalli di transizione

elementi con elettroni di valenza d o f
i.e. Metalli del blocco d o f

