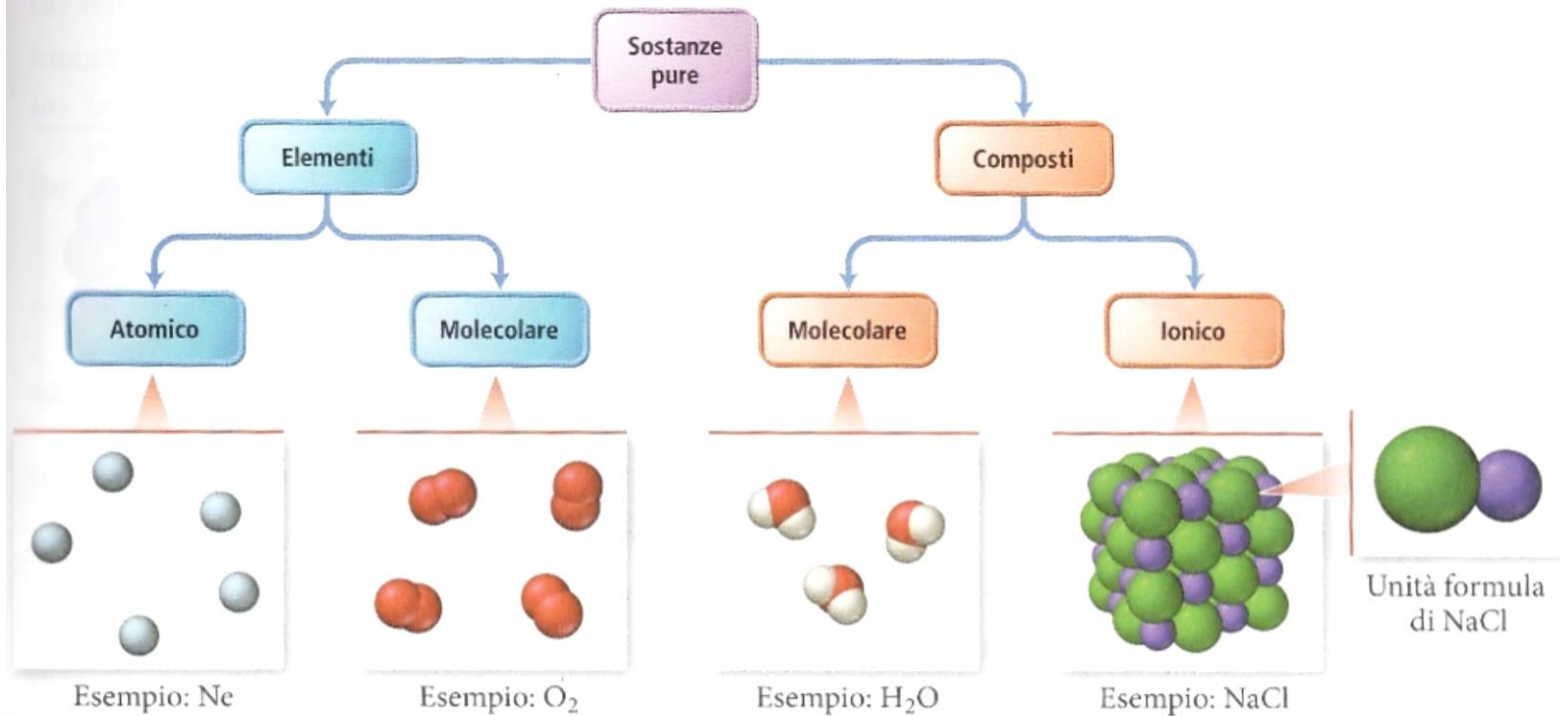


Molecole, composti ionici e nomenclatura

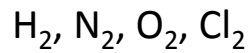
Cap. 3 e paragrafo 9.4

TRO, EdiSES

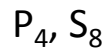
Classificazione di elementi e composti



Es. Elementi molecolari biatomici:



Elementi molecolari poliatomici:



La maggior parte delle sostanze sono composti:
in essi gli elementi si combinano in **proporzioni fisse e definite**.

«si combinano» significa che gli atomi degli elementi sono tenuti
insieme da

LEGAMI CHIMICI

Tipo di atomi	Tipo di legame	Caratteristica del legame
Metalli e non metalli	Ionico	Trasferimento di elettroni
Non metalli e non metalli	Covalente	Condivisione di elettroni
Metalli	Metallico	Delocalizzazione di elettroni

LEGAME IONICO tra un metallo e un non metallo

Bassa energia di ionizzazione => tendenza a formare cationi

Elevata affinità elettronica => tendenza a formare anioni

Elementi che formano ioni con cariche che possono essere previste

	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
2	Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
3	K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻	
4	Rb ⁺	Sr ²⁺														Te ²⁻	I ⁻	
5	Cs ⁺	Ba ²⁺																

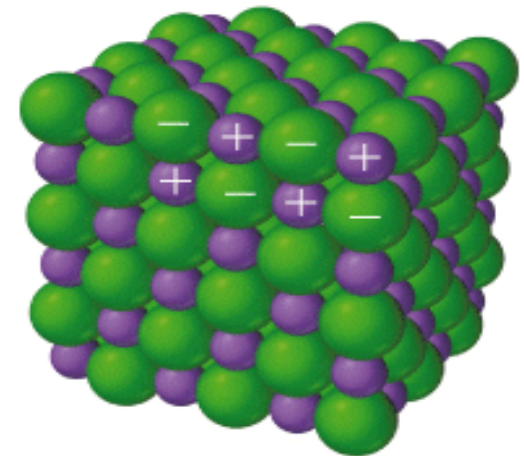
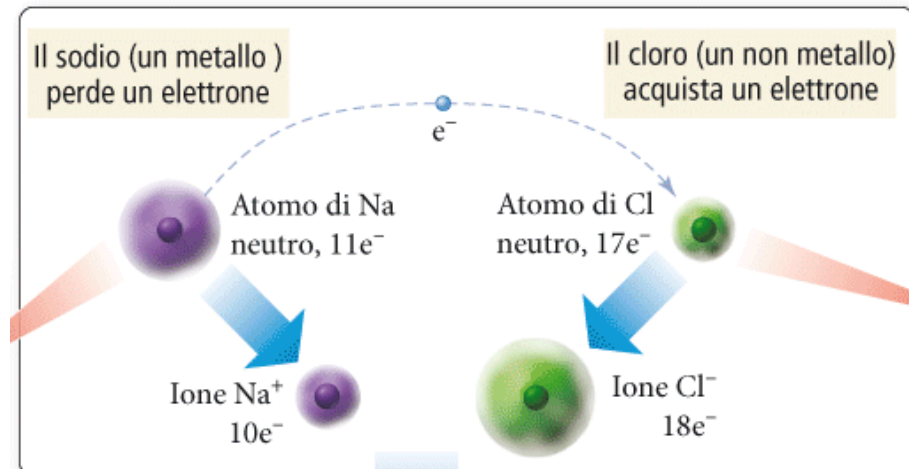
▲ **FIGURA 8.8** Elementi che formano ioni con cariche che possono essere previste

Si noti che ciascun ione ha la configurazione elettronica di un gas nobile.

Quando un metallo interagisce con un non metallo, il metallo trasferisce uno o più elettroni al non metallo.

Si formano un catione e un anione che si attraggono l'un l'altro (per effetto di forze elettrostatiche) abbassando l'energia potenziale complessiva

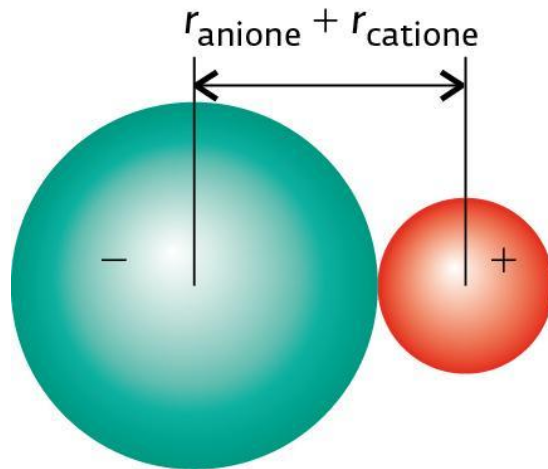
Formazione di un composto ionico



$\text{NaCl}(s)$

Gli ioni sono
in posizioni fisse.

Anioni e cationi sono tenuti insieme in un reticolo cristallino, in cui si alternano con regolarità



La struttura del solido ionico risultante deriva dal principio di massimo impacchettamento



I solidi ionici sono molto stabili perché le attrazioni tra cationi e anioni sono forti e un singolo ione interagisce con diversi altri ioni complementari nel reticolo

Per molti elementi è possibile la formazione di ioni di carica prevedibile

- Per ottenere un guscio di valenza completo, **i metalli alcalini (ns^1) e gli alcalino terrosi (ns^2)** tendono a perdere rispettivamente 1 e 2 elettroni, diventando così isoelettronici con il gas nobile che li precede, con formazione dei seguenti cationi:



$Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+$



$Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}$

- Per ottenere un guscio di valenza completo, diventando così isoelettronici con il gas nobile che segue, **gli alogeni (ns^2np^5)** tendono ad acquistare 1 elettrone, mentre **ossigeno e zolfo (ns^2np^4)** tendono ad acquistarne 2. Si formano i seguenti anioni:

$F^-, Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, O^{2-}$

Un composto ionico:

- Contiene ioni positivi e negativi
- Si rappresenta con una **UNITA' FORMULA**, che è il più piccolo aggregato di ioni che sia **elettricamente neutro**. In essa la somma delle cariche positive DEVE essere uguale a quella delle cariche negative
- Le unità formula **NON sono molecole** perché non esistono in unità discrete.
- L'unità formula indica il più piccolo rapporto tra gli ioni (espresso come numero intero). Es. NaCl e non Na₂Cl₂

Procedura per...

Scrivere le formule dei composti ionici

1. Scrivere il simbolo del catione metallico e la sua carica, seguita dal simbolo dell'anione non metallico e la sua carica. Le cariche possono essere ottenute dal numero del gruppo nella tavola periodica a cui appartengono gli elementi (Figura 2.13).
2. Attribuire il pedice a ciascun catione e anione per bilanciare la carica totale.
3. Controllare che la somma delle cariche dei cationi sia uguale alla somma delle cariche degli anioni.

Esempio

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra potassio e bromo

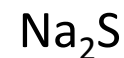
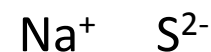


Cationi: 1+
Anioni: 1-
Le cariche si bilanciano.

Esempio

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra sodio e zolfo



Cationi: $2(1+) = 2+$
Anioni: 2-
Le cariche si bilanciano.

Procedura per...

Scrivere le formule dei composti ionici

1. Scrivere il simbolo del catione metallico e la sua carica, seguita dal simbolo dell'anione non metallico e la sua carica. Le cariche possono essere ottenute dal numero del gruppo nella tavola periodica a cui appartengono gli elementi (Figura 2.13).

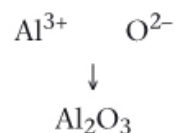
2. Attribuire il pedice a ciascun catione e anione per bilanciare la carica totale.

3. Controllare che la somma delle cariche dei cationi sia uguale alla somma delle cariche degli anioni.

Esempio 3.3

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra alluminio e ossigeno.



Cationi: $2(3+) = 6+$
Anioni: $3(2-) = 6-$
Le cariche si bilanciano.

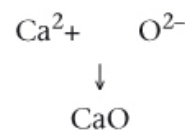
ESERCIZIO DI PROVA 3.3

Scrivere la formula per il composto formato da potassio e zolfo.

Esempio 3.4

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra calcio e ossigeno.



Cationi: $2+$
Anioni: $2-$
Le cariche si bilanciano.

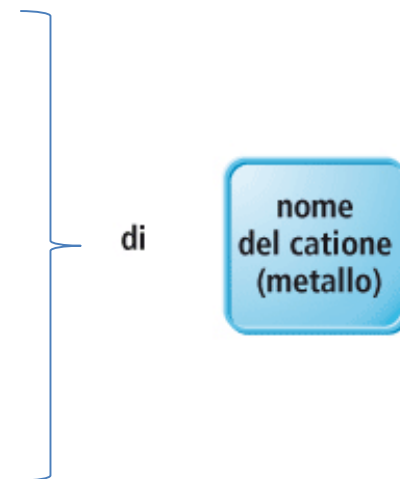
ESERCIZIO DI PROVA 3.4

Scrivere la formula per il composto formato da alluminio e azoto.

Nomenclatura dei composti ionici binari



Non metallo	Simbolo ione	radice	Nome finale
fluoro	F ⁻	Fluor-	fluoruro
cloro	Cl ⁻	Clor-	cloruro
bromo	Br ⁻	Brom-	bromuro
iodio	I ⁻	Iod-	ioduro
zolfo	S ²⁻	Solf-	solfo
ossigeno	O ²⁻	Oss-	OSSIDO



Procedura per...

Scrivere le formule dei composti ionici

1. Scrivere il simbolo del catione metallico e la sua carica, seguita dal simbolo dell'anione non metallico e la sua carica. Le cariche possono essere ottenute dal numero del gruppo nella tavola periodica a cui appartengono gli elementi (Figura 2.13).
2. Attribuire il pedice a ciascun catione e anione per bilanciare la carica totale.
3. Controllare che la somma delle cariche dei cationi sia uguale alla somma delle cariche degli anioni.

Esempio

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra potassio e bromo

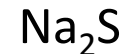
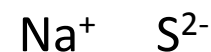


Cationi: 1+
Anioni: 1-
Le cariche si bilanciano.

Esempio

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra sodio e zolfo



Cationi: $2(1+) = 2+$
Anioni: 2-
Le cariche si bilanciano.

Nome:

Bromuro di potassio

Solfuro di sodio

Procedura per...

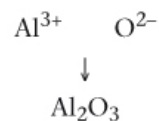
Scrivere le formule dei composti ionici

1. Scrivere il simbolo del catione metallico e la sua carica, seguita dal simbolo dell'anione non metallico e la sua carica. Le cariche possono essere ottenute dal numero del gruppo nella tavola periodica a cui appartengono gli elementi (Figura 2.13).
2. Attribuire il pedice a ciascun catione e anione per bilanciare la carica totale.
3. Controllare che la somma delle cariche dei cationi sia uguale alla somma delle cariche degli anioni.

Esempio 3.3

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra alluminio e ossigeno.

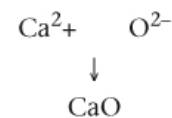


Cationi: $2(3+) = 6+$
Anioni: $3(2-) = 6-$
Le cariche si bilanciano.

Esempio 3.4

Scrivere le formule dei composti ionici

Scrivere una formula per un composto ionico che si forma tra calcio e ossigeno.



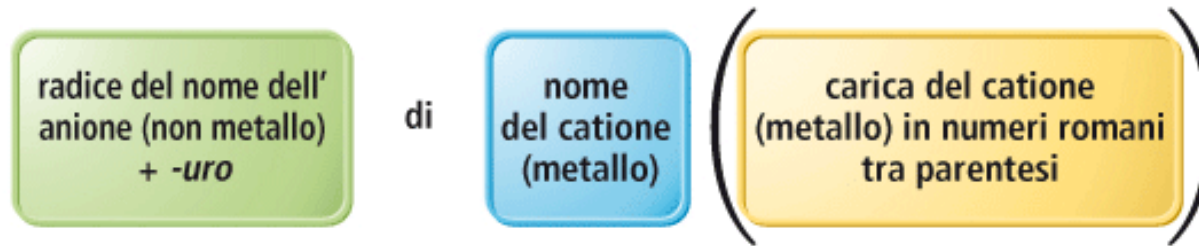
Cationi: $2+$
Anioni: $2-$
Le cariche si bilanciano.

Nome:

Ossido di alluminio

Ossido di calcio

Alcuni metalli possono formare cationi con diversa carica, da cui si ottengono quindi composti ionici binari di tipo diverso



oppure

Nomenclatura
tradizionale

- per lo ione con carica più bassa, suffisso **-oso** dopo la radice del nome del metallo
- per lo ione con carica più alta, suffisso **-ico** dopo la radice del nome del metallo

Es 1. Il ferro può formare due cationi:

Fe^{2+} = ione ferro(II)

Fe^{3+} = ione ferro(III)

I rispettivi composti ionici binari che questi ioni formano con il cloro sono:

FeCl_2 = cloruro di ferro(II) *oppure* cloruro ferro**so**

FeCl_3 = cloruro di ferro(III) *oppure* cloruro ferr**ico**

Es 2. Il rame può formare due cationi:

Cu^+ = ione rame(I)

Cu^{2+} = ione rame(II)

I rispettivi composti ionici binari che questi ioni formano con lo zolfo sono:

Cu_2S = solfuro di rame(I) *oppure* solfuro rameoso

CuS = solfuro di rame(II) *oppure* solfuro rameico

Esempio 3.6

Nomenclatura dei composti ionici che contengono un metallo che forma più di un tipo di catione

Indicare il nome del composto PbBr_2 .

RISULTATO

La carica su Pb deve essere $2+$ affinché il composto sia elettricamente neutro con 2 anioni Br^- . Il nome di PbBr_2 è composto dalla radice del nome dell'anione (*brom-*) con il suffisso *-uro* seguito da "di" e dal nome del catione, piombo, con la carica del catione tra parentesi. Il nome completo è bromuro di piombo(II).



Come chiamo lo stesso composto secondo la nomenclatura tradizionale, sapendo che gli ioni possibili sono Pb^{2+} e Pb^{4+} ?

Esempio 3.6

Nomenclatura dei composti ionici che contengono un metallo che forma più di un tipo di catione

Indicare il nome del composto PbBr_2 .

RISULTATO

La carica su Pb deve essere $2+$ affinché il composto sia elettricamente neutro con 2 anioni Br^- . Il nome di PbBr_2 è composto dalla radice del nome dell'anione (*brom-*) con il suffisso *-uro* seguito da "di" e dal nome del catione, piombo, con la carica del catione tra parentesi. Il nome completo è bromuro di piombo(II).



Come chiamo lo stesso composto secondo la nomenclatura tradizionale, sapendo che gli ioni possibili sono Pb^{2+} e Pb^{4+} ?

bromuro piomboso

Molti composti ionici contengono ioni che sono a loro volta formati da gruppi di atomi legati covalentemente tra loro, ossia da **ioni poliatomici**

Nome	Formula	Nome	Formula
carbonato	CO_3^{2-}	ipoclorito	ClO^-
Idrogeno carbonato	HCO_3^-	clorito	ClO_2^-
idrossido	OH^-	clorato	ClO_3^-
nitrito	NO_2^-	perclorato	ClO_4^-
nitrato	NO_3^-	permanganato	MnO_4^-
fosfato	PO_4^{3-}	solfito	SO_3^{2-}
idrogenofosfato	HPO_4^{2-}	idrogenosolfito	HSO_3^-
diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	solfato	SO_4^{2-}
ammonio	NH_4^+	idrogenosolfato	HSO_4^-

Composti ionici idrati

Alcuni composti ionici contengono uno specifico numero di molecole di acqua associate ad ogni unità formula. Essi sono detti **idrati** e il numero di molecole di acqua di idratazione viene indicato dopo il nome del composto ionico utilizzando i prefissi riportati in diapositiva.

Es. $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ cloruro di cobalto(II) **esaidrato**

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ solfato di rame(II) **pentaidrato**

Prefissi:

Mono = 1	Esa = 6
Di = 2	Epta = 7
Tri = 3	Otta = 8
Tetra = 4	Nona = 9
Penta = 5	Deca = 10

Metallo + Ossigeno \longrightarrow **Ossido (Basico)**

Ossido

di

nome
del catione
(metallo)

O^{2-}
(lone osso)

Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+
 Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
 Al^{3+}

Esempi:

$Li_2O \rightarrow$ ossido di Litio

$Na_2O \rightarrow$ ossido di sodio

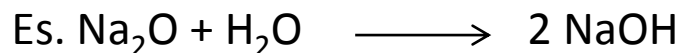
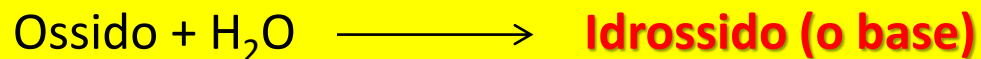
$K_2O \rightarrow$ ossido di potassio

$MgO \rightarrow$ ossido di magnesio

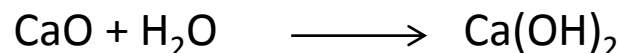
$CaO \rightarrow$ ossido di calcio

$BaO \rightarrow$ ossido di bario

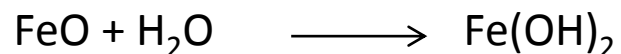
$Al_2O_3 \rightarrow$ ossido di alluminio



NaOH = idrossido di sodio



Ca(OH)₂ = idrossido di calcio

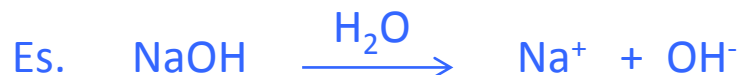


Fe(OH)₂ = idrossido di ferro(II) o
idrossido ferroso

Gli idrossidi sono composti ionici ternari, costituiti da un catione metallico, O e H

Nella formula chimica, lo ione OH⁻ (ossidrilico) va scritto dopo il metallo

- **Quando un idrossido viene sciolto in acqua, rilascia OH⁻ e il catione del metallo corrispondente.**



NON Metallo + Ossigeno \longrightarrow **Ossido Acido (o Anidride)**

Composti molecolari formati
mediante legami covalenti



Es: $\text{SO}_2 \rightarrow$ diossido di zolfo

$\text{SO}_3 \rightarrow$ triossido di zolfo

$\text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow$ triossido di difosforo

$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ pentossido di difosforo

Prefissi:

(Mono = 1)	Esa = 6
Di = 2	Epta = 7
Tri = 3	Otta = 8
Tetra = 4	Nona = 9
Penta = 5	Deca = 10

oppure...

NON Metallo + Ossigeno \longrightarrow **Ossido Acido (o Anidride)**

Composti molecolari formati
mediante legami covalenti

... oppure nomenclatura tradizionale:

Anidride

Radice del nome del non
metallo diverso da O

suffisso

⁺⁴₋₂
SO₂ anidride solfor-**osa**

⁺⁶₋₂
SO₃ anidride solfor-**ica**

**N.B. il numero di ossidazione più alto
coincide con il numero del gruppo a cui
appartiene l'elemento**

Suffissi

-oso per il numero di
ossidazione **più basso**

-ico per il numero di
ossidazione **più alto**

NON Metallo + Ossigeno \longrightarrow **Ossido Acido (o Anidride)**

Altri esempi con nomenclatura tradizionale:

$\overset{+3}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ anidride nitr-**osa**

$\overset{+3}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ anidride fosfor-**osa**

$\overset{+5}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}_5$ anidride nitr-**ica**

$\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_5$ anidride fosfor-**ica**

$\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ monossido di carbonio \rightarrow Chiamato così anche secondo la nomenclatura tradizionale (non anidride carboniosa)

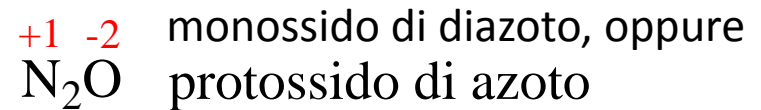
$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ anidride carbon-**ica**

Casi particolari:

- Nella tavola periodica, per **Cl** troviamo 4 numeri di ossidazione positivi.



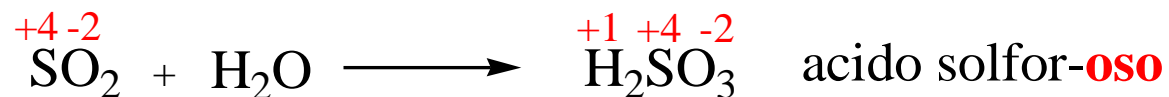
- Nella tavola periodica, per **N** troviamo anche altri numeri di ossidazione positivi oltre a +3 e +5. A questi numeri (+1, +2 e +4) corrispondono altri ossidi che non hanno le proprietà di ossidi basici o acidi





Formula dell'ossiacido: $\text{H}_x \text{ non-metallo}_y \text{O}_z$

Nome dell'ossiacido: stessi suffissi e prefissi dell'anidride corrispondente perché il numero di ossidazione del non metallo NON cambia



Si può scrivere la formula dell'acido direttamente dal suo nome anche senza passare per la reazione anidride + acqua.

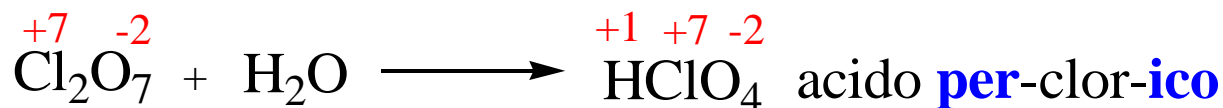
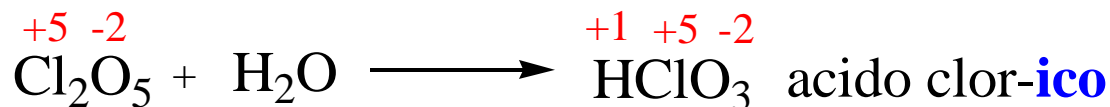
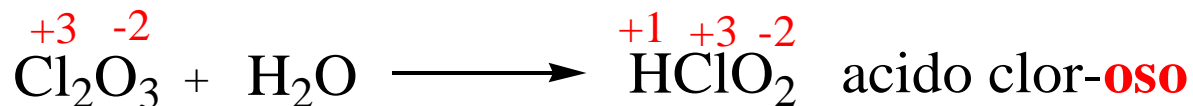
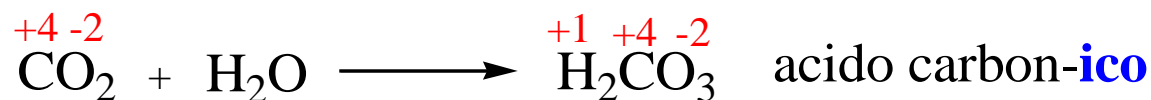
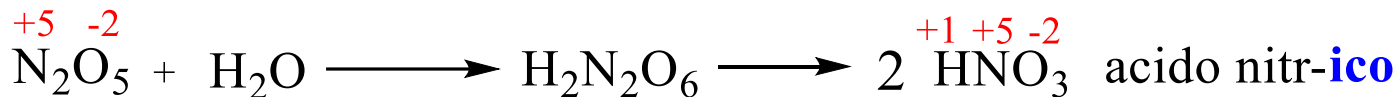
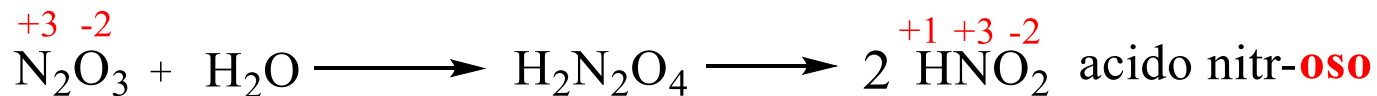
Es. acido solforico

Contiene gli elementi H, S e O che vanno scritti in questo ordine nella formula finale

Suffisso -ico => numero più alto di ossidazione => +6.

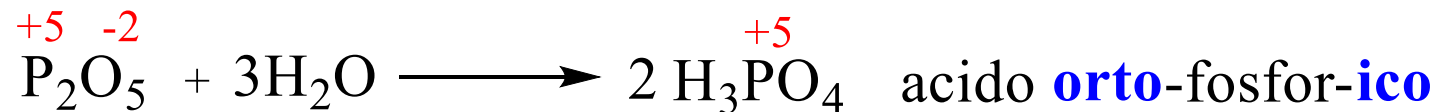
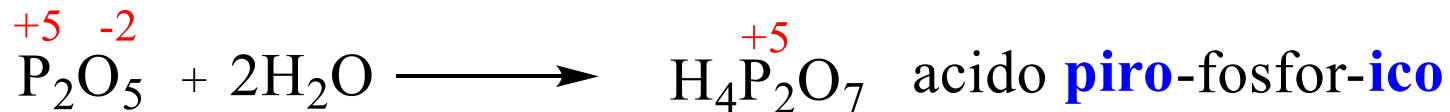
Siccome H è sempre +1, ne servono due per avere numero pari perché O è -2.

Quindi la formula è: H_2SO_4



Caso particolare:

L'anidride fosforica può addizionare una, due o tre molecole di acqua. Gli acidi risultanti mantengono il suffisso –ico nel nome (per indicare che il numero di ossidazione del P resta +5), ma hanno prefissi particolari:



Idracidi

Sono composti binari tra idrogeno e un alogeno o tra idrogeno e zolfo.

Hanno caratteristiche acide.

In questi composti **il numero di ossidazione dell'alogeno è -1** (per lo zolfo è -2).

La nomenclatura prevede per gli idracidi l'uso del **suffisso -idrico**

HF → acido fluoridrico

HCl → acido cloridrico

HBr → acido bromidrico

HI → acido iodidrico

H₂S → acido solfidrico

- Quando un ossiacido viene sciolto in acqua, perde H^+ e si trasforma nell'anione poliatomico corrispondente.
- Quando un idracido viene sciolto in acqua, perde H^+ e si trasforma nell'anione monoatomico corrispondente.

Gli acidi che possono liberare più di un protone sono detti **acidi poliprotici**.

Nomenclatura degli anioni che si formano:

Acido -ico	→	Anione -ato
Acido -oso	→	Anione -ito
Acido -idrico	→	Anione -uro

Nel passaggio da acido ad anione NON CAMBIA il numero di ossidazione degli elementi

Alcuni ioni poliatomici comuni

Nome Acido	Formula Acido	Nome Anione	Formula Anione *
Acido nitroso	HNO_2	nitrito	NO_2^-
Acido nitrico	HNO_3	nitrate	NO_3^-
Acido ipocloroso	HClO	ipoclorito	ClO^-
Acido cloroso	HClO_2	clorito	ClO_2^-
Acido clorico	HClO_3	clorato	ClO_3^-
Acido perclorico	HClO_4	perclorato	ClO_4^-
Acido permanganico	HMnO_4	permanganato	MnO_4^-

* In questi anioni, il non metallo e il/gli O sono uniti da legami covalenti

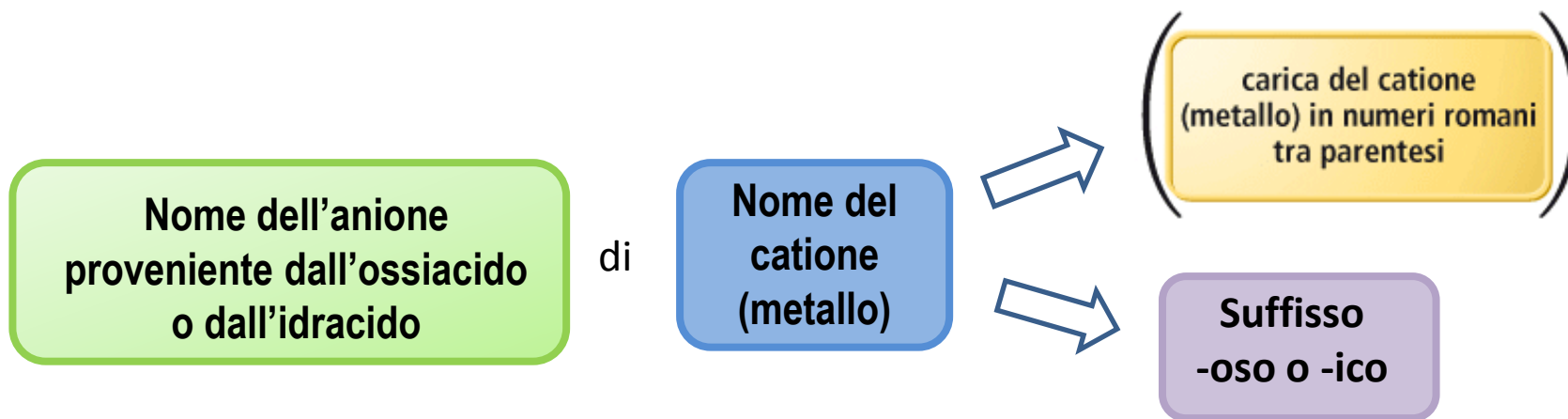
Alcuni ioni poliatomici comuni di acidi poliprotici

Nome Acido	Formula Acido	Perde...	Nome Anione	Formula Anione *
Acido carbonico	H_2CO_3	1 H^+	idrogenocarbonato (o bicarbonato)	HCO_3^-
Acido carbonico	H_2CO_3	2 H^+	carbonato	CO_3^{2-}
Acido fosforico	H_3PO_4	1 H^+	diidrogenofosfato	H_2PO_4^-
Acido fosforico	H_3PO_4	2 H^+	idrogenofosfato	HPO_4^{2-}
Acido fosforico	H_3PO_4	3 H^+	fosfato	PO_4^{3-}
Acido solforoso	H_2SO_3	1 H^+	idrogenosolfito	HSO_3^-
Acido solforoso	H_2SO_3	2 H^+	solfito	SO_3^{2-}
Acido solforico	H_2SO_4	1 H^+	idrogenosolfato	HSO_4^-
Acido solforico	H_2SO_4	2 H^+	solfato	SO_4^{2-}

* In questi anioni, il non metallo e il/gli O sono uniti da legami covalenti

Interazione **catione + anione** \longrightarrow composto ionico (o **sale**)

Nomenclatura di sali:

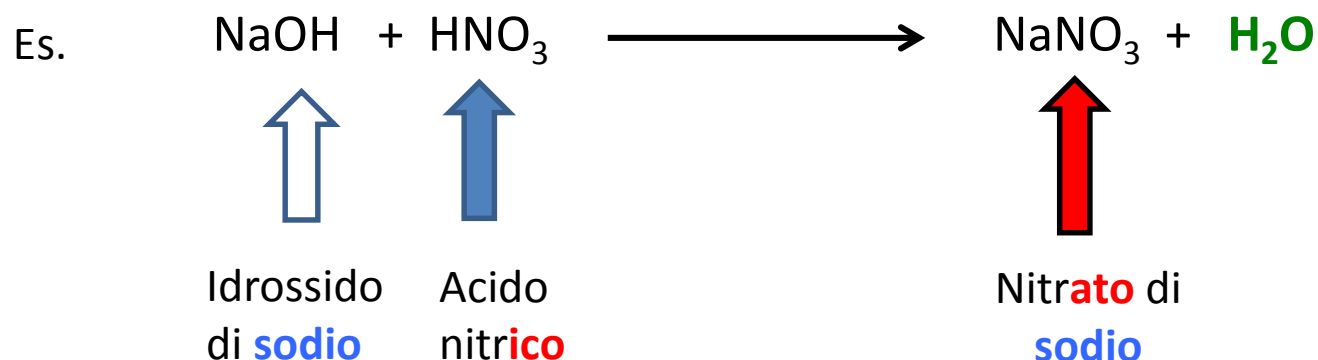


Esempi di nomenclatura di sali

Tipo di catione	Tipo di anione	Formula Sale	Nome Sale
Mg^{2+}	Cl^-	MgCl_2	cloruro di magnesio
Na^+	SO_4^{2-}	Na_2SO_4	solfo di sodio
Fe^{2+}	S^{2-}	FeS	solfo di ferro (II) o solfo ferroso
Fe^{3+}	NO_2^-	$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$	nitrito di ferro(III) o nitrito ferrico
K^+	ClO^-	KClO	ipoclorito di potassio
Ba^{2+}	ClO_4^-	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$	perclorato di bario
Li^+	CO_3^{2-}	Li_2CO_3	carbonato di litio
Ca^{2+}	HPO_4^{2-}	CaHPO_4	idrogenofosfato di calcio

I sali si possono formare facendo reagire un idrossido (una base) e un acido (idracido o un ossiacido).

La reazione di salificazione più comune è:



Gli ioni OH^- derivanti dalla dissociazione della base si combinano con gli ioni H^+ derivanti dalla dissociazione dell'acido per formare H_2O .



Riassumendo: Formazione e Nomenclatura di ossidi basici e idrossidi

Gruppi												13			
1A												3A			
1		2												13	
1A		2A												3A	
1	H $1s^1$													5 B $2s^2 2p^1$	
2	Li $2s^1$	Be $2s^2$											13 Al $3s^2 3p^1$		
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$	3B	4B	5B	6B	7B	8B		11B	12B	13			
4	K $4s^1$	Ca $4s^2$	Sc $4s^2 3d^1$	Ti $4s^2 3d^2$	V $4s^2 3d^3$	Cr $4s^1 3d^5$	Mn $4s^2 3d^5$	Fe $4s^2 3d^6$	Co $4s^2 3d^7$	Ni $4s^2 3d^8$	Cu $4s^1 3d^{10}$	Zn $4s^2 3d^{10}$	Ga $4s^2 4p^1$		
5	Rb $5s^1$	Sr $5s^2$	Y $5s^2 4d^1$	Zr $5s^2 4d^2$	Nb $5s^1 4d^4$	Mo $5s^1 4d^5$	Tc $5s^2 4d^5$	Ru $5s^1 4d^7$	Rh $5s^1 4d^8$	Pd $4d^{10}$	Ag $5s^1 4d^{10}$	Cd $5s^2 4d^{10}$	In $5s^2 5p^1$		
6	Cs $6s^1$	Ba $6s^2$	La $6s^2 5d^1$	Hf $6s^2 5d^2$	Ta $6s^2 5d^3$	W $6s^2 5d^4$	Re $6s^2 5d^5$	Os $6s^2 5d^6$	Ir $6s^2 5d^7$	Pt $6s^1 5d^9$	Au $6s^1 5d^{10}$	Hg $6s^2 5d^{10}$	Tl $6s^2 6p^1$		
7	Fr $7s^1$	Ra $7s^2$	Ac $7s^2 6d^1$	Rf $7s^2 6d^2$	Db $7s^2 6d^3$	Sg $7s^2 6d^4$	Bh $7s^2 6d^5$	Hs $7s^2 6d^6$	Mt $7s^2 6d^7$	Ds $7s^2 6d^8$	Rg $7s^2 6d^9$	Cn $7s^2 6d^{10}$	**		

Legend:
■ elementi del blocco s (blue)
■ elementi del blocco p (pink)
■ elementi del blocco d (yellow)
■ elementi del blocco f (green)

Ione metallico + ione ossido \longrightarrow ossido (ossido basico)

Ossido + H_2O \longrightarrow idrossido (o base)

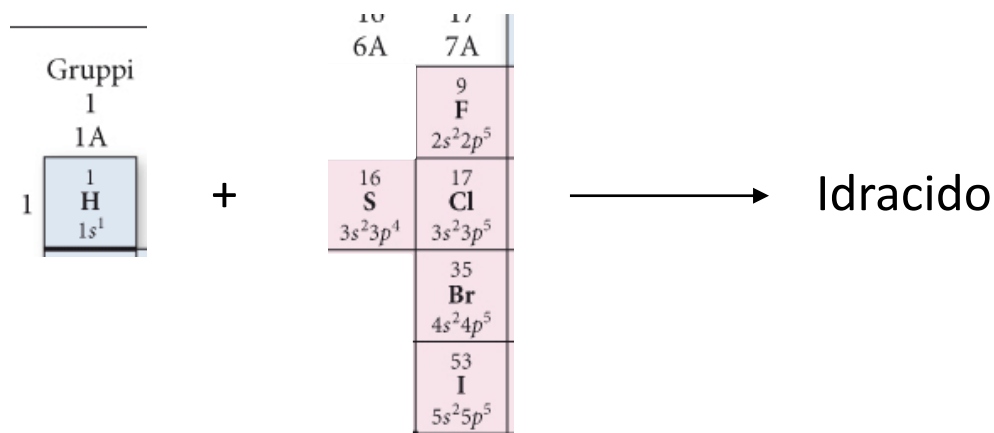
Ossidi basici e idrossidi sono composti ionici, rispettivamente binari e ternari

Riassumendo: Formazione e Nomenclatura di anidridi, ossiacidi e idracidi

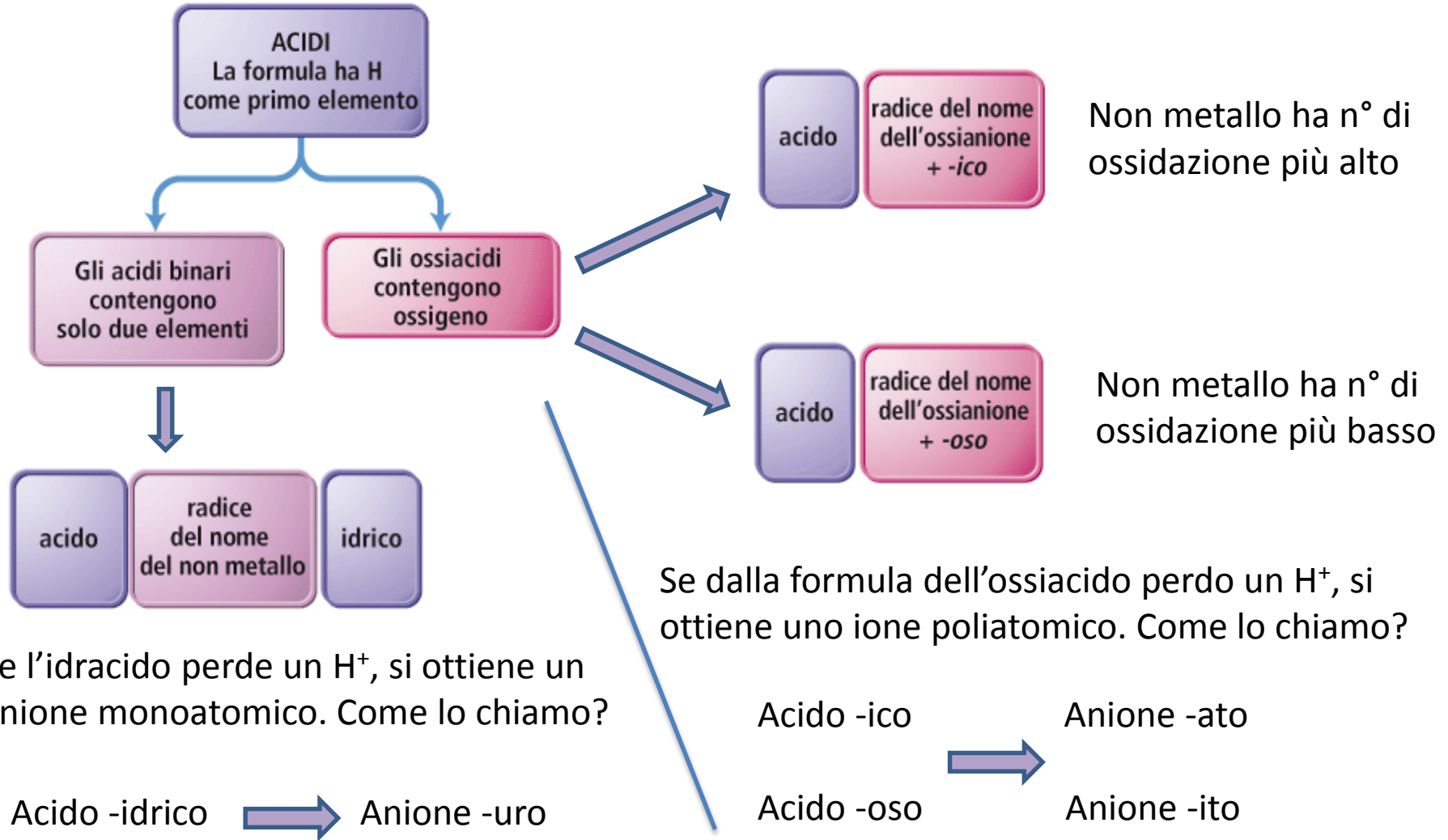
13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A
5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$
13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$
31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$
49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$

Non metallo + ossigeno \longrightarrow ossido acido (o anidride)

Anidride + H_2O \longrightarrow ossiacido

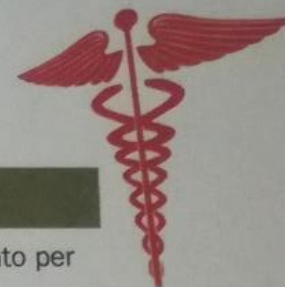


Riassumendo: Nomenclatura degli acidi:



Tali anioni possono interagire con cationi a dare composti ionici (**sali**)

Molti farmaci sono composti molecolari, ma anche un certo numero di composti ionici è usato in medicina. Nella seguente tabella, molti composti contengono ioni poliatomici. Il legame tra un metallo ed uno ione poliatomico è ionico, mentre i legami all'interno dello ione poliatomico sono covalenti.



Formula	Nome	Utilizzo medico
AgNO_3	Nitrato di argento	Disinfettante ad uso topico; in soluzione, il nitrato di argento è utilizzato per curare e prevenire le infezioni agli occhi, specialmente nei neonati.
BaSO_4	Solfato di bario	Utilizzato come mezzo di contrasto o potenziatore di immagini in radiologia
CaSO_4	Solfato di calcio	Utilizzato per calchi di gesso
KMnO_4	Permanganato di potassio	Disinfettante ad uso topico; spesso utilizzato per curare le infezioni fungine dei piedi
KI	Ioduro di potassio	Antisettico e disinfettante; somministrato oralmente per prevenire malattie da radiazioni
Li_2CO_3	Carbonato di litio	Utilizzato per curare disordini di bipolarismo (maniaco-depressivi)
MgSO_4	Solfato di magnesio	Utilizzato per curare l'eclampsia (una complicazione che si può verificare durante la gravidanza in cui l'elevata pressione sanguigna porta a convulsioni)
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Idrossido di magnesio	Antiacido e leggero lassativo
NaHCO_3	Bicarbonato di sodio	Antiacido orale utilizzato per curare bruciore e acidità di stomaco; viene iniettato nel sangue per curare le acidosi più gravi (acidificazione del sangue)
NaF	Fluoruro di sodio	Utilizzato per rafforzare i denti
ZnO	Ossido di zinco	Utilizzato come protezione dai raggi ultravioletti solari