

Formazione di ioni

Un atomo isolato è elettricamente **neutro**: il numero di elettroni è uguale a quello dei protoni

- Quando un atomo si lega ad altri atomi per formare una molecola la sua elettroneutralità viene perturbata
- Il caso estremo è quello dei **composti ionici**: in tali composti, gli atomi costituenti hanno perso o acquistato elettroni diventando perciò ioni. Un esempio di questo genere è il composto NaCl, costituito da ioni **Na⁺ e Cl⁻** legati fra loro da forze puramente elettrostatiche.

Ioni

Sono **atomi** (ioni monoatomici) o **gruppi di atomi** (ioni poliatomici) che hanno perso o acquistato elettroni e quindi sono **dotati di una carica elettrica** risultante. Questa carica elettrica, espressa in unità di carica dell'elettrone, si indica (con segno) **in alto a destra** rispetto al simbolo dell'atomo o gruppo di atomi. Es. Na⁺, NH₄⁺, Cl⁻, SO₄²⁻,

Se un atomo o un gruppo di atomi possiede **meno** elettroni di quelli richiesti per bilanciare la carica nucleare positiva, diventa uno ione positivo o **catione**. Se un atomo o un gruppo di atomi possiede **più** elettroni di quelli richiesti per bilanciare la carica nucleare positiva, diventa uno ione negativo o **anione**.

Tutti i metalli danno cationi. I metalli alcalini danno ioni con carica +1, i metalli alcalino terrosi danno ioni con carica +2, i metalli del gruppo del B danno ioni con carica +3 e i metalli del gruppo del C danno ioni con carica +4. I metalli di transizione danno cationi la cui carica positiva non è facilmente prevedibile. Molti metalli possono dare più di un catione (es. Fe²⁺, Fe³⁺, Sn²⁺, Sn⁴⁺)

Tutti i non metalli danno anioni, la cui carica negativa vale -1 per i non metalli del gruppo del F, -2 per i non metalli del gruppo del O e così via.

L'idrogeno può dare sia un catione H⁺ che un anione H⁻

Formazione di ioni

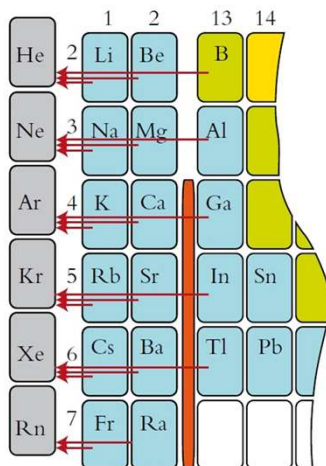
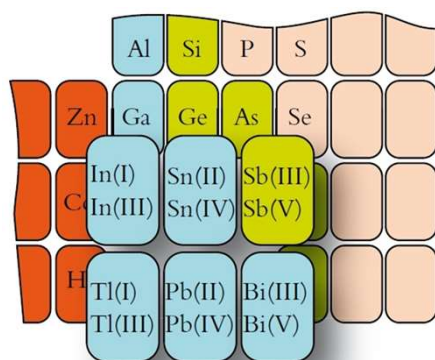
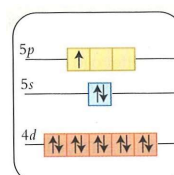
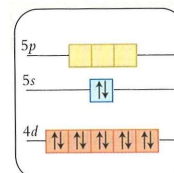
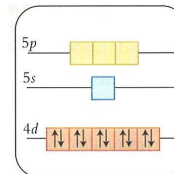


Figura 2A.2 Quando un atomo metallico appartenente a un gruppo principale dà origine a un catione, cede elettroni di valenza *s* e *p* e acquista la configurazione elettronica del gas nobile che lo precede. Gli atomi più pesanti dei gruppi 13 e 14 conservano sottogusci interi di elettroni *d*.

Formazione di ioni


 In^0

 In^+

 In^{3+}


Formazione di ioni

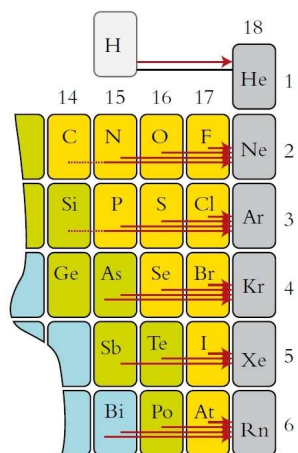


Figura 2A.4 Quando gli atomi dei non metalli acquistano elettroni dando origine agli anioni corrispondenti, si fermano nel momento in cui raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile che segue.

Scrivere la **configurazione elettronica** del selenio ($Z = 34$) e prevedere gli **stati di ossidazione** più stabili per questo elemento.

Numero di ossidazione

- Non tutti i composti sono ionici, ma quando due atomi diversi sono legati, uno dei due tende ad attirare gli elettroni dell'altro verso il proprio nucleo. Se questo processo venisse portato all'estremo, l'atomo più elettronegativo assumerebbe una carica negativa mentre l'altro assumerebbe una carica positiva, proprio come in un composto ionico

Il concetto di numero di ossidazione è strettamente connesso all'elettronegatività e può essere definito **come la carica che un dato atomo assumerebbe in un composto se tutti i legami che lo coinvolgono fossero completamente ionici**

Numero di ossidazione

- Siccome un atomo isolato è elettricamente neutro (cioè ha una carica elettrica risultante pari a 0), il suo numero di ossidazione sarà **0**. Hanno perciò numero di ossidazione 0 tutti gli elementi allo stato atomico: Na, C, Ne...
- In una qualsiasi molecola omonucleare (cioè formata da atomi dello stesso tipo) non ci possono essere (ovviamente) differenze nella tendenza ad attirare elettroni: ne segue che ciascun atomo non perde né acquista (neppure ipoteticamente) elettroni e quindi si trova esattamente come se fosse isolato. Il suo numero di ossidazione sarà dunque **0** anche in questo caso. Ad esempio, il numero di ossidazione è per tutti gli atomi in H_2 , F_2 , O_2 ,...
- il numero di ossidazione di uno ione è uguale alla sua carica netta
 Na^+ +1, Ca^{2+} +2, Cl^- -1, S^{2-} -2,

Numero di ossidazione

L'idrogeno forma sempre e solo un **legame singolo**. Siccome tutti i non metalli sono più elettronegativi dell'idrogeno, ne segue che il suo numero di ossidazione sarà sempre **+1** quando è legato a un **non metallo**. Al contrario, tutti i metalli sono meno elettronegativi dell'idrogeno, che pertanto avrà numero di ossidazione **-1** quando è legato ad un **metallo** negli **idruri**

- Per soddisfare la regola dell'ottetto (vedremo) il **fluoro** forma sempre un legame singolo. Siccome esso è l'elemento più elettronegativo se ne deduce che il suo numero di ossidazione nei composti sarà sempre **-1**.

- Per soddisfare la regola dell'ottetto l'ossigeno tende a formare sempre due legami, come in H_2O . Siccome solo il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno, in un composto l'ossigeno avrà quasi sempre numero di **ossidazione -2**; ovviamente questa regola non vale se l'ossigeno è legato al fluoro: il numero di ossidazione dell'ossigeno nel composto OF_2 non può che essere **+2**; un'altra eccezione si ha nei perossidi, composti in cui è presente un legame $-O-O-$: in questo caso la coppia di legame tra i due atomi di ossigeno va equamente suddivisa e ciò riduce di 2 gli elettroni formalmente acquistati da ciascuno dei due atomi di ossigeno, che avrà pertanto numero di ossidazione **-1**.

Numero di ossidazione

Elementi n.o. = 0 Na, H_2 , Cl_2

Ioni n.o. = carica netta Na^+ +1, Ca^{2+} +2, Cl^- -1, S^{2-} -2,

H n.o. = + 1 (-1 nei composti binari H- metallo)

O n.o. = -2 (tranne -1 nei O_2^{2-} , $-\frac{1}{2}$ nei O_2^- , +2 in OF_2)

F = -1

Cl = -1 (tranne che con F e O)

Br = -1 (tranne che con F, Cl e O)

M alcalini n.o. = + 1

M alcalini terrosi n.o. = + 2

Zn, Cd n.o. = + 2

Al, B n.o. = +3

Numero di ossidazione:

La somma algebrica di numeri di ossidazione degli elementi costituenti una data specie chimica (molecola o ione) deve essere uguale alla carica netta della specie stessa.

- Qual è il numero di ossidazione di Mn nello ione permanganato MnO_4^- ?
- Sapendo che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e che la somma dei numeri di ossidazione degli atomi di ossigeno e di quello di manganese deve essere pari alla carica netta risultante dello ione (-1) si ha:

$$4 \cdot (-2) + X = -1 \quad -8 + X = -1 \quad X = +8 - 1 \quad X = +7$$

- Qual è il numero di ossidazione di Cl nello ione perclorato ClO_4^- ?
- Sapendo che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e che la somma dei numeri di ossidazione degli atomi di ossigeno e di quello di cloro deve essere pari alla carica netta risultante dello ione (-1) si ha:

$$4 \cdot (-2) + X = -1 \quad -8 + X = -1 \quad X = +8 - 1 \quad X = +7$$

Formula molecolare

La formula molecolare è una notazione utilizzata per esprimere in modo conciso il tipo e il numero di atomi che costituiscono una molecola.

La formula PBr_3 dice che la molecola di tribromuro di fosforo contiene 4 atomi: 1 atomo di fosforo e 3 atomi di Br.

La formula S_2F_{10} dice che la molecola di decafluoruro di dizolfo contiene 12 atomi: 2 atomi di zolfo e 10 atomi di fluoro.

Talvolta la formula molecolare viene scritta in modo da mettere in rilievo particolari "sotto-raggruppamenti" di atomi all'interno della molecola.

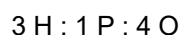
La formula molecolare del fosfato di ammonio è $\text{H}_{12}\text{N}_3\text{O}_4\text{P}$, ma invariabilmente viene scritta come $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, per indicare che la molecola è costituita da tre gruppi NH_4 e un gruppo PO_4 .

Molti elementi, pur essendo costituiti da un unico tipo di atomo, esistono sotto forma di molecole. Es. H_2 , N_2 , O_2 , S_8 ...

Formula molecolare

La formula molecolare fornisce il rapporto in cui i vari atomi costituenti una molecola si sono combinati

Dalla formula molecolare dell'acido orto-fosforico H_3PO_4 si ricava:



$$\text{Atomi di idrogeno per atomo di fosforo} = 3 / 1 = 3$$

$$\text{Atomi di ossigeno per atomo di fosforo} = 4 / 1 = 4$$

$$\text{Atomi di idrogeno per atomo di ossigeno} = 3 / 4$$

$$\text{Atomi di fosforo per atomo di ossigeno} = 1 / 4$$

$$\text{Atomi di fosforo per atomo di idrogeno} = 1 / 3$$

$$\text{Atomi di ossigeno per atomo di idrogeno} = 4 / 3$$

$$\text{Molecole di } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ per atomo di ossigeno} = 1 / 4$$

Formula molecolare:esempi

Consideriamo N_A atomi di O. Quanti atomi di H si combineranno con essi per formare H_3PO_4 ? Quanti atomi di P? Quante molecole di H_3PO_4 si formeranno?

$$N_{\text{H}} = \boxed{\text{Atomi di H corrispondenti ad 1 atomo di O}} \times \boxed{\text{Numero totale di atomi di O}} = 3/4 N_A$$

$$N_{\text{P}} = \boxed{\text{Atomi di P corrispondenti ad 1 atomo di O}} \times \boxed{\text{Numero totale di atomi di O}} = 1/4 N_A$$

$$N_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \boxed{\text{Molecole di } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ corrispondenti ad 1 atomo di O}} \times \boxed{\text{Numero totale di atomi di O}} = 1/4 N_A$$

Percentuali in massa dalla formula molecolare

La **formula molecolare** di un composto dice **quanti e quali atomi** ne costituiscono la molecola, nonché il **rapporto** in cui questi atomi sono fra loro combinati. Dalla formula molecolare è pertanto possibile risalire alla **composizione percentuale** di un composto, cioè alle percentuali in **massa** degli atomi che lo costituiscono. Consideriamo come esempio un composto di formula A_aB_b . Una molecola del composto contiene a atomi di A e b atomi di B. Siccome il composto è costituito da molecole tutte uguali fra loro, è chiaro che n mol di composto contengono $n \cdot a$ mol di A e $n \cdot b$ di B. Se indichiamo con M la massa molare del composto, per definizione di **massa molare**, la massa di composto corrispondente a n mol è $n M$. Allora, se indichiamo con M_A la **massa molare dell'elemento A** e con M_B quella di B, possiamo dire che $n \cdot M$ (g) di composto contengono $n \cdot a \cdot M_A$ (g) dell'elemento A e $n \cdot b \cdot M_B$ (g) di B. Allora, il calcolo della composizione percentuale è immediato.

$$(\%)_A = \frac{n \cdot a \cdot M_A}{n \cdot M} \cdot 100 = \frac{a \cdot M_A}{M} \cdot 100 \quad (\%)_B = \frac{n \cdot b \cdot M_B}{n \cdot M} \cdot 100 = \frac{b \cdot M_B}{M} \cdot 100$$

Percentuali in massa:

Esempio 1

La formula del carbonato di sodio è Na_2CO_3 . Calcolare la composizione percentuale.

$$M_{Na} = 22.99 \text{ g/mol} \quad M_C = 12.01 \text{ g/mol} \quad M_O = 16.00 \text{ g/mol}$$

Formula molecolare da percentuali in massa

Nota la composizione percentuale di un composto è possibile determinare la sua formula molecolare. Per il composto A_aB_b avente massa molare M e percentuali in massa $(\%)_A$ e $(\%)_B$ degli elementi costituenti, esplicitando le espressioni trovate prima rispetto agli indici a e b si ha:

$$a = \frac{(\%)_A \cdot M}{100 \cdot M_A} \qquad b = \frac{(\%)_B \cdot M}{100 \cdot M_B}$$

Da ciò si vede che per trovare la formula molecolare del composto è necessario conoscere: il tipo di atomi presenti nella sua molecola, la percentuale in massa di ciascun elemento costituente e la massa molare. Queste informazioni possono essere ottenute con i metodi della chimica analitica.

Formula molecolare da percentuali in massa

Esempio 2

Un ossido di ferro è costituito da Fe al 72.4% e O al 27.6%. La massa molare del composto determinata sperimentalmente risulta essere 231.54 g/mol. Determinare la formula molecolare.

Formula minima o formula empirica

Avendo a disposizione solo la composizione percentuale ma non la massa molare, è ancora possibile determinare la cosiddetta **formula minima** o formula empirica: tale formula fornisce **solo il rapporto di combinazione fra gli atomi costituenti una certa molecola**.

Ad esempio, la formula molecolare dell'idrazina è N_2H_4 , ma la sua formula empirica si indica con NH_2 . La formula empirica dice che l'idrazina è costituita da N e H combinati in rapporto 1 : 2. E' chiaro che si possono scrivere infinite formule molecolari sulla base di questa sola informazione: NH_2 , N_2H_4 , N_3H_6 , N_nH_{2n}

La formula molecolare, oltre al rapporto in cui sono combinati gli atomi, dice anche **quanti** atomi di ciascuna specie sono contenuti nella molecola. La formula molecolare dell'idrazina, N_2H_4 , oltre a dire che N e H sono combinati in rapporto 1 : 2, dice anche che nella molecola di idrazina ci sono 2 atomi di azoto (e quindi 4 atomi di idrogeno).

Formula minima o formula empirica

Pertanto per una molecola A_aB_b essendo:

$$a = \frac{(\%)_A \cdot M}{100 \cdot M_A} \qquad b = \frac{(\%)_B \cdot M}{100 \cdot M_B}$$

si può fare il rapporto membro a membro delle equazioni per eliminare la massa molare M e ricavare i rapporti in cui sono combinati gli elementi che costituiscono la molecola:

$$a : b = \frac{(\%)_A}{M_A} : \frac{(\%)_B}{M_B}$$

Formula minima:

Esempio 3

Calcolare la formula minima di un composto organico che all'analisi ha dato i seguenti risultati: $(\%)_C = 66.7\%$, $(\%)_H = 3.7\%$ e $(\%)_O = 29.6\%$. Assumiamo che la formula sia: $C_xH_yO_z$. Applicando quanto visto si ha:

$$x : y : z = \frac{(\%)_C}{M_C} : \frac{(\%)_H}{M_H} : \frac{(\%)_O}{M_O} = \frac{66.7}{12.01} : \frac{3.7}{1.01} : \frac{29.6}{16.00} = 5.55 : 3.66 : 1.85$$

Questo significa che nella molecola del composto C, H e O sono combinati nel rapporto 5.55 : 3.66 : 1.85. La formula empirica potrebbe essere scritta come: $C_{5.55}H_{3.66}O_{1.85}$. Tuttavia, siccome **non ha senso indicare un numero di atomi non intero**, si devono trasformare gli indici in numeri interi e primi fra loro. Questo può essere fatto **dividendoli tutti per il più piccolo di essi**:

$$5.55 : 3.66 : 1.85 = \frac{5.55}{1.85} : \frac{3.66}{1.85} : \frac{1.85}{1.85} = 3 : 2 : 1$$

La formula empirica del composto è dunque: C_3H_2O

Formula molecolare/minima/composizione

Esercizio 1

La composizione chimica dello smeraldo è $Be_3Al_2Si_6O_{18}$. Calcolare la composizione percentuale dello smeraldo.

Formula molecolare/minima/composizione

Esercizio 2

Un composto organico, il cui peso molecolare è 98.96 g/mol, è costituito al 24.0% in peso di carbonio, 71.0% di cloro, 4.05% di idrogeno. Calcolare la formula molecolare del composto.

Formula molecolare/minima/composizione

Esercizio 3

Un minerale puro contiene: 21.8% di Na_2O ; 35.9% di Al_2O_3 ; resto SiO_2 . Calcolare la formula empirica del minerale.

Formula molecolare/minima/composizione

Esercizio 3

Un minerale puro contiene: 21.8% di Na_2O ; 35.9% di Al_2O_3 ; resto SiO_2 .
Calcolare la formula empirica del minerale.

Nomenclatura

metalli

ELEMENTI + OSSIGENO

Non metalli

Ossidi basici

OSSIDI

Ossidi acidi

+ H_2O

IDROSSIDI

ACIDI OSSIGENATI

SALI

Ossidi: nomenclatura tradizionale

Composti binari fra un elemento e l'ossigeno. La formula si ricava immediatamente conoscendo il numero di ossidazione dell'elemento (il numero di ossidazione dell'ossigeno in tutti gli ossidi è -2, tranne il caso OF_2)

Nomenclatura tradizionale

Si distingue tra ossidi metallici (detti anche **ossidi basici**, perché per idratazione danno idrossidi, cioè basi) e ossidi non metallici (detti anche **anidridi o ossidi acidi** perché per idratazione danno acidi ossigenati).

Gli ossidi basici si indicano come "ossido di [nome del metallo combinato con l'ossigeno]". Se il metallo forma due ossidi diversi, il nome del metallo è sostituito dall'aggettivo che da esso deriva terminato dal suffisso "-ico" per l'ossido in cui il metallo si trova nello stato di ossidazione più elevato e dal suffisso "-oso" per l'ossido in cui il metallo si trova nello stato di ossidazione meno elevato.

Anidridi: nomenclatura tradizionale

Gli ossidi acidi si indicano come "anidride [aggettivo derivato dal nome del non metallo]". Se il non metallo forma una sola anidride, il suffisso dell'aggettivo da esso derivato è "-ica". Se il non metallo forma due anidridi, si segue una regola analoga a quella vista per i metalli che formano due ossidi basici: suffisso "-ica" quando il non metallo ha il numero di ossidazione più elevato, suffisso "-osa" quando il non metallo ha il numero di ossidazione meno elevato. Può accadere che un non metallo formi fino a quattro diverse anidridi. In questo caso, oltre ai due suffissi appena visti, si utilizzano anche i prefissi "per-" e "ipo-" secondo la seguente sequenza in ordine di numero di ossidazione crescente:

n.di ossidazione ↑	per-	...	-ica
		...	-ica
		...	-osa
	ipo-	...	-osa

Ossidi – Anidridi: nomenclatura tradizionale

CaO ossido di calcio	SiO ₂ anidride silicica
Li ₂ O ossido di litio	B ₂ O ₃ anidride borica
Al ₂ O ₃ ossido di alluminio	SO ₂ anidride solfor osa
FeO ossido ferr oso	SO ₃ anidride solfor ica
Fe ₂ O ₃ ossido ferr ico	Cl ₂ O anidride ipoclorosa
Cu ₂ O ossido rame oso	Cl ₂ O ₃ anidride clor osa
CuO ossido rame ico	Cl ₂ O ₅ anidride clor ica
SnO ossido stann oso	Cl ₂ O ₇ anidride perclorica
SnO ₂ ossido stann ico	

Ossidi: nomenclatura IUPAC

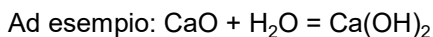
Qualsiasi ossido (sia esso basico o acido) si indica come “ossido di [nome dell'elemento combinato con l'ossigeno]”.

Quando l'elemento può dare diversi ossidi, le proporzioni fra l'elemento e l'ossigeno vengono indicate premettendo gli opportuni prefissi numerici di- tri- tetra- penta- ...

CaO	ossido di calcio
N ₂ O	ossido di diazoto
CO	ossido di carbonio
CO ₂	diossido di carbonio
Al ₂ O ₃	triossido di dialluminio
P ₂ O ₃	triossido di difosforo
P ₄ O ₁₀	decaossido di tetrafosforo

Idrossidi

Si ottengono formalmente per idratazione (da cui il nome) dei corrispondenti ossidi metallici.



Sono composti ternari contenenti uno ione positivo e il raggruppamento OH^- (ione ossidrilico o idrossido). Sono detti anche idrati o basi.

La Nomenclatura tradizionale segue le regole viste per i corrispondenti ossidi, sostituendo la parola "ossido" con "idrossido" o "idrato".

Li(OH) idrossido di litio Ca(OH)_2 idrossido di calcio

Al(OH)_3 idrossido di alluminio

Fe(OH)_2 idrossido ferroso Fe(OH)_3 idrossido ferrico

La nomenclatura IUPAC per gli idrossidi è identica a quella tradizionale, salvo che, nei casi in cui un metallo possa formare due diversi idrossidi, invece di usare un suffisso, si specifica il **numero di ossidazione (sempre positivo)** del metallo come numero romano tra parentesi rotonde (ad esempio: Fe(OH)_2 idrossido di ferro (II), Fe(OH)_3 idrossido di ferro(III)).

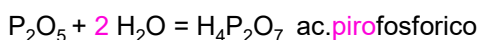
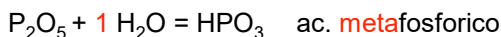
Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

Sono composti ternari costituiti generalmente da idrogeno, ossigeno e un non-metallo. Si ottengono formalmente per idratazione degli ossidi non metallici (anidridi). Ad esempio: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

Nomenclatura tradizionale

Le regole di nomenclatura tradizionale sono identiche a quelle viste per le anidridi da cui derivano formalmente: "**acido [aggettivo derivato dal nome del non metallo]**". L'aggettivo derivato dal nome del non metallo reca un **opportuno suffisso** e **prefisso**, nei casi già presi in considerazione per le anidridi.

A volte, il grado di idratazione (numero di molecole d'acqua addizionate all'ossido di partenza) non è unico: si utilizzano in questo caso i prefissi "meta-" "piro-" "orto-" per differenziare le specie acide risultanti (il prefisso "orto-" viene in genere omesso).



Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

B_2O_3	anidride borica	H_3BO_3	acido borico
N_2O_3	anidride nitrosa	HNO_2	acido nitroso
N_2O_5	anidride nitrica	HNO_3	acido nitrico
SO_2	anidride solforosa	H_2SO_3	acido solforoso
SO_3	anidride solforica	H_2SO_4	acido solforico
Cl_2O	anidride ipoclorosa	$HClO$	acido ipocloroso
Cl_2O_3	anidride clorosa	$HClO_2$	acido cloroso
Cl_2O_5	anidride clorica	$HClO_3$	acido clorico
Cl_2O_7	anidride perclorica	$HClO_4$	acido perclorico

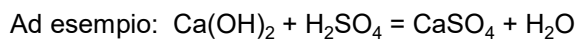
Ossiacidi: nomenclatura IUPAC

Il nome si indica come "acido [prefisso indicante il numero di atomi di ossigeno]osso[aggettivo derivato dal nome del non metallo]". L'aggettivo derivato dal nome del non metallo termina sempre con il suffisso "-ico". Inoltre, tra parentesi rotonde, si indica il numero di ossidazione (sempre positivo) del non metallo come numero romano.

H_3BO_3	acido triossoborico (III)
HNO_2	acido diossonitrico (III)
HNO_3	acido triossonitrico (V)
H_2SO_3	acido triossosolforico (IV)
H_2SO_4	acido tetraossosolforico (VI)
$HClO$	acido ossoclorico (I)
$HClO_2$	acido diossoclorico (III)
$HClO_3$	acido triossoclorico (V)
$HClO_4$	acido tetraossoclorico (VII)

Sali (ossigenati): nomenclatura tradizionale

Si ottengono formalmente dalla reazione fra un ossiacido e una base.



Sono generalmente composti ionici, costituiti da un catione metallico proveniente dalla base e da un anione (ossianione) ottenuto per sottrazione di uno o più ioni H^+ dalla molecola dell'acido.

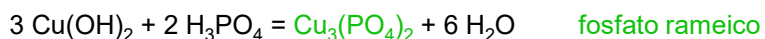
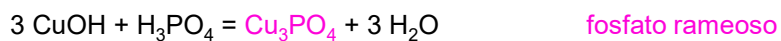
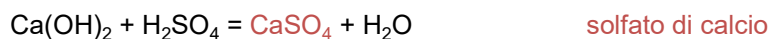
Nomenclatura tradizionale

Il nome dei sali si ottiene dal **nome dell'ossianione** seguito dalla **specificazione del catione proveniente dalla base**.

Il nome dell'ossianione si ricava da quello dell'acido da cui proviene, in base alla seguente tabella

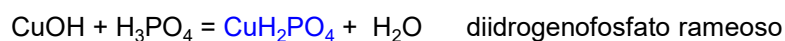
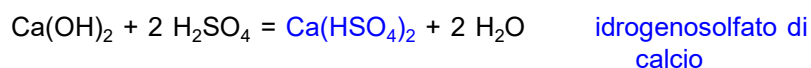
Acido	Sale
per-...-ico	per-...-ato
...-ico	...-ato
...-oso	...-ito
ipo-...-oso	ipo-...-ito

Sali (ossigenati): nomenclatura tradizionale

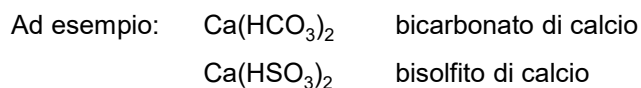


Sali acidi: nomenclatura tradizionale

Per sali provenienti da acidi poliprotici (H_2SO_4 , H_3PO_4 ,...), si premette la parola "idrogeno", "di-idrogeno" etc. al nome dell'ossianione, nel caso in cui la reazione di neutralizzazione non abbia consumato tutti gli atomi di idrogeno disponibili. Si parla in questo caso di "sali acidi".



NOTA: per i sali acidi derivanti da H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 è invalso l'uso del prefisso "bi-"



Sali basici: nomenclatura tradizionale

Analogamente ai sali acidi, si possono avere sali basici quando la reazione di neutralizzazione fra un acido e una base con più di un gruppo ossidrilico non è completa. Si utilizza in questo caso la parola "basico", eventualmente preceduta da un prefisso che indica il numero di gruppi ossidrilici rimasti nel sale.



Sali ossigenati: nomenclatura IUPAC

Il nome si ricava da quello del **non metallo** contenuto nell'ossianione proveniente dall'acido, terminato col suffisso “-ato” e con l'indicazione dello **stato di ossidazione** in **notazione romana**; il numero di atomi di ossigeno è specificato con il frammento “**osso**”, prefissato opportunamente; il nome del sale termina con la specifica del metallo proveniente dalla base, eventualmente prefissato anch'esso per indicare il numero degli atomi.

K_2SO_3	triossolfato(IV) di dipotassio
K_2SO_4	tetraossosolfato(VI) di dipotassio
$Al_2(CO_3)_3$	tritriosocarbonato(IV) di dialluminio
$NaClO$	ossoclorato(I) di sodio
$NaClO_2$	diossoclorato(III) di sodio
$NaClO_3$	triossoclorato(V) di sodio
$NaClO_4$	tetraossoclorato(VII) di sodio
Na_2HPO_3	triossofosfato(III) di disodio

Sali idrati:

Alcuni sali possono contenere molecole di acqua, rimaste intrappolate nel solido al momento della sua formazione. Queste vengono chiamate **acqua di idratazione**. Nella formula chimica, si rappresentano dopo la formula del sale di interesse. In questo caso aggiungiamo al nome del sale il termine **idrato** preceduto dal prefisso **mono-, di-, tri-** ecc. in base al numero di molecole d'acqua presenti.

$K_2SO_4 \cdot 2H_2O$	solfoato di potassio diidrato
$Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$	nitrato di calcio tetraidrato
$NaH_2PO_4 \cdot 2H_2O$	diidrogenofosfato di sodio diidrato
$Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$	tritriossonitrato (V) di ferro (III) nonaidrato

Composti binari idrogeno – non metallo

Sono composti dell'idrogeno con gli elementi non metallici dei gruppi 6A (tranne l'ossigeno) e 7A e si comportano come acidi di Arrhenius. Vengono comunemente chiamati anche "idracidi".

Nomenclatura IUPAC

Il nome si ricava da quello del non metallo col prefisso "-uro", seguito dalla specifica "di idrogeno".

Nomenclatura tradizionale

Il nome si deriva postponendo al sostantivo "acido" l'aggettivo derivato dal nome del non-metallo terminante col suffisso "-idrico".

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

Composti binari metallo – non metallo

Come gli acidi ossigenati, anche gli idracidi reagiscono con gli idrossidi per dare sali (che in questo caso, però, non contengono ossigeno).

Ad esempio: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Nomenclatura IUPAC

Il nome si ottiene da quello del corrispondente idracido, facendo seguire la specifica del metallo. Le proporzioni tra non metallo e metallo si indicano con opportuni prefissi numerici.

Nomenclatura tradizionale

Il nome si ottiene da quello del corrispondente idracido, cambiando il suffisso "-idrico" in "-uro" e facendo seguire la specifica del metallo, con i soliti suffissi per indicare lo stato di ossidazione.

NaCl	cloruro di sodio	cloruro di sodio
BaCl ₂	dicloruro di bario	cloruro di bario
Cu ₂ S	solfuro di dirame	solfuro rameoso
CuS	solfuro di rame	solfuro rameico

Nomenclatura IUPAC per Ioni

I cationi monoatomici sono chiamati come l'elemento corrispondente

Zn^{2+} ione zinco(II) Ni^{2+} ione nichel(II) H^+ protone

Fe^{3+} ione ferro (III) Fe^{2+} ione ferro (II)

I cationi ottenuti per addizione di un protone agli idruri prendono il nome con la terminazione **-onio**

H_3O^+ ione ossonio (idrossonio) NH_4^+ ione ammonio

PH_4^+ ione fosfonio (da fosfina PH_3) AsH_4^+ ione arsonio (da arsina AsH_3)

Gli anioni monoatomici prendono la desinenza in **-uro** ad eccezione dello ione ossido O^{2-}

H^- idruro F^- fluoruro Cl^- cloruro Br^- bromuro

I^- ioduro S^{2-} solfuro N^{3-} Nitruro C^{4-} carburo

Nomenclatura IUPAC per Ioni

Hanno terminazione in **-uro** anche alcuni nomi di anioni poliatomici

S_2^{2-} disolfuro I_3^- triioduro CN^- cianuro

NH_2^- amminuro HS_2^- idrogeno disolfuro

fanno eccezione gli anioni

idrossido OH^-

perossido O_2^{2-}

superossido O_2^-

Alcuni composti comuni

H_2O_2 acqua ossigenata

NH_3 ammoniaca

PH_3 fosfina

N_2H_4 idrazina

Esercizi

Assegnare il nome tradizionale e IUPAC ai seguenti composti

$\text{Co}(\text{HSO}_4)_2$

N_2O_5

Cu_2O

HBr

SnS_2

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$\text{Mg}(\text{OH})_2$

SnO_2

$\text{Ni}(\text{ClO}_2)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

AlBr_3

$\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Esercizi

Assegnare la formula chimica ai seguenti composti:

idrossido di bario

triossonitrato(V) di sodio

solfito di alluminio

pentossido di diazoto

acido ipiodoso

tetracloruro di stagno(IV)

nitrato cromico triidrato

acido tetraossoiodico(VIII)

ossido di berillio

tetraossofosfato(V) di rame(II) diidrato

fluoruro ferrico

idrossido di cromo(III)

acido cloridrico

diossido di silicio