

Numero di ossidazione

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.
- 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

Numero di ossidazione

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**

- 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 nè 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 H₂, F₂, O₂,...
- il numero di ossidazione di uno ione è uguale alla sua carica netta

Na⁺ +1 , Ca²⁺ +2, Cl⁻ -1, S²⁻ -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, H₂, Cl₂

Ioni n.o. = carica netta

Na⁺ +1 , Ca²⁺ +2, Cl⁻ -1, S²⁻ -2,

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

O n.o. = -2 (tranne -1 nei O₂²⁻ , - 1/2 nei O₂⁻ , +2 in OF₂)

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

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.

Numero di ossidazione: MnO_4^-

- 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:



Atomi di idrogeno per atomo di fosforo = $3 / 1 = 3$

Atomi di ossigeno per atomo di fosforo = $4 / 1 = 4$

Atomi di idrogeno per atomo di ossigeno = $3 / 4$

Atomi di fosforo per atomo di ossigeno = $1 / 4$

Atomi di fosforo per atomo di idrogeno = $1 / 3$

Atomi di ossigeno per atomo di idrogeno = $4 / 3$

Molecole di H_3PO_4 per atomo di ossigeno = $1 / 4$

Formula molecolare: esempi

Consideriamo N_O 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?

$$N_H = \boxed{\begin{array}{l} \text{Atomi di H} \\ \text{corrispondenti ad} \\ \text{1 atomo di O} \end{array}} \times \boxed{\begin{array}{l} \text{Numero totale di} \\ \text{atomi di O} \end{array}} = 3/4 N_O$$

$$N_P = \boxed{\begin{array}{l} \text{Atomi di P} \\ \text{corrispondenti ad} \\ \text{1 atomo di O} \end{array}} \times \boxed{\begin{array}{l} \text{Numero totale di} \\ \text{atomi di O} \end{array}} = 1/4 N_O$$

$$N_{H_3PO_4} = \boxed{\begin{array}{l} \text{Molecole di } H_3PO_4 \\ \text{corrispondenti ad 1} \\ \text{atomo di O} \end{array}} \times \boxed{\begin{array}{l} \text{Numero totale di} \\ \text{atomi di O} \end{array}} = 1/4 N_O$$

Nomenclatura

metalli

ELEMENTI + OSSIGENO

Non metalli

Ossidi basici

OSSIDI

Ossidi acidi

+ H₂O

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)

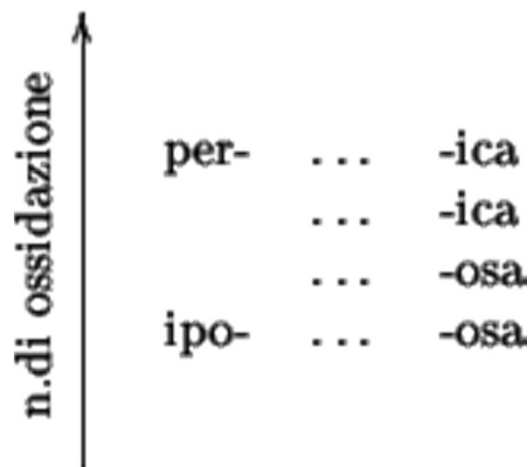
Nomenclatura tradizionale

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:



Ossidi – Anidridi: nomenclatura tradizionale

CaO ossido di calcio

Li₂O ossido di litio

Al₂O₃ ossido di alluminio

FeO ossido ferr**oso**

Fe₂O₃ ossido ferr**ico**

Cu₂O ossido rame**oso**

CuO ossido rame**ico**

SnO ossido stann**oso**

SnO₂ ossido stann**ico**

SiO₂ anidride silicica

B₂O₃ anidride borica

SO₂ anidride solfor**osa**

SO₃ anidride solfor**ica**

Cl₂O anidride ipoclor**osa**

Cl₂O₃ anidride clor**osa**

Cl₂O₅ anidride clor**ica**

Cl₂O₇ anidride perclor**ica**

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

N₂O ossido di diazoto

CO ossido di carbonio

CO₂ diossido di carbonio

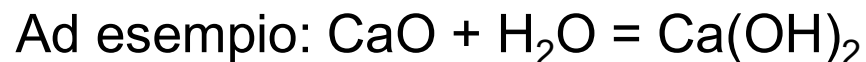
Al₂O₃ triossido di dialluminio

P₂O₃ triossido di difosforo

P₄O₁₀ 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 ossidrile 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 ferr**oso** Fe(OH)_3 idrossido ferr**ico**

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)).

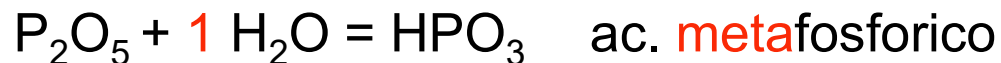
Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

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 omissivo).



Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

B_2O_3	anidride borica	H_3BO_3	acido (orto)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	H_2ClO_2	acido cloroso
Cl_2O_5	anidride clorica	$HClO_3$	acido clorico
Cl_2O_7	anidride perclorica	$HClO_4$	acido perclorico

Ossiacidi: nomenclatura JUPAC

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)

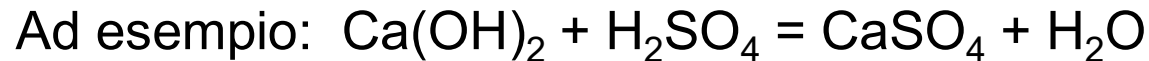
HClO_2 acido diossoclorico (III)

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 **specificità del catione proveniente dalla base**.

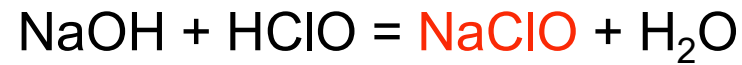
Il nome dell'ossianione si ricava da quello dell'acido da cui proviene, in base alla seguente tabella

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

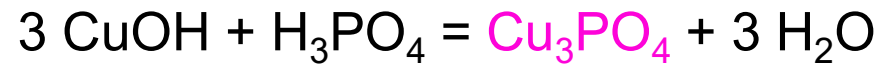
Sali (ossigenati): nomenclatura tradizionale



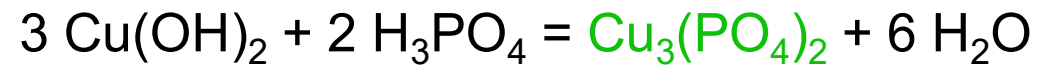
solfo di calcio



ipoclorito di sodio



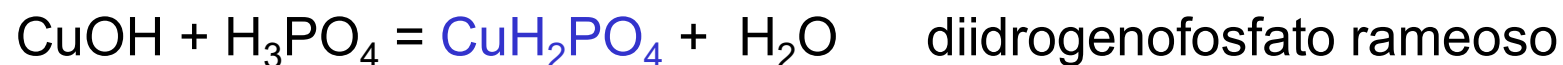
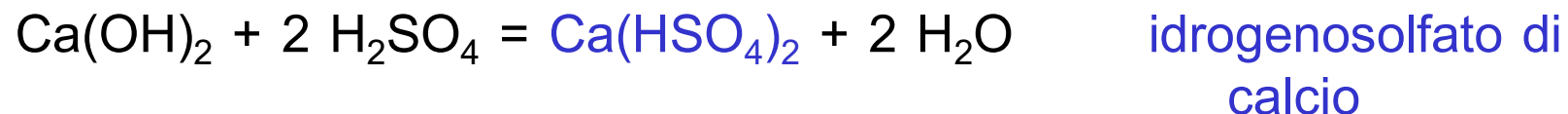
fosfato rameoso



fosfato rameico

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-”

Ad esempio: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ bicarbonato di calcio

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ bisolfito di calcio

Sali ossigenati: nomenclatura JUPAC

Il nome si ricava da quello del **non metallo** contenuto nell'ossoanione 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	tetraossolfato(VI) di dipotassio
$Al_2(CO_3)_3$	triossocarbonato(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

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”.

HF fluoruro di idrogeno

HCl cloruro di idrogeno

HBr bromuro di idrogeno

HI ioduro di idrogeno

H₂S solfuro di idrogeno

Nomenclatura tradizionale

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

acido fluoridrico

acido cloridrico

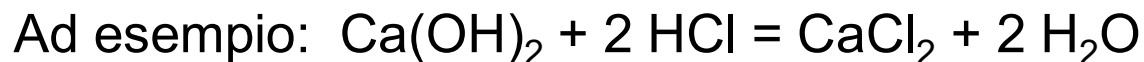
acido bromidrico

acido iodidrico

acido solfidrico

Composti binari idrogeno – non metallo

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



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.

NaCl	cloruro di sodio
BaCl ₂	dicloruro di bario
Cu ₂ S	solfo di dirame
CuS	solfo di rame

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.

cloruro di sodio
cloruro di bario
solfo rameoso
solfo rameico

Nomenclatura IUPAC per Ioni

I cationi monoatomici sono chiamati come l'elemento corrispondente

Zn^{2+} ione zinco(II) Ni^{2+} ione nichelio(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

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.

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

Percentuali in massa: Esempi

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

$$M_{\text{Na}} = 22.99 \text{ g/mol} \quad M_{\text{C}} = 12.01 \text{ g/mol} \quad M_{\text{O}} = 16.00 \text{ g/mol}$$

$$(\%)_{\text{Na}} = \frac{2 \cdot M_{\text{Na}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 22.99}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 43.38\%$$

$$(\%)_{\text{C}} = \frac{M_{\text{C}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{12.01}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 11.33\%$$

$$(\%)_{\text{O}} = \frac{3 \cdot M_{\text{O}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{3 \cdot 16.00}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 45.28\%$$

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

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.

Assumendo che la formula molecolare sia Fe_xO_y si ha:

$$x = \frac{(\%)_{\text{Fe}} \cdot M}{100 \cdot M_{\text{Fe}}} = \frac{72.4 \cdot 231.54}{100 \cdot 55.84} = 3.00$$

$$y = \frac{(\%)_{\text{O}} \cdot M}{100 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{27.6 \cdot 231.54}{100 \cdot 16.00} = 4.00$$

La formula molecolare cercata è Fe_3O_4

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).