

Formula minima e formula molecolare: dall'analisi percentuale alla formula del composto

Uno dei principali problemi del chimico è quello di identificare le sostanze che utilizza, quando non ne conosce la composizione.

L'analisi chimica di un composto ha come suo fine quello di stabilire **quali** e **quanti** atomi compongono la sostanza in esame risalendo, in definitiva, alla sua formula chimica.

Le tecniche per l'**analisi qualitativa** possono avvalersi di procedure molto semplici, come i comuni saggi alla perla o alla fiamma (vedi guida al laboratorio), mentre l'**analisi quantitativa**, che ci permette di conoscere anche le quantità presenti di ogni singolo elemento, prevede l'uso di tecniche varie, alcune delle quali, per esempio, sono basate sulla solubilità delle sostanze presenti, come nel caso dei metodi di titolazione e di precipitazione.

La tecnica più precisa e più utilizzata è, però, quella della **spettrometria di massa**: nello spettrometro, che ci permette di conoscere la massa di un atomo o di una molecola, la sostanza in esame viene bombardata da un fascio di elettroni. Il risultato di questa indagine è uno **spettro di massa**, cioè un particolare grafico, sul quale si evidenziano dei picchi, ognuno dei quali corrisponde a uno degli elementi presenti nel campione.

Ogni sostanza chimica avrà un proprio spettro caratteristico, che rappresenta una sorta di "impronta digitale".

Dall'analisi dello spettro è possibile risalire alla **percentuale in massa** di ognuno degli elementi presenti nella sostanza, percentuale che si manterrà uguale qualunque sia la massa di composto considerato, nel rispetto della **legge delle proporzioni definite** formulata da Proust.

La legge di Proust afferma che ogni composto chimico ha una sua composizione **definita** e **costante**.

Vediamo ora, in pratica, come si può risalire alla formula minima di un composto, conoscendo la percentuale in massa degli elementi che lo compongono.

Supponiamo che l'analisi di una sostanza sconosciuta abbia rivelato una composizione percentuale con i seguenti risultati:

ossigeno 49,95%

zolfo 50,05%



Massa molare

In pratica si indica la massa atomica utilizzando come unità i grammi/mole: per esempio, l'ossigeno ha massa atomica 16 u e la massa di una mole di atomi di ossigeno (ossia la massa molare) è 16 g/mol; lo zolfo ha una massa atomica di 32,07 u e una massa molare di 32,07 g/mol.

Per scrivere la formula dovremo calcolare il **rapporto tra gli atomi** di ossigeno e di zolfo, presenti nella molecola, utilizzando il seguente procedimento.

1. Dalle percentuali ricaviamo che ogni 100 g del composto contengono 49,95 g di ossigeno e 50,05 g di zolfo.
2. Dividiamo la massa in grammi di ciascun elemento per la sua massa molare. Determiniamo così il numero di moli **n** di ogni elemento presente nella molecola: per l'ossigeno $49,95/16 = 3,12$ g/mol; per lo zolfo, $50,05/32,07 = 1,56$ g/mol
3. Dividiamo tutti i valori trovati (in questo caso 3,12 e 1,56) per il numero più piccolo (1,56), ottenendo così gli indici di ogni singolo elemento presente.

Le diverse operazioni effettuate risulteranno più chiare consultando la tabella seguente:

Percentuali in massa	Ossigeno O 49,95%	Zolfo S 50,05%
Massa in 100 g di composto	49,95 g	50,05 g
Massa molare	16 g/mol	32,07 g/mol
Numero di moli	$n_O = 49,95/16 = 3,12$ mol	$n_S = 50,05/32,07 = 1,56$ mol
Determinazione degli indici	$3,12 : 1,56 = 2$	$1,56 : 1,56 = 1$
Formula minima del composto	SO ₂ (diossido di zolfo o anidride solforosa)	

L'esempio dell'anidride solforosa è molto semplice, perché in questo caso la **formula minima** coincide con la **formula molecolare**, ma capita, soprattutto in Chimica organica, che più composti abbiano la stessa formula minima ma diversa formula molecolare.

In questo caso, per risalire alla formula molecolare del composto, che può corrispondere alla sua formula minima o a un suo multiplo, si dovrà conoscere anche la sua **massa molecolare**.

Proviamo anche in questo caso a fare un esempio, utilizzando una tabella come quella precedente.

Dall'analisi del composto in esame ricaviamo la sua composizione percentuale (C = 85,6%; H = 14,4%) e la sua massa molecolare (56,104 u).

Operiamo come nel caso precedente.

Percentuali in massa	Carbonio C 85,6%	Idrogeno H 14,4%
Massa in 100 g di composto	85,6 g	14,4 g
Massa molare	12 g/mol	1 g/mol
Numero di moli	$n_C = 85,6/12 = 7,13$ mol	$n_H = 14,4/1 = 14,4$ mol
Rapporto tra le moli	$7,13 : 7,13 = 1$	$14,4 : 7,13 = 2$
Formula minima del composto	CH ₂	

Per determinare gli **indici** di ogni elemento, in questo caso, si dovrà ancora:

1. calcolare la massa molecolare della formula minima, che nel nostro caso è CH₂:

$$MM_{CH_2} = 12,01 \text{ u} + 2 \times 1,008 \text{ u} = 12,01 + 2,016 = 14,026 \text{ u}$$

2. dividere la massa molecolare del composto con quella della formula minima:

$$56,104 : 14,026 = 4$$

Il numero così calcolato, moltiplicato per gli indici della formula minima, ci permetterà di ottenere la **formula molecolare** del nostro composto, che in questo caso sarà C₄H₈.

Il composto identificato è il butene, un idrocarburo della serie degli alcheni, cui appartengono altri composti come l'etene C₂H₄, il propene C₃H₆ ecc., tutti caratterizzati, come detto in precedenza, dalla stessa formula minima CH₂, ma un diverso peso molecolare.