

La chimica facile di ogni giorno

Roberto Della Loggia

LEZIONE 2

Per indicare una molecola si usa la una **formula**. La *formula grezza* contiene l'indicazione di quali e quanti atomi ci sono in una data molecola:

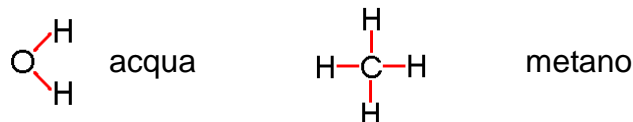
H_2O indica l'acqua, cioè un atomo di ossigeno legato a due atomi di idrogeno;

CH_4 indica il metano, cioè un atomo di carbonio legato a quattro atomi di idrogeno;

C_{10}H_8 indica il naftalene (la comune naftalina), cioè dieci atomi di carbonio legati a otto atomi di idrogeno.

Le formule grezze però non dicono nulla su come gli atomi della molecola sono legati tra di loro. Nel caso di molecole molto semplici come il metano, i legami si intuiscono facilmente ma per molecole appena più complesse come ad esempio il naftalene C_{10}H_8 servono altre informazioni per capire come i dieci atomi di carbonio sono legati tra loro e con gli otto atomi di idrogeno. Si possono allora utilizzare le *formule di struttura* nelle quali vengono rappresentati anche i legami tra gli atomi.

- Il legame tra due atomi, costituito da due elettroni messi in comune, si indica con un trattino:



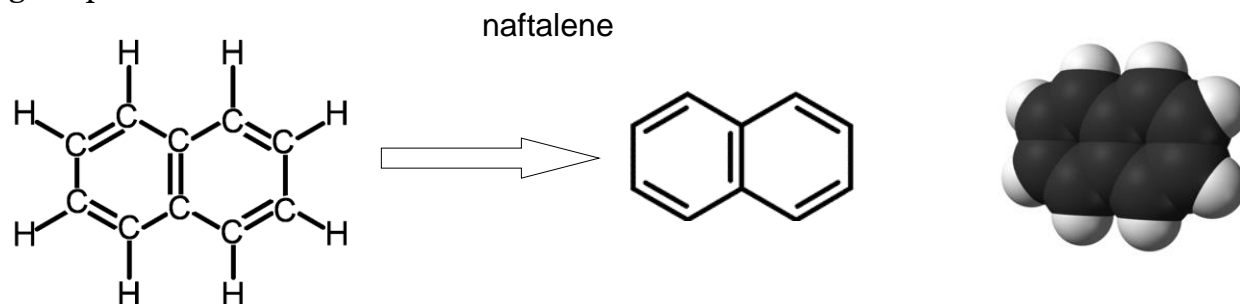
- Il legame doppio, costituito da quattro elettroni, si indica due trattini:



Per le molecole organiche, costituite cioè da catene di atomi di carbonio si applicano alcune semplificazioni:

- gli atomi di carbonio in genere non si segnano; resta sottinteso che al termine di ogni trattino che rappresenta un legame c'è un atomo di carbonio;
- gli atomi di idrogeno legati ad un carbonio non si segnano; resta sottinteso che dove un carbonio sembra avere solo tre legami c'è un legame con un idrogeno; se appaiono solo due legami per un carbonio è sottinteso che a quel carbonio sono legati due idrogeni. Ad esempio, la molecola del naftalene (naftalina) viene semplificata come rappresentato qui sotto.

Ricordiamo però che in questo modo si rappresenta solo lo schele-tro di una molecola, in cui non compare lo spazio occupato dagli elettroni che costituisce la "forma" della molecola. Tenendo conto anche degli elettroni il naftalene può essere rappresentato come nell'immagine qui a lato.



Pesi atomici e pesi molecolari

La chimica è una scienza esatta e quantitativa; quindi per definire la quantità di un elemento servono numeri esatti. Ci chiederemo quindi: quanto pesa un atomo, ad esempio di oro?

Abbiamo visto che una sferetta di oro delle dimensioni di una pallina da golf pesa 1 kg; sappiamo anche quanti atomi di oro ci sono in una sferetta da 1 kg: un numero enorme, con 24 zeri, e da questo possiamo ricavare quanto pesa un atomo di oro:

0,000000000000000000000003 grammi

È chiaro che il grammo è un'unità di misura troppo grande per pesare gli atomi: come si possono fare calcoli con tutti quegli zeri!

Ma cos'è un'unità di misura? È una quantità fissa che fa riferimento a qualcosa di costante. Ad esempio un **grammo** è il peso di un centimetro cubo di acqua, ed è un peso che si prende per riferimento perché non cambia.

Un altro esempio sono i **carati** con cui si esprime il peso dei diamanti. In questo caso è stato preso come riferimento il seme della carruba, perché i semi di carruba sono sempre tutti uguali, da qualsiasi parte del mondo provengano. Il nome del carato deriva dal nome arabo del carrubo, *quirat*. Un carato è pari a 0,2 grammi.

Attenzione! Il simbolo del grammo è **g** e non **gr**, come qualche volta si trova ancora nelle ricette di cucina: **gr** indica il **grano**, un'antica unità di misura riferita al peso di un chicco di grano, ancora oggi usata in gioielleria dove vale un quarto di carato, cioè:

1 grano = 0,05 grammi
una bella differenza tra **g** e **gr**!

Per definire il peso degli atomi possiamo usare come unità di misura il peso del protone e porlo uguale a 1

Diremo allora che:

- un protone pesa 1
- un elettrone pesa duemila volte meno del protone cioè 0,0005, quindi praticamente 0
- un neutrone = protone + elettrone = 1+0 = 1

Il peso di un atomo di un elemento espresso in questo modo si chiama **peso atomico** di quell'elemento. Avremo così:

peso atomico dell'idrogeno H (1 protone) = 1

peso atomico dell'elio He (2 protoni; 2 neutroni) = 2+2 = 4

peso atomico del carbonio C (6 protoni; 6 neutroni) = 6+6 = 12

peso atomico dell'azoto N (7 protoni; 7 neutroni) = 7+7 = 14

peso atomico dell'ossigeno O (8 protoni; 8 neutroni) = 8+8 = 16

peso atomico del sodio Na (11 protoni; 12 neutroni) = 11+12 = 23

peso atomico del cloro Cl (17 protoni; 18 neutroni) = 17+18 = 35

peso atomico dell'oro Au (79 protoni; 118 neutroni) = 79+118 = 197

peso atomico dell'uranio U (92 protoni; 146 neutroni) = 92+146 = 238*

* L'uranio è il più pesante tra gli elementi presenti in natura.

Gli isotopi

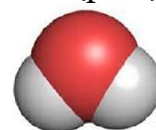
Il numero di neutroni nel nucleo dell'atomo di un elemento non è fisso. Ad esempio su 100.000 atomi di idrogeno, quindici hanno nel nucleo oltre al protone anche un neutrone e quindi il loro peso atomico è 2, cioè pesano il doppio di un atomo di idrogeno normale.

L'atomo di idrogeno pesante è chiamato **deuterio** ed ha le stesse proprietà chimiche dell'idrogeno normale, cioè dà le medesime reazioni, ad esempio due atomi di deuterio possono unirsi ad uno di ossigeno per formare acqua. Questa **acqua pesante** è praticamente uguale all'acqua normale, solo pesa il 10% in più, congela a 4°C e bolle a 101°C. Esiste anche un rarissimo isotopo dell'idrogeno con due neutroni, il **trizio**, che è instabile e si trasforma in elio emettendo radiazioni, cioè è un *isotopo radioattivo*.

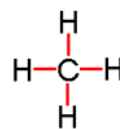
Gli isotopi più abbondanti degli atomi più leggeri hanno un numero di neutroni più o meno pari a quello dei protoni, ma man mano che il peso atomico aumenta i neutroni tendono a superare il numero dei protoni.

Definito il peso degli atomi possiamo definire il peso di una molecola come la somma dei pesi atomici degli atomi che la compongono e parleremo di **peso molecolare** (p.m.).

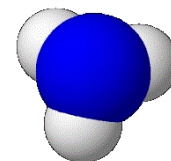
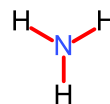
acqua $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ peso molecolare = $1+1+16 = 18$



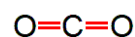
metano $\text{CH}_4 \rightarrow$ peso molecolare = $12+1+1+1+1 = 16$



ammoniaca $\text{NH}_3 \rightarrow$ p.m. = $14+1+1+1 = 17$



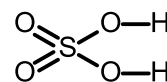
anidride carbonica $\text{CO}_2 \rightarrow$ p.m. = $12+16+16 = 44$



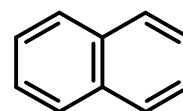
Di queste piccole molecole, vediamo qui sopra la *formula grezza* (solo il simbolo degli atomi presenti ed il loro numero), la *formula di struttura* (come gli atomi sono legati tra di loro) e la “*forma*” *effettiva* della molecola (come la vedremmo se la potessimo vedere).

Per molecole più grandi la “*forma*” *effettiva* non è semplice da disegnare ed in realtà non ci dice molto; conviene quindi limitarsi alla formula di struttura, cioè indicare come gli atomi sono legati tra loro, con le regole che abbiamo visto più sopra: il carbonio e l'idrogeno legato al carbonio non si scrivono.

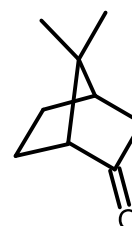
acido solforico $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ p.m. = $2+32+4 \times 16 = 98$



naftalene $\text{C}_{10}\text{H}_8 \rightarrow$ p.m. = $10 \times 12 + 8 \times 1 = 128$

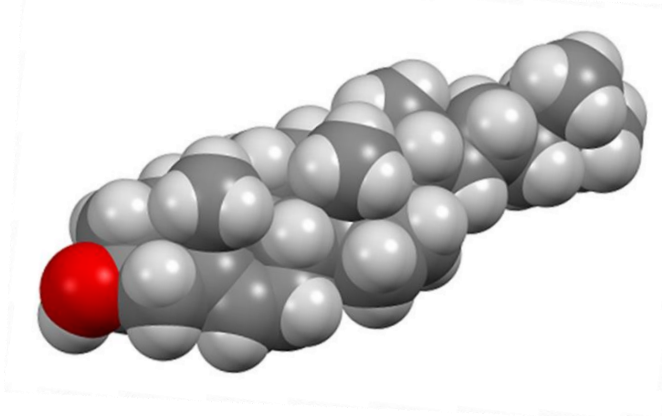


canfora $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O} \rightarrow$ p.m. = $120+16+16 = 152$



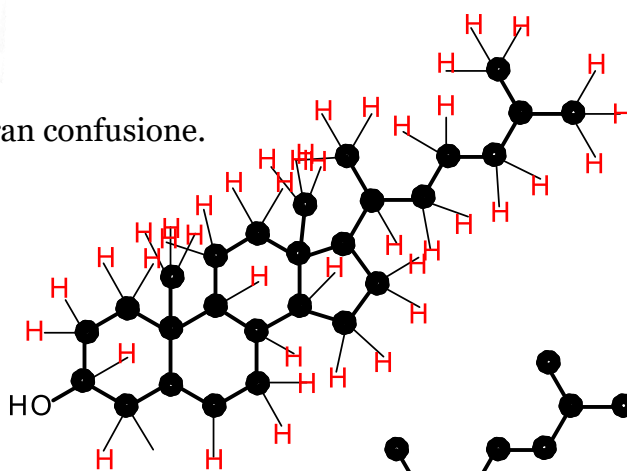
Questo modo di rappresentare le molecole organiche, cioè quelle che hanno uno scheletro di atomi di carbonio, senza scrivere né il carbonio né l'idrogeno può sembrare strano ma quando si tratta di molecole grandi diventa molto utile. Vediamo l'esempio del colesterolo. La formula grezza del colesterolo è $C_{27}H_{46}O$, con un peso molecolare di $12 \times 27 + 46 + 16 = 386$.

La "forma" del colesterolo è questa:



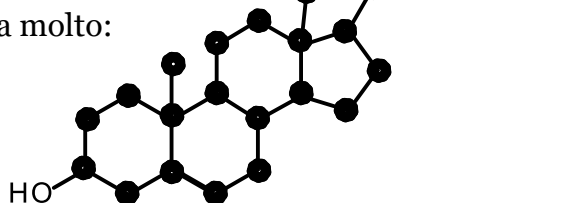
Una specie di salsicciotto che non si capisce bene come è fatto, al di là dell'ossigeno, in rosso, che sporge a sinistra.

Se scriviamo la formula di struttura con tutti gli atomi (gli idrogeni in rosso ed i carboni con un pallino), otteniamo questo:



Ricorda il vagamente salsicciotto, ma è una gran confusione.

Se non scriviamo gli idrogeni, la cosa si semplifica molto:



Ma a questo punto quei pallini neri servono a poco e possiamo risparmiarci la fatica di scriverli. E allora la formula diventa molto più semplice:

Naturalmente dovremo sempre ricordare che quello che disegniamo è lo scheletro e che la forma vera è quella del salsicciotto disegnato più sopra.

