

Combustione del metano

CHIMICA DEL METANO: la reazione di combustione

Quale reazione chimica ha luogo quando viene bruciato il metano?

La reazione chimica più semplice che riguarda il metano è la **combustione**.

Questa è una reazione chimica che comporta l'ossidazione di un **combustibile** da parte di un **comburente** (che in genere è rappresentato dall'ossigeno presente nell'aria), con sviluppo di calore e radiazioni elettromagnetiche, tra cui spesso anche radiazioni luminose.

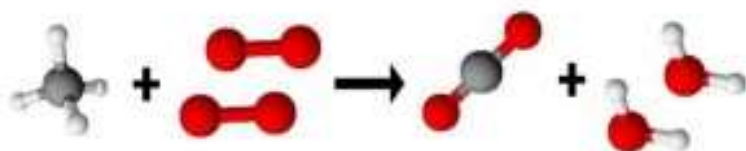
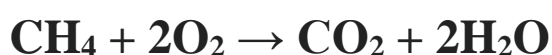


La molecola di metano è composta di un atomo di Carbonio e 4 atomi di Idrogeno. La sua formula è CH_4 . Quando il Metano brucia, i legami C-H si rompono, e gli atomi di C e H formano nuovi legami con l'Ossigeno: si ha quindi una reazione di **ossidazione** che dà come risultato CO_2 (anidride carbonica), H_2O (acqua) e libera calore.

Quali prodotti si ottengono dalla combustione del metano?

Bruciando una molecola di metano in presenza di ossigeno (precisamente due molecole di ossigeno O_2 per ogni molecola di metano) si forma una molecola di diossido di carbonio (CO_2), comunemente chiamata **anidride carbonica**, due molecole di acqua (H_2O) e si sprigiona calore che è dovuto dalla rottura dei legami tra carbonio e idrogeno che costituiscono il metano.

La reazione bilanciata della combustione del metano è la seguente:



l'equazione chimica ci informa che qualsiasi quantità di metano e di ossigeno si sia messa a reagire si troverà a reazione terminata che la quantità in moli di metano reagita sarà la metà della quantità in moli di ossigeno reagita e anche che sarà uguale alla quantità in moli di anidride carbonica prodotta e anche che sarà la metà della quantità in moli di acqua prodotta.

Si noti quindi che, grazie ai coefficienti stechiometrici, è sufficiente conoscere uno qualsiasi dei valori, in moli, di sostanza reagita o prodotta per conoscere agevolmente il valore, in moli, di tutte le altre sostanze reagite o prodotte.

Facendo riferimento a valori semplici: ogni **mole** di metano (16 grammi) reagisce con due moli di **ossigeno** ($2 \times 32 = 64$

grammi) formando una mole di **anidride carbonica** (44 grammi) e due moli di **acqua** ($2 \times 18 = 36$ grammi).

Si noti che la massa totale reagita (80 g) è uguale alla massa totale prodotta (legge di Lavoisier), casualmente anche il n° di moli reagite (3) è uguale al n° di moli prodotte (3) però in generale per le reazioni chimiche si troverà che la massa sarà sempre conservata mentre il n° di moli potrà aumentare o diminuire. Nelle reazioni chimiche quantitative o totali (non in quelle di equilibrio) la reazione ha termine quando almeno uno dei reagenti si è esaurito di tale reagente si dice che è "in difetto" o che è il reagente limitante, gli altri vengono detti reagenti in eccesso.