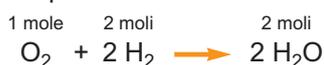


Il reagente limitante

Finora abbiamo considerato casi in cui sono stati calcolate le esatte quantità di reagenti e prodotti: ma se mettiamo a reagire insieme quantità casuali di sostanze, che cosa succede? Consideriamo la reazione di formazione dell'acqua e immaginiamo di mescolare 20 g di idrogeno con 20 g di ossigeno (ma il discorso è lo stesso per qualsiasi quantità). In questi casi uno dei reagenti si consuma completamente ed è detto **reagente limitante** mentre l'altro è in eccesso e reagisce solo in parte (in base alla quantità di reagente limitante) per cui a fine reazione rimane in parte presente e non combinato.

Nel nostro esempio consideriamo la reazione:



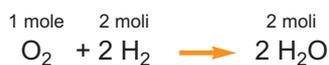
massa			
moli			

Prima di impostare la tabella occorre individuare qual è il reagente limitante: calcoliamo il n_{mol} di O_2 e H_2 .

$$n_{\text{molO}_2} = m/MM = 20/32 = 0,625 \quad \text{e} \quad n_{\text{molH}_2} = m/MM = 20/2 = 10$$

Ora, 6,25 moli di O_2 richiedono $0,625 \cdot 2 = 1,25$ moli di H_2 , quindi l'idrogeno è presente in quantità sufficiente, mentre l'ossigeno è in difetto. Infatti le 10 moli di H_2 richiedono 5 moli di O_2 e quindi l'ossigeno non basta: è il reagente limitante. Esso reagisce completamente, mentre a fine reazione sarà presente una certa quantità di H_2 che non reagisce (in eccesso).

La tabella va quindi costruita in funzione di O_2 . Si ha:

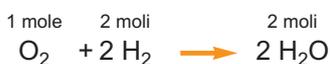


massa	20		
moli	0,625	1,25	1,25

La massa di H_2 consumata è:

$$m_{\text{H}_2} = n_{\text{mol}} \cdot MM = 1,25 \cdot 2 = 2,5 \text{ g}$$

e la massa di acqua prodotta è 22,5 g, somma delle masse effettivamente consumate dei reagenti.



massa	20	2,5	22,5
moli	0,625	1,25	1,25

La massa di idrogeno residua è: $m = 20 - 2,5 = 17,5 \text{ g}$.

