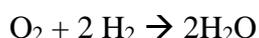


La mole nei calcoli

Consideriamo per esempio la formazione dell'acqua:



Volendola descrivere potremmo dire che una molecola di ossigeno reagisce con due molecole di idrogeno per dare due molecole di acqua. Le equazioni chimiche esprimono relazioni tra quantità di sostanze, non tra pesi né tra volumi! Quindi se io volessi conoscere la quantità di idrogeno necessaria per fare reagire 100 g di ossigeno dovrei prima sapere quanto ossigeno è contenuto in 100 grammi e poi impostare una proporzione basata sui rapporti stechiometrici espressi nella equazione chimica. Andiamo per ordine. Nelle condizioni di laboratorio non abbiamo uno strumento che misura direttamente la quantità di O_2 , ma di questa quantità possiamo misurare ad esempio il peso. Quindi, per accedere all'informazione riguardante la quantità di O_2 dobbiamo dividere la massa pesata per la massa di una molecola di O_2 . In generale:

Quantità di X = massa di una certa quantità di X (g) / massa di una molecola di X (g)

Per sapere la massa di una molecola espressa in grammi bisogna moltiplicare il peso atomico espresso in uma (derivabile dalla tavola periodica) per il valore in grammi dell'unità di massa atomica (1.661×10^{-24} g/uma), quindi nel caso di O_2 :

$$1) m_m(\text{O}_2) = 32 \text{ uma} \times 1.661 \times 10^{-24} \text{ g/uma} = 53.15 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

Adesso siamo in grado di calcolare la quantità di ossigeno presente in 100 g di O_2 .

$$2) \text{quantità di } \text{O}_2: n(\text{O}_2) = 100 \text{ g} / 53.15 \times 10^{-24} \text{ g} = 1.881 \times 10^{24} \text{ molecole}$$

Il passaggio successivo è usare i rapporti stechiometrici tra O_2 e H_2 espressi nella equazione chimica bilanciata per conoscere la quantità di H_2 richiesta. In questo specifico caso la proporzione sarebbe

1 molecola di O_2 reagisce con 2 molecole di H_2 come 1.881×10^{24} molecole di O_2 reagiscono con x molecole di H_2 . Impostando la proporzione in maniera matematica:

$$3) 1/2 = 1.881 \times 10^{24} \text{ molecole} / x \quad \text{da cui } x = 2/1 * 1.881 \times 10^{24} = 3.762 \times 10^{24} \text{ molecole di } \text{H}_2$$

Il passo finale è trasformare la quantità di H_2 in qualcosa di misurabile per esempio il suo peso. Anche in questo caso bisognerebbe prima accedere al peso di una molecola di H_2 moltiplicando il peso molecolare espresso in uma (derivabile dalla tavola periodica) per il valore in grammi dell'unità di massa atomica quindi

$$4) m_m(\text{H}_2) = 2 \text{ uma} \times 1.661 \times 10^{-24} \text{ g/uma} = 3.332 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

E poi moltiplicare il peso in grammi di una molecola di H₂ per il numero di molecole trovato dai calcoli stechiometrici:

$$5) m(\text{H}_2) = 3.332 \times 10^{-24} \text{ g} \times 3.762 \times 10^{24} = 12.53 \text{ g}.$$

Si vede subito che per conoscere il peso di H₂ necessario a fare reagire 100 g di O₂ abbiamo fatto cinque passaggi e abbiamo dovuto maneggiare numeri estremamente piccoli o estremamente grandi. Per rendere più pratici i calcoli nelle reazioni chimiche è stata ideata una unità di misura per la quantità di sostanza che sostituisce il conteggio delle singole molecole o dei singoli atomi. Bisogna partire dal presupposto che la stechiometria della reazione di formazione dell'acqua rimane valida se invece di ragionare con le singole molecole ragioniamo con "scatole" che rappresentano un determinato numero di molecole. Per esempio, potremmo dire che una dozzina di molecole di O₂ reagiscono con due dozzine di molecole di H₂ per dare due dozzine di molecole di acqua. Sapendo che la parola dozzina rappresenta una scatola che contiene 12 oggetti, significherebbe che 12 molecole di ossigeno (una dozzina) reagiscono con 24 molecole di idrogeno (2 dozzine) per dare 24 molecole di acqua (2 dozzine). Come si vede i rapporti stechiometrici sono mantenuti (1:2:2). Se sostituire le molecole con scatole di molecole non perturba la stechiometria della reazione, allora il passaggio successivo è quello di trovare una scatola di dimensioni opportune. Questa scatola si chiama mole e contiene 6.022×10^{23} oggetti (in questo caso molecole). Questo numero si chiama numero di Avogadro (N_A). Per capire da dove esce questo numero proviamo a veder quanto pesa una mole di H₂. Per farlo basta moltiplicare la massa di una molecola di H₂ per N_A:

$$\text{massa molare di H}_2: \mathbf{M(\text{H}_2)} = m_m(\text{H}_2) \times N_A = 3.332 \times 10^{-24} \text{ g} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \mathbf{2 \text{ g/mol}}$$

Proviamo a fare la stessa cosa con l'O₂:

$$\text{peso molare di O}_2 = \mathbf{M(\text{O}_2)} = m_m(\text{O}_2) \times N_A = 53.15 \times 10^{-24} \text{ g} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \mathbf{32 \text{ g/mol}}$$

Si può notare che il peso di una scatola contenente un numero di Avogadro di molecole ha lo stesso valore (ma con una unità di misura differente) del peso molecolare espressa in una. Questo ci permette di risparmiare il calcolo per la conversione del peso molecolare in una in massa in grammi (passaggi 2 e 4). Usando la mole come unità di misura della quantità di sostanza possiamo descrivere la reazione di formazione dell'acqua dicendo una mole di O₂ reagisce con due moli di H₂ per dare due moli di acqua. Possiamo testare questa nuova unità di misura rifacendo i calcoli di prima.

Partendo da 100 g di ossigeno per ottenere la quantità di ossigeno (espressa questa volta in moli) basta dividere per 32

$$1) \text{ quantità di O}_2: n(\text{O}_2) = 100 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 3.125 \text{ mol}.$$

Per conoscere le moli richieste di H_2 si usano, come prima i rapporti stechiometrici:

$$2) x \text{ mol di } H_2 = 2/1 * 3.125 \text{ mol} = 6.25 \text{ mol di } H_2.$$

Infine, per sapere quanto H_2 pesare si moltiplica la quantità di H_2 (espressa in moli) per la massa molare di H_2 :

$$3) m(H_2) = 6.25 \text{ mol} \times 2 \text{ g/mol} = 12.53 \text{ g}.$$

Il risultato finale è lo stesso, ma i calcoli sono molto più facili, infatti i passaggi si sono ridotti a 3 e maneggiamo numeri “usuali”. Questo esempio dovrebbe rendere esplicita la comodità di usare la mole come unità di misura della quantità di sostanza.