

Esempio 2-3

Quante moli di atomi sono contenute in 136.9 g di ferro metallico?

$$g \text{ Fe} = 136.9 \text{ g}$$

$$Pa \text{ Fe} = 55.85 \text{ uma}$$

$$moli \text{ Fe} = \frac{g}{Pa} = \frac{136.9}{55.85} = 2.451 \text{ moli di Fe}$$

Esempio 2-4

Quanti atomi sono contenuti in 2.451 moli di ferro?

In una mole sono contenuti un numero di Avogadro di atomi.

$$\frac{6.022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mole}} = \frac{x}{2.451 \text{ moli di Fe}}$$

$$x = \frac{2.451 \cdot 6.022 \cdot 10^{23}}{1} = 1.476 \cdot 10^{24} \text{ atomi}$$

$$x = 1.476.000.000.000.000.000.000.000 \text{ atomi}$$

Esempio 2-11

Calcolare la composizione percentuale in massa di HNO_3 .

$$\text{Pa H} = 1.0$$

$$\text{Pa N} = 14.0$$

$$\text{Pa O} = 16.0$$

Calcoliamo la massa di una mole.

$$\text{Massa di una mole di } \text{HNO}_3 = 1 \cdot 1.0\text{g} + 1 \cdot 14.0\text{g} + 3 \cdot 16.0\text{g} = 63.0 \text{ g}$$

**Supponendo di avere esattamente una mole di HNO_3 e quindi 63.0 g ,
possiamo calcolare la percentuale a 100**

$$\%H = \frac{\text{massa H}}{\text{massa HNO}_3} \cdot 100 = \frac{1.0\text{g}}{63.0\text{g}} \cdot 100 = 1.6\%$$

$$\%N = \frac{\text{massa } N}{\text{massa } HNO_3} \cdot 100 = \frac{14.0g}{63.0g} \cdot 100 = 22.2\%$$

$$\%O = \frac{\text{massa } O}{\text{massa } HNO_3} \cdot 100 = \frac{48.0g}{63.0g} \cdot 100 = 76.2\%$$

Esempio 2-13

20.882g di un composto ionico contengono 6.072 g di Na, 8.474 g di S e 6.336 g di O. Qual è la formula elementare?

$$\text{Pa Na} = 23.0$$

$$\text{Pa S} = 32.1$$

$$\text{Pa O} = 16.0$$

Calcoliamo il numero di moli di ogni elemento del composto.

$$\text{moli Na} = \frac{g \text{ Na}}{\text{Pa Na}} = \frac{6.072}{23.0} = 0.264 \text{ moli}$$

$$\text{moli S} = \frac{g \text{ S}}{\text{Pa S}} = \frac{8.474}{32.1} = 0.264 \text{ moli}$$

$$moli\ O = \frac{g\ O}{Pa\ O} = \frac{6.336}{16.0} = 0.396\ moli$$

Adesso otteniamo il rapporto relativo del numero delle moli nel composto.

$$Na : \frac{0.264}{0.264} = 1.00$$

$$S : \frac{0.264}{0.264} = 1.00$$

$$O : \frac{0.396}{0.264} = 1.5$$

Non essendo tutti numeri interi bisogna moltiplicare per 2 affinché lo siano.



Esempio 2-14

Gli idrocarburi sono sostanze organiche composte interamente da idrogeno e carbonio. Un campione di 0.1647 g di idrocarburo puro è stato bruciato in una colonna di combustione per C-H e ha prodotto 0.4931 g di CO₂ e 0.2691 g di H₂O. Determinare la massa di C e di H nel campione e le percentuali degli elementi in questo idrocarburo.

$$\text{Pa H} = 1.008$$

$$\text{PM CO}_2 = 44.01$$

$$\text{Pa C} = 12.01$$

$$\text{PM H}_2\text{O} = 18.02$$

$$\text{Pa O} = 16.00$$

Otteniamo dalla massa del CO₂ la quantità di Carbonio

$$\text{moli C} = \text{moli CO}_2 = \frac{g \text{ CO}_2}{\text{PM CO}_2} = \frac{0.4931}{44.01} = 0.0112 \text{ moli}$$

$$g \text{ C} = \text{moli C} \cdot \text{PM} = 0.0112 \cdot 12.01 = 0.1345 \text{ g}$$

$$\text{moli } H = 2 \text{ moli } H_2O = 2 \cdot \frac{g H_2O}{PM H_2O} = 2 \cdot \frac{0.2691}{18.02} = 0.02987 \text{ moli}$$

$$g H = \text{moli } H \cdot Pa = 0.02987 \cdot 1.008 = 0.03011 g$$

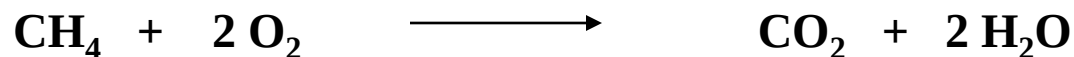
Conoscendo i pesi del carbonio e dell'idrogeno nel composto originale possiamo calcolare le rispettive percentuali nel composto.

$$\% C = \frac{0.1345 g}{0.1647 g} \cdot 100 = 81.66\%$$

$$\% H = \frac{0.03011 g}{0.1647 g} \cdot 100 = 18.28\%$$

Esempio 3-3

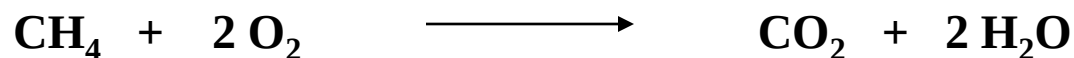
Quante moli d'acqua possono essere prodotte dalla reazione di 3.5 moli di metano con un eccesso di ossigeno.



$$\text{Moli di H}_2\text{O} = 2 \text{ moli CH}_4 = 2 \cdot 3.5 = 7.0 \text{ moli di H}_2\text{O}$$

Esempio 3-5

Quale massa di ossigeno è richiesta per reagire completamente con 24.0 g di metano.



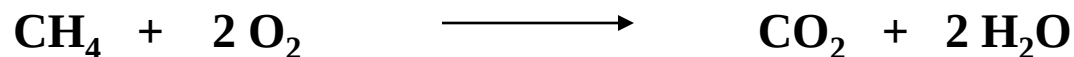
$$\text{moli CH}_4 = \text{g/PM} = 24.0/16.0 = 1.5 \text{ moli}$$

$$\text{moli di O}_2 = 2 \text{ moli CH}_4 = 2 \cdot 1.5 = 3.0 \text{ moli di O}_2$$

$$\text{g di O}_2 = \text{moli O}_2 \cdot \text{PM} = 3.0 \cdot 32 = 96.0 \text{ g di O}_2$$

Esempio 3-9

Quale massa di CO_2 potrebbe formarsi dalla reazione di 16.0 g di CH_4 con 48.0 g di O_2 ?

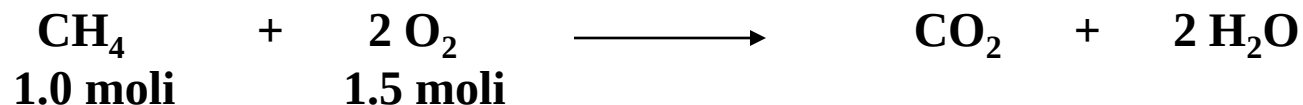


Si calcolano le moli di ognuno dei reagenti.

$$\text{moli } \text{CH}_4 = \frac{g \text{ CH}_4}{PM} = \frac{16.0}{16.0} = 1.0 \text{ moli di } \text{CH}_4$$

$$\text{moli } \text{O}_2 = \frac{g \text{ O}_2}{PM} = \frac{48.0}{32.0} = 1.5 \text{ moli di } \text{O}_2$$

Adesso bisogna determinare quel è il reagente limitante.



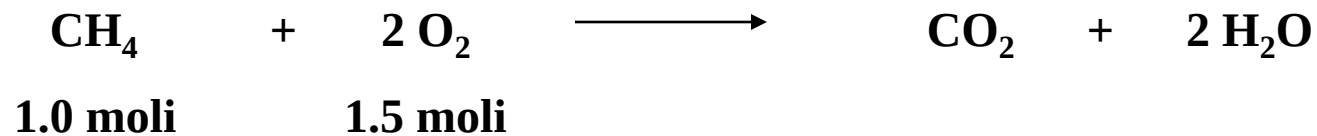
Moli di CH₄ necessarie per far reagire tutto l'ossigeno.

$$\text{moli CH}_4 = \frac{1}{2} \text{ moli O}_2 = \frac{1}{2} \cdot 1.5 = 0.75 \text{ moli}$$

Moli di O₂ necessarie per far reagire tutto il metano.

$$\text{moli O}_2 = 2 \cdot \text{moli CH}_4 = 2 \cdot 1.0 = 2.0 \text{ moli}$$

È evidente che le moli di O₂ sono insufficienti per far reagire tutte le moli di metano. Quindi le moli di ossigeno finiscono prima, ed è il reagente limitante.

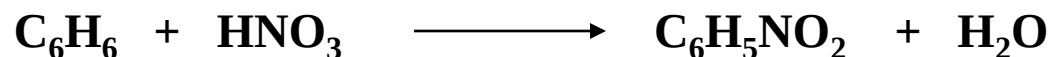


$$\text{moli CO}_2 = \frac{1}{2} \text{moli O}_2 = \frac{1}{2} \cdot 1.5 = 0.75 \text{ moli}$$

$$\text{g CO}_2 = \text{moli CO}_2 \cdot \text{PM} = 0.75 \cdot (12.0 + 2 \cdot 16.0) = 33.0 \text{ g di CO}_2$$

Esempio 3-11

Un campione costituito da 15.6 g di C_6H_6 è mescolato con un eccesso di HNO_3 . Sono isolati 18.0 g di $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$. Qual è la resa percentuale di $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ in questa reazione?



Se la reazione fosse completa :

$$\text{moli } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 = \text{moli } \text{C}_6\text{H}_6 = \text{g/PM} = 15.6/78.1 = 0.20 \text{ moli}$$

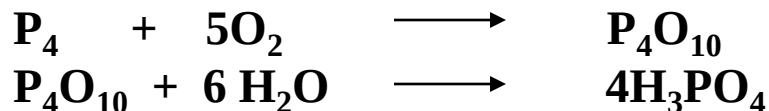
$$\text{g } \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 = \text{moli} \cdot \text{PM} = 0.2 \cdot (6 \cdot 12.01 + 5 \cdot 1.01 + 14.0 + 2 \cdot 16.0) = 24.7 \text{ g}$$

$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva del prodotto}}{\text{resa teorica del prodotto}} \cdot 100 = \frac{18.0}{24.7} \cdot 100 = 72.9\%$$

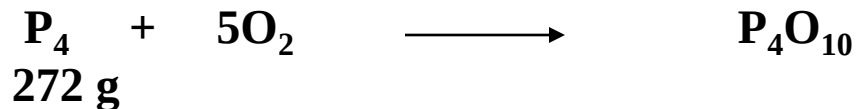
Esercizio 3-13

L'acido fosforico, H_3PO_4 è un composto per la produzione di fertilizzanti ed è anche presente in molte bevande analcoliche.

H_3PO_4 può essere preparato in un processo a due stadi.



La reazione di 272 g di fosforo con un eccesso di ossigeno forma il decaossido di tetrafosforo, P_4O_{10} , con una resa del 89.5%. Nella seconda reazione, la resa ottenuta è del 96.8%. Qual è la massa di H_3PO_4 ottenuta?



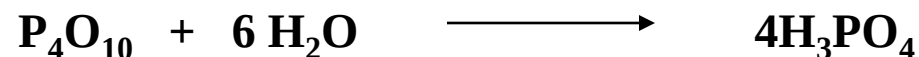
$$\text{moli } \text{P}_4\text{O}_{10} = \text{moli } \text{P}_4 = \text{gP}_4 / \text{PM} = 272 / (31 \cdot 4) = 2.19 \text{ moli} ;$$

$$\text{g } \text{P}_4\text{O}_{10} = \text{moli } \text{P}_4\text{O}_{10} \cdot \text{PM} = 2.19 \cdot 284 = 621.96 \text{ g}$$

Però la resa è del 89.5 quindi:

$$\text{Peso ottenuto di } \text{P}_4\text{O}_{10} = \text{peso teorico} \cdot 89.5/100 = 556.65 \text{ g}$$

Adesso andiamo alla seconda reazione.



$$\text{moli H}_3\text{PO}_4 = 4 \cdot \text{moli P}_4\text{O}_{10} = 4 \cdot \text{g P}_4\text{O}_{10} / \text{PM} = 4 \cdot 556.65/284 = 7.84 \text{ moli}$$

$$\text{g H}_3\text{PO}_4 = \text{moli H}_3\text{PO}_4 \cdot \text{PM} = 7.84 \cdot 98 = 768.32 \text{ g}$$

Pure in questo caso la resa non è 100% ma del 96.8% quindi:

$$\text{Peso ottenuto di H}_3\text{PO}_4 = \text{peso teorico} \cdot 96.8/100 = 768.32 \cdot 96.8/100 = 743.73$$