

## ESERCIZIO sul Reagente Limitante

Il carburo di calcio ( $\text{CaC}_2$ ) reagisce con l'acqua formando idrossido di calcio  $\text{Ca(OH)}_2$  ed il gas etino ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) secondo la seguente reazione:



Qual è il reagente limitante se 100 g di  $\text{H}_2\text{O}$  reagiscono con 100 g di  $\text{CaC}_2$ ?

**Risoluzione.**

### PRIMO MODO

Calcoliamo il numero di moli dell'acqua e del carburo di calcio.

$$\text{mol}(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g} / 18.0152 \text{ g/mol} = 5.55 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{CaC}_2) = 100 \text{ g} / 64.10 \text{ g/mol} = 1.56 \text{ mol}$$



Dati i rapporti molari:

$$n[\text{Ca}(\text{OH})_2] = n(\text{CaC}_2) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2\text{O}),$$

se i reagenti reagissero completamente, avrei la quantità di prodotto  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  che ora andiamo a calcolare.

$$\text{mM} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74.09 \text{ g/mol}$$

pertanto, la massa di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  che si otterrebbe se tutto il  $\text{CaC}_2$  reagisse completamente sarebbe:

$$\begin{aligned} \text{g}[\text{Ca}(\text{OH})_2] &= n(\text{CaC}_2) \times \text{mM} [\text{Ca}(\text{OH})_2] \\ &= 1.56 \text{ mol} (74.09 \text{ g/mol}) \\ &= 116 \text{ g} ; \end{aligned}$$

mentre dalle moli dell'acqua si avrebbe:


$$\begin{aligned}g[\text{Ca}(\text{OH})_2] &= 1/2 n(\text{H}_2\text{O}) \times \text{mM} [\text{Ca}(\text{OH})_2] \\ &= 1/2 (5.55) \text{ mol} (74.09 \text{ g/mol}) \\ &= 206 \text{ g}\end{aligned}$$

La quantità teorica di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ottenuta se tutto il carburo di calcio reagisse sarebbe 116 g mentre la quantità che si avrebbe se invece reagisse tutta l'acqua sarebbe 206 g. Di conseguenza, il carburo di calcio è il reagente limitante.

### SECONDO MODO

Abbiamo già calcolato in precedenza il numero di moli dell'acqua (5.55 mol) e del carburo di calcio (1.56 mol).

Quante mol di  $\text{H}_2\text{O}$  vengono consumate dalla quantità di  $\text{CaC}_2$  a disposizione?  
Poiché il rapporto molare è 1:2 ossia le moli di acqua consumate sono il doppio di quelle del carburo di calcio, allora le mol( $\text{H}_2\text{O}$ ) che reagiscono sono (2 x 1.56) mol ossia 3.12 mol.

Il numero di moli inferiore è quello del  $\text{CaC}_2$  pertanto esso può reagire per intero ed è il reagente limitante mentre l'acqua è presente in eccesso.

### TERZO MODO

E' il modo più semplice ed immediato.

Abbiamo già calcolato in precedenza il numero di moli dell'acqua (5.55 mol) e del carburo di calcio (1.56 mol).

Divido le moli calcolate di ciascun reagente per il proprio coefficiente stechiometrico e vedo qual è il valore più basso: quello sarà il reagente limitante!

$$5.55 \text{ mol} / 2 = 2.77 \text{ mol (H}_2\text{O)}$$

$$1.56 \text{ mol} / 1 = 1.56 \text{ mol (CaC}_2) \quad .$$



## RICAPITOLANDO:

*il reagente limitante è quel reagente che limita la quantità di prodotti ottenibile ossia è quello consumato per intero.*

*Tutti i calcoli stechiometrici devono essere basati sul reagente limitante; di conseguenza, prima di fare qualsiasi calcolo, è assolutamente necessario identificare il reagente limitante.*

## FRAZIONE MOLARE

In una soluzione, la **frazione molare del soluto** è il rapporto fra il numero di moli del soluto ed il numero di moli totali del soluto e del solvente.

Per una soluzione a due componenti 1 e 2, si ha:

Frazione molare del componente 1 =  $\chi_1 = n_1 / n_1 + n_2$

Frazione molare del componente 2 =  $\chi_2 = n_2 / n_1 + n_2$  .

Per un numero arbitrario di componenti (i), si ha:

Frazione molare del componente i-esimo =  $\chi_i = n_i / n_1 + n_2 + n_3 + \dots n_i$

Ovviamente, vale la relazione:

$$\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 + \chi_4 + \chi_5 + \dots = 1 .$$



Questa particolare unità di misura è utile quando è opportuno evidenziare la relazione tra alcune proprietà dipendenti dalla concentrazione di una soluzione ed il numero relativo di molecole di soluto e di solvente.

### ESERCIZIO

Calcolare la frazione molare del soluto in una soluzione acquosa al 57.0% in peso di HI.

Svolgimento.

In 100 g di soluzione ci sono 57.0 g di HI e, di conseguenza, 43.0 g di acqua.  
Possiamo calcolare il numero di moli di HI e di H<sub>2</sub>O:

$$\begin{aligned} 57.0 \text{ g} / 127.9124 \text{ g/mol} &= 0.446 \text{ mol (HI)} \\ 43.0 \text{ g} / 18.0152 \text{ g/mol} &= 2.39 \text{ mol (H}_2\text{O)} . \end{aligned}$$

La frazione molare del soluto (HI) è pertanto:  $0.446 \text{ mol} / (0.446 + 2.39) \text{ mol} = 0.157$

## MOLALITA'

La **molalità** ( $M$  oppure  $m$  oppure  $b$ ) di un soluto è definita come il numero di moli di soluto in 1000 g di solvente.

$$m(\text{soluto}) = n \text{ soluto (mol)} / \text{massa solvente (Kg)} .$$

## ESERCIZIO

Calcolare la molalità di una soluzione acquosa al 10% in peso di un composto organico di massa molare pari a 113 g/mol.

### Risoluzione.

Il 10% in peso equivale a 0.100 kg di soluto in 1.00 kg di soluzione; di conseguenza, 0.900 Kg sono di acqua.

Il numero di moli di soluto è:

$$0.100 \text{ Kg} / 0.113 \text{ Kg/mol} = 0.885 \text{ mol (composto organico)}$$

Pertanto:

$$m = 0.885 \text{ mol} / 0.900 \text{ Kg (solvente - acqua)} = 0.983 \text{ mol/Kg} .$$