

Esercizio 1A

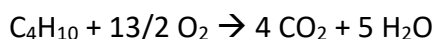
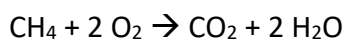
2 litri di una miscela gassosa composta da gas metano (CH_4) e gas butano (C_4H_{10}) mostrano una pressione di 11.0 atm misurata ad una temperatura pari a 298 K. Dopo aver calcolato il numero di moli totali di gas presenti nella miscela, si determini la percentuale in peso di tali gas sapendo che dalla combustione completa della suddetta miscela si sviluppano 54 ml di acqua. Si considerino i gas aventi comportamento ideale e la densità dell'acqua pari a 1 g/ml.

Svolgimento:

Dalla legge dei gas ideali ricaviamo il numero totali di moli di gas nella miscela:

$$n_{\text{tot}} = PV / RT = 11 \cdot 2 / 0.0821 \cdot 298 = 0.9 \text{ mol}$$

Scriviamo le due reazioni di combustione del metano e del butano:



Da cui si vede che da una mole di CH_4 si sviluppano 2 moli H_2O e da una mole di C_4H_{10} si sviluppano 5 moli H_2O .

Siano $n(\text{CH}_4)$ e $n(\text{C}_4\text{H}_{10})$ il numero di moli di metano e butano presenti nella miscela e $\text{MM}(\text{H}_2\text{O})$ la massa molare dell'acqua, potremo scrivere il seguente sistema di due equazioni in due incognite:

$$n(\text{CH}_4) + n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 0.9 \text{ mol}$$

$$2 n(\text{CH}_4) \cdot \text{MM}(\text{H}_2\text{O}) + 5 n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \text{MM}(\text{H}_2\text{O}) = 54 \text{ g}$$

e risolvendo il sistema otteniamo:

$$n(\text{CH}_4) = 0.5 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 0.4 \text{ mol}$$

La percentuale in peso sarà dunque:

$$\%(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \cdot \text{MM}(\text{CH}_4) / [n(\text{CH}_4) \cdot \text{MM}(\text{CH}_4) + n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \text{MM}(\text{C}_4\text{H}_{10})] = 25.6\%$$

$$\%(\text{C}_4\text{H}_{10}) = n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \text{MM}(\text{C}_4\text{H}_{10}) / [n(\text{CH}_4) \cdot \text{MM}(\text{CH}_4) + n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \text{MM}(\text{C}_4\text{H}_{10})] = 74.4\%$$

Esercizio 1B

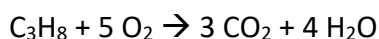
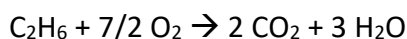
La pressione di 3 litri di una miscela gassosa composta da gas etano (C_2H_6) e gas propano (C_3H_8) misurata ad una temperatura di 298 K è pari a 19.6 atm. Si calcoli il numero di moli totali di gas presenti nella miscela. Sapendo che dalla combustione completa della suddetta miscela si ottengono 162 ml di acqua, si determini la percentuale in peso di C_2H_6 e C_3H_8 nella miscela stessa. Si considerino i gas aventi comportamento ideale e la densità dell'acqua pari a 1 g/ml.

Svolgimento:

Dalla legge dei gas ideali ricaviamo il numero totali di moli di gas nella miscela:

$$n_{\text{tot}} = PV / RT = 19.6 \cdot 3 / 0.0821 \cdot 298 = 2.4 \text{ mol}$$

Scriviamo le due reazioni di combustione dell'etano e del propano:



Da cui si vede che da una mole di C_2H_6 si sviluppano 3 moli H_2O e da una mole di C_3H_8 si sviluppano 4 moli H_2O .

Siano $n(C_2H_6)$ e $n(C_3H_8)$ il numero di moli di etano e propano presenti nella miscela e $MM(H_2O)$ la massa molare dell'acqua, potremo scrivere il seguente sistema di due equazioni in due incognite:

$$n(C_2H_6) + n(C_3H_8) = 2.4 \text{ mol}$$

$$3 n(C_2H_6) \cdot MM(H_2O) + 4 n(C_3H_8) \cdot MM(H_2O) = 162 \text{ g}$$

e risolvendo il sistema otteniamo:

$$n(C_2H_6) = 0.6 \text{ mol}$$

$$n(C_3H_8) = 1.8 \text{ mol}$$

La percentuale in peso sarà dunque:

$$\%(C_2H_6) = n(C_2H_6) \cdot MM(C_2H_6) / [n(C_2H_6) \cdot MM(C_2H_6) + n(C_3H_8) \cdot MM(C_3H_8)] = 18.5\%$$

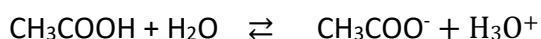
$$\%(C_3H_8) = n(C_3H_8) \cdot MM(C_3H_8) / [n(C_2H_6) \cdot MM(C_2H_6) + n(C_3H_8) \cdot MM(C_3H_8)] = 81.5\%$$

Esercizio 2A

Sapendo che la costante basica dello ione acetato (CH_3COO^-) vale $K_b = 5.56 \cdot 10^{-10}$, si calcoli il pH di una soluzione 0.1 M di acido acetico. Si determini inoltre il valore del pH se a 200 ml di tale soluzione vengono aggiunti 5 g di acetato di sodio. Si trascuri la variazione di volume a seguito dell'aggiunta del sale.

Svolgimento:

L'acido acetico è un acido debole che dà vita al seguente equilibrio:



$$0.1 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

Nota la K_b della sua base coniugata (ione acetato) possiamo ricavare K_a :

$$K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 5.56 \cdot 10^{-10} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Possiamo dunque scrivere:

$$K_a = x^2 / (0.1 - x) = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Da cui } x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.34 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.87$$

Aggiungiamo ora 5 g di CH_3COONa ($\text{MM} = 82.03 \text{ g/mol}$) a 0.2 litri di soluzione 0.1 M di acido acetico. Il numero di moli di acetato di sodio è:

$$n(\text{CH}_3\text{COONa}) = 5 / 82.03 = 6.1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

L'acetato di sodio si dissocerà totalmente in ioni CH_3COO^- e ioni Na^+ , dunque la concentrazione di ioni CH_3COO^- aggiunti a 200 ml di soluzione sarà pari a:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 6.1 \cdot 10^{-2} / 0.2 = 3.05 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

Usando l'equazione di Henderson–Hasselbalch avremo che il pH della soluzione così ottenuta sarà pari a:

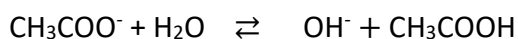
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([A^-]/[HA]) = 4.74 + \log(3.05 \cdot 10^{-1} / 0.1) = 5.23$$

Esercizio 2B

Sapendo che la costante acida dell'acido acetico vale $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$, si calcoli il pH di una soluzione 0.2 M di acetato di sodio (CH_3COONa). Si determini inoltre il valore del pH se a 250 ml di tale soluzione vengono aggiunti 6 g di acido acetico. Si trascuri la variazione di volume a seguito dell'aggiunta dell'acido.

Svolgimento:

L'acetato di sodio si dissocia totalmente in ioni CH_3COO^- e ioni Na^+ , ed essendo lo ione acetato la base coniugata dell'acido acetico, darà vita al seguente equilibrio in soluzione acquosa:



$$0.2 - x \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

Nota la K_a del suo acido coniugato (acido acetico) possiamo ricavare la K_b dello ione acetato:

$$K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.56 \cdot 10^{-10}$$

Possiamo dunque scrivere:

$$K_b = x^2 / (0.2 - x) = 5.56 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{Da cui } x = [\text{OH}^-] = 1.05 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 4.98$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.02$$

Aggiungiamo ora 6 g di CH_3COOH ($\text{MM} = 60.052 \text{ g/mol}$) a 0.25 litri di soluzione 0.2 M di acetato di sodio. Il numero di moli di acido acetico è:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 6 / 60.052 = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

dunque, la concentrazione di acido acetico aggiunto a 250 ml di soluzione sarà pari a:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1 \cdot 10^{-1} / 0.25 = 4.0 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

Usando l'equazione di Henderson–Hasselbalch avremo che il pH della soluzione così ottenuta sarà pari a:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log([A^-]/[HA]) = 4.74 + \log(0.2 / 4.0 \cdot 10^{-1}) = 4.43$$