

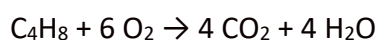
Termochimica

Dopo aver riportato la reazione di combustione del butene (C_4H_8) opportunamente bilanciata, calcolare l'entalpia di tale reazione conoscendo le entalpie delle seguenti reazioni:

- | | |
|--|-------------------------------------|
| 1) $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ | $\Delta H^\circ = -571 \text{ kJ}$ |
| 2) $C_4H_8 + H_2 \rightarrow C_4H_{10}$ | $\Delta H^\circ = -126 \text{ kJ}$ |
| 3) $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$ | $\Delta H^\circ = -5754 \text{ kJ}$ |

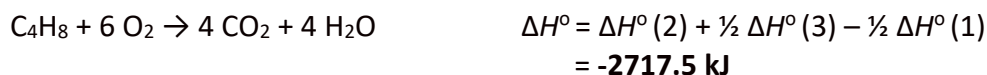
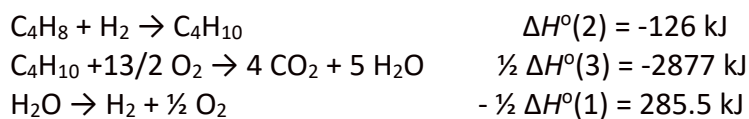
Soluzione:

La reazione di combustione del butene è la seguente:



Utilizzando la legge di Hess possiamo ricavare l'entalpia di combustione del butene a partire dalle entalpie delle reazioni 1, 2 e 3 che chiameremo $\Delta H^\circ(1)$, $\Delta H^\circ(2)$ e $\Delta H^\circ(3)$.

La reazione di combustione del butene può essere infatti ottenuta sommando la reazione 2 alla reazione 3 divisa per due e sottraendo la reazione 1 anch'essa divisa per due:



pH

Si determini il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 200 ml di acqua distillata ad 500 ml di una soluzione 0.04 M di HNO_3 . Quanti grammi di NaOH dovremo aggiungere alla soluzione così ottenuta affinché il pH risulti pari a 2?

Soluzione:

L'acido nitrico è un acido monoprotico forte, dunque le moli di ioni H^+ rilasciati in soluzione saranno pari alle moli di HNO_3 :

$$n(\text{H}^+) = n(\text{HNO}_3) = [\text{HNO}_3] \cdot V = 0.04 \text{ M} \cdot 0.5 \text{ l} = 0.02 \text{ mol}$$

Dopo l'aggiunta di 200 ml di acqua distillata il nuovo volume sarà pari a:

$$V_{\text{tot}} = 0.2 \text{ l} + 0.5 \text{ l} = 0.7 \text{ l}$$

dunque, la concentrazione di ioni H^+ in soluzione sarà:

$$[\text{H}^+] = 0.02 \text{ mol} / 0.7 \text{ l} = 2.86 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

e il pH sarà pari a:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 1.54$$

Affinché il pH passi a 2 dovremo aggiungere una quantità di NaOH (base forte) che possa ridurre la concentrazione di ioni H^+ a 10^{-2} M ($\text{pH} = 2$).

Dunque, dopo l'aggiunta di NaOH le moli di ioni H^+ dovranno essere:

$$n(\text{H}^+)^* = 10^{-2} \text{ M} \cdot 0.7 \text{ l} = 0.7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Dovremo aggiungere in soluzione un numero di moli di NaOH pari alla differenza tra $n(\text{H}^+)$ e $n(\text{H}^+)^*$:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{H}^+) - n(\text{H}^+)^* = 0.02 \text{ mol} - 0.007 \text{ mol} = 0.013 \text{ mol}$$

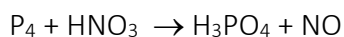
ed essendo la massa molare di NaOH pari a 40 g/mol, i grammi di NaOH da aggiungere in soluzione saranno:

$$W(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot MM(\text{NaOH}) = 0.013 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 0.52 \text{ g}$$

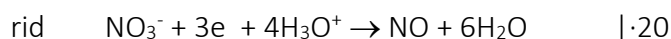
REDOX

La reazione tra fosforo (P_4) ed acido nitrico porta alla formazione di acido (orto)fosforico ed ossido di azoto. Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico e calcolare il volume in dm^3 di ossido di azoto (gas a comportamento ideale) sviluppato a 325 torr e $27^\circ C$, quando da 18.6 g di fosforo (P_4) sono addizionati a 3.0 L di una soluzione acquosa di acido nitrico 0.4 M.

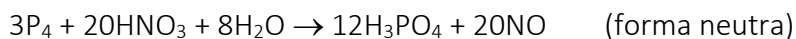
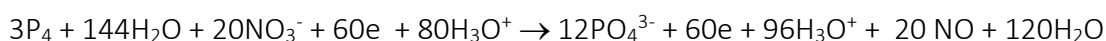
Soluzione



Il fosforo si ossida ad acido fosforico e l'acido nitrico si riduce ad ossido di azoto.



La reazione bilanciata è:



Calcolo le moli dei reagenti:

$$n_{P_4} = 18.6 \text{ g} / 123.9 \text{ g mol}^{-1} = 0.15 \text{ mol}$$

$$n_{HNO_3} = 0.4 \text{ mol L}^{-1} \cdot 3.0 \text{ L} = 1.2 \text{ mol}$$

Vedo qual è il reagente in difetto

$$n_{P_4} / n_{HNO_3} = 0.15 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.125 < 3/20 = 0.14 \quad (\text{rapporto stechiometrico})$$

Il fosforo è il reagente in difetto.

In base ai coefficienti stechiometrici della reazione, le moli di NO che si ottengono sono:

$$n_{NO} = 0.15 \text{ mol} \cdot 20/3 = 1.0 \text{ mol}$$

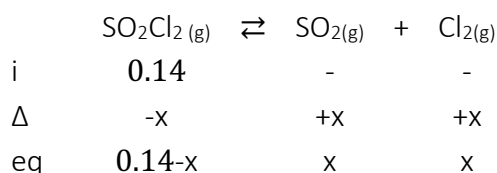
$$V_{NO} = \frac{nRT}{P} = \frac{1.0 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 300.15 \text{ K}}{\left(\frac{325}{760}\right) \text{ atm}} = 57.6 \text{ L} = 57.6 \text{ dm}^3$$

Equilibrio

Il cloruro di solforile gassoso, SO_2Cl_2 , si decompone parzialmente in diossido di zolfo e cloro gassosi. In un reattore del volume costante di 100.0 L, mantenuto a temperatura costante, vengono introdotte 0.14 mol di cloruro di solforile; quando la reazione di decomposizione raggiunge l'equilibrio, la concentrazione del cloro è pari a $6.4 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Calcolare la concentrazione del cloro quando il volume del reattore è pari a 50.0 L.

Soluzione

Calcolo la costante di equilibrio K_c



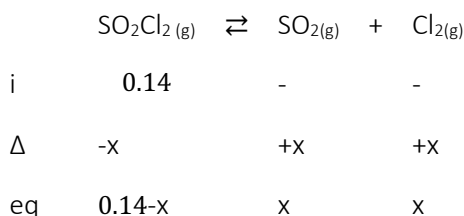
Conoscendo la concentrazione del cloro all'equilibrio, posso ricavare la x

$$x = [\text{Cl}_2] \cdot V = 6.4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ L} = 6.4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La costante di equilibrio è:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} = \left(\frac{1}{V}\right) \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \left(\frac{1}{100}\right) \frac{(6.4 \cdot 10^{-2})^2}{7.6 \cdot 10^{-2}} = 5.4 \cdot 10^{-4}$$

Quando il volume del reattore è pari a 50.0 L la costante di equilibrio non varia.



Questa volta l'incognita x la ricavo dalla costante di equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} = \left(\frac{1}{V}\right) \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \left(\frac{1}{50}\right) \frac{(x)^2}{0.14-x} = 5.4 \cdot 10^{-4}$$

Risolvero l'equazione di secondo grado

$$x^2 + 2.7 \cdot 10^{-2} x - 3.78 \cdot 10^{-3} = 0$$

ed ottengo $x = 4.9 \cdot 10^{-2}$ mol

da cui

$$[\text{Cl}_2] = 4.9 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 50.0 \text{ L} = 9.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$