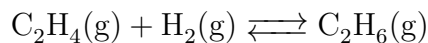


In un recipiente di 0.5 L sono poste 0.33 mol di etene e 0.53 mol di idrogeno, per effettuare l'idrogenazione a etano secondo la reazione:



avente costante di equilibrio $K_C = 0.98$. Calcolare la concentrazione molare di ciascuna specie all'equilibrio.

Risoluzione

Le concentrazioni molarie di etene e idrogeno sono le seguenti:

$$[\text{C}_2\text{H}_4] = \frac{0.33 \text{ (mol)}}{0.5 \text{ (L)}} = 0.66 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0.53 \text{ (mol)}}{0.5 \text{ (L)}} = 1.06 \text{ mol L}^{-1}$$

Le concentrazioni molarie delle singole specie, all'inizio e all'equilibrio sono le seguenti:

	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	+	$\text{H}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
inizio	0.66		1.06		
equilibrio	$0.66 - x$		$1.06 - x$		x

Dalla costante di equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{C}_2\text{H}_6]}{[\text{C}_2\text{H}_4][\text{H}_2]} = \frac{x}{(0.66 - x)(1.06 - x)} = 0.98$$

Si ottiene un'equazione di secondo grado con soluzioni $x_1 = 2.4555$ e $x_2 = 0.2849$, tuttavia solo il valore 0.28 ha significato fisico. Quindi le concentrazioni molarie all'equilibrio sono:

- $[\text{C}_2\text{H}_4] = 0.66 \text{ (mol L}^{-1}) - 0.28 \text{ (mol L}^{-1}) = \mathbf{0.38 \text{ mol L}^{-1}}$
- $[\text{H}_2] = 1.06 \text{ (mol L}^{-1}) - 0.28 \text{ (mol L}^{-1}) = \mathbf{0.78 \text{ mol L}^{-1}}$
- $[\text{C}_2\text{H}_6] = \mathbf{0.28 \text{ mol L}^{-1}}$