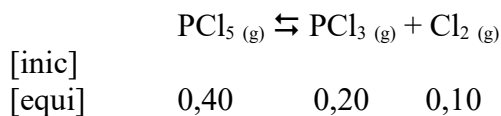


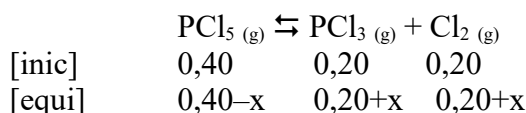
Problema608: As concentracións de equilibrio da reacción: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$ a unha determinada temperatura son $[\text{PCl}_5] = 0,40\text{M}$, $[\text{PCl}_3] = 0,20\text{M}$ e $[\text{Cl}_2] = 0,10\text{M}$. Se se engaden 0,10 moles de Cl_2 ao recipiente de 1 litro no que se atopa a mestura, cal será a nova concentración de PCl_5 no equilibrio?



Con estes datos podemos calcular a constante de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,20 \cdot 0,10}{0,40} = 0,05$$

Cando se engade Cl_2 é unha situación nova que xa non é de equilibrio, terase que restablecer de novo o equilibrio. O equilibrio desprazarase cara aos reactivos polo Principio de Le Chatelier, pero aínda que supoñamos que o equilibrio se despraza cara á dereita o resultado que nos dá o problema é o correcto.



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,20+x)^2}{0,40-x} = 0,05$$

$$(0,20+x)^2 = 0,05(0,40-x)$$

$$x^2 + 0,4x + 0,04 = 0,02 - 0,05x$$

$$x^2 + 0,45x + 0,02 = 0$$

$$x = \frac{-0,45 \pm \sqrt{0,45^2 + 4 \cdot 0,02}}{2} = \frac{-0,45 \pm 0,35}{2}$$

$$x_1 = -0,05 \quad x_2 = -0,4$$

É válida a primeira raíz, a segunda dános concentracións negativas que son imposibles.

$$[\text{PCl}_5] = 0,40 - x = 0,40 + 0,05 = \underline{0,45\text{M}}$$

Vemos que o equilibrio se despraza cara aos reactivos, aínda que supuxemos que o facía cara aos produtos.