

**NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^{+3} = 1,000$.
EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$**

TEMA #4 (10 PUNTOS) PREDICCIÓN DE SISTEMAS EN EQUILIBRIO y EMPLEO de Q

Al principio de una reacción, hay 0.249 moles de N_2 , 3.21×10^{-2} moles de H_2 y 6.42×10^{-4} moles de NH_3 en un matraz de 3.50 L a $375^\circ C$. Si la constante de equilibrio (K_c) para la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ es 1.2 a esta temperatura, determine:

A) Las concentraciones iniciales de los participantes en la reacción:

Entes de la reacción	N_2	H_2	NH_3
# moles iniciales	0.294	3.21×10^{-2}	6.42×10^{-4}
Concentraciones iniciales (Concentración Molar)	$[N_2]$	$[H_2]$	$[NH_3]$
	$[N_2]=0.294/3.50$ $= 0.084 M$	$[H_2]= 3.21 \times 10^{-2}/3.50$ $=9.17 \times 10^{-3} M$	$[NH_3]= 6.42 \times 10^{-4}/3.50$ $=1.83 \times 10^{-4} M$

B) ¿Se encuentra el sistema en equilibrio?

-Para determinar si el sistema se encuentra en equilibrio, procedemos a calcular, con las concentraciones iniciales, el valor de Q , para la reacción:

$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$$

$$Q = \frac{[1.83 \times 10^{-4}]^2}{[0.08][9.17 \times 10^{-3}]^3} = 4.57 \times 10^{-5}$$

C) En caso que sus cálculos demuestren que el sistema no se encuentra en equilibrio, prediga en qué dirección procederá la reacción neta (a formar reactivos o productos). Utilice la ayuda gráfica abajo proporcionada:

Siendo Q menor que el valor de K_c , el equilibrio deberá favorecer la formación de productos (NH_3), desplazando por tanto el equilibrio hacia la derecha.

