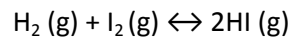


NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^{+3} = 1,000$. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$.

OBSERVACIÓN: SIRVASE LEER CUIDADOSAMENTE CADA UNO DE LOS TEMAS PLANTEADOS, ESTO A FIN DE CONTESTARLOS EN BASE A LO SOLICITADO EN LOS MISMOS. PARTICULAR QUE SIGNIFICA: COMPRENDERLO, INTERPRETARLO, ANALIZARLO, RESOLVERLO Y EXPRESAR SU RESPUESTA CON CLARIDAD.

#5 (10 p) DETERMINACIÓN del VALOR de K_c para una REACCIÓN DETERMINADA:

Utilice los siguientes datos correspondientes a tres experimentaciones (#1, #2, #3), que se recogieron a $460\text{ }^\circ\text{C}$ y corresponden a concentraciones molares de equilibrio para la reacción:



En base a los datos proporcionados para determinar K_c para cada experimento:

# experimento	$[\text{H}_2]$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{I}_2]$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{HI}]$ (mol.L ⁻¹)	K_c
#1	6.47×10^{-3}	0.594×10^{-3}	0.0137	48.837
#2	3.84×10^{-3}	1.52×10^{-3}	0.0169	48.933
#3	1.43×10^{-3}	1.43×10^{-3}	0.0100	48.902

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{([\text{H}_2] \times [\text{I}_2])}$$

$$K_{c1} = \frac{[0.0137]^2}{([6.47 \times 10^{-3}] \times [0.594 \times 10^{-3}])} = 48.837$$

$$K_{c2} = \frac{[0.0169]^2}{([3.84 \times 10^{-3}] \times [1.52 \times 10^{-3}])} = 48.933$$

$$K_{c3} = \frac{[0.01]^2}{([1.43 \times 10^{-3}] \times [1.43 \times 10^{-3}])} = 48.902$$

Promedio de los 3 experimentos es: $K_c \approx 48.89$