

SELECTIVIDAD - JUNIO 2003 - QUÍMICA

BLOQUE B

2.- Considere la reacción: $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(g)}$; $\Delta H = -184,6 \text{ KJ}$. Si reaccionan en un recipiente 3 moles de $\text{H}_{2(g)}$ y 5 moles de $\text{Cl}_{2(g)}$, manteniendo la presión constante de 1 atm y a la temperatura de 25°C. a) Calcular el trabajo realizado y dar el resultado en julios. b) Calcular la variación de la energía interna del sistema.

RESOLUCIÓN

A) El trabajo de expansión realizado a presión constante viene dado por la expresión: $\Delta W = P \cdot \Delta V$.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos que, cuando se completa la misma hay:

Nº moles	$\text{H}_{2(g)}$	+	$\text{Cl}_{2(g)}$	\rightarrow	$2 \text{HCl}_{(g)}$	Nº total
Iniciales	3		5		-----	8 moles
Finales	-----		2		6	8 moles

Como vemos, el número total de moles no varía en el transcurso de la reacción por lo que tampoco lo hará el volumen total ocupado.

Así, dado que $\Delta V = 0$, resultará que el trabajo de expansión será: $\Delta W = P \cdot 0 = 0 \text{ julios}$., es decir, el sistema no realiza trabajo de expansión al producirse esta reacción.

B) Para calcular la variación de energía interna del sistema, le aplicamos al mismo la expresión del primer principio de la termodinámica: $\Delta U = \Delta Q + \Delta W$ Donde, como acabamos de calcular, $\Delta W = 0$

Así, nos queda que $\Delta U = \Delta Q$ Y el calor de reacción a presión constante es la entalpía: $\Delta Q = \Delta H$, Cuyo valor nos lo dan, que es: $\Delta Q = \Delta H = -184,6 \text{ KJ}$, el cual, tal como nos indica la reacción, es para la formación de DOS moles de H Cl, por lo que dado que se forman 6 moles, será: $\Delta Q = \Delta H = 3 \cdot (-184,6) = -553,8 \text{ KJ}$,

NOTA

Al darnos el valor de ΔH para la reacción, se trata del correspondiente a esa reacción tal y como nos la dan, con el número de moles que figuren en ella.

Este dato de entalpías suele ofrecerse en ocasiones referido a 1 mol (se expresaría entonces como KJ/mol), y en este caso sí tendríamos que tener en cuenta el número de moles que se formen en la reacción