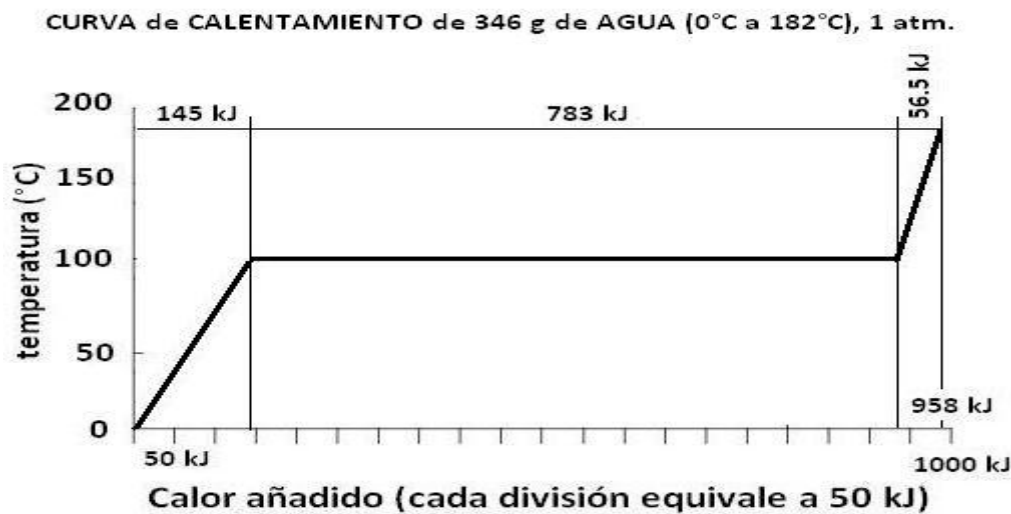


PARA LA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^{+3} = 1,000$. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$

Tema #4 (10 puntos). Curvas de Calentamientos (Determinación y diseño de líneas de calentamiento)

Calcule la cantidad de calor (en kilojulios) que se necesita para calentar 346 g de agua líquida desde 0°C a 182°C . Suponga que el calor específico del agua es $4.184 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}$, en todo el intervalo líquido y que el calor específico del vapor de agua es de $1.99 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}$. El calor de vaporización de un mol de agua es igual a 40.79 kJ y el peso molecular del agua es 18 g/mol .

Con los datos y sus cálculos construya la curva de calentamiento respectiva, donde en el eje de las Y se indique la temperatura (en grados centígrados) y en el eje de las X se represente el calor agregado (sírvase destacar el valor de calor agregado para cada división del eje referido).



El cambio de calor (Q) en cada etapa está dado por $Q = mc\Delta t$, donde m es la masa del agua, c es el calor específico y Δt es el cambio de temperatura.

Si hay un cambio de fase, como vaporización, entonces Q estará dada por $\Delta V_{\text{vaporización}}$, donde n es el número de moles de agua.

Solución:

Encontramos el calentamiento del agua desde 0°C hasta 100°C , utilizamos la fórmula para encontrar Q_1 .

$$Q_1 = ms\Delta t = (346 \text{ g}) (4.184 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}) (100^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C})$$

$$Q_1 = 1.45 \times 10^5 \text{ J} = 145 \text{ kJ}$$

La evaporación de 346 g de agua a 100°C (un cambio de fase). En los datos se ve que $\Delta V_{\text{vaporización}} = 40.79 \text{ kJ/mol}$ para el agua, así que:

$$Q_2 = (346 \text{ g } H_2O) \times (1 \text{ mol } H_2O / 18.02 \text{ g } H_2O) \times (40.79 \text{ kJ} / 1 \text{ mol } H_2O) = 783 \text{ kJ}$$

El calentamiento del vapor de 100°C a 182°C y aplicamos la ecuación para hallar Q_3

$$Q_3 = ms\Delta t$$

$$Q_3 = (346 \text{ g}) (1.99 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}) (182^{\circ}\text{C} - 100^{\circ}\text{C})$$

$$Q_3 = 5.65 \times 10^4 \text{ J} = 56.5 \text{ kJ}$$

La energía global requerida está dada por $Q_{\text{global}} = Q_1 + Q_2 + Q_3$, entonces:

$$Q_{\text{global}} = 145 \text{ kJ} + 783 \text{ kJ} + 56.5 \text{ kJ} = 985 \text{ kJ}$$

Podemos observar que todos los valores de q tienen signo positivo, lo que concuerda con el hecho de que se absorbe calor para elevar la temperatura desde 0°C hasta 182°C . También, como se esperaba, se absorbió mucho más calor durante la transmisión de fase.

Con los datos se ha realizado una gráfica en donde el eje de las X representa el calor añadido hasta un valor de 1000 kJ, estos valores están en una escala de 50 kJ, además se ha señalado el punto de 958 kJ y en el eje de las Y esta la temperatura hasta un valor de 200°C .