

PROBLEMAS DE TERMODINÁMICA QUÍMICA I

07-11-08

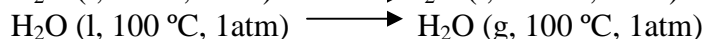
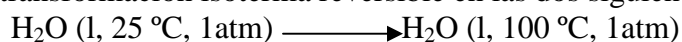
1.- Considerense las siguientes transformaciones:

a) $\text{H}_2\text{O} (\text{s}, -10\text{ }^\circ\text{C}, 1\text{atm}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}, -10\text{ }^\circ\text{C}, 1\text{atm})$. No se exige que sea isoterma, isóbara ni reversible.

b) El proceso anterior pero realizado de forma reversible.

c) El mismo proceso realizado a presión y temperatura constantes

d) La transformación isoterma reversible en las dos siguientes etapas:



e) Gas ideal (25 °C, 100atm) \longrightarrow Gas ideal (25 °C, 1atm), reversible

f) Gas ideal (25 °C, 100atm) \longrightarrow Gas ideal (25 °C, 10atm), sin realizar trabajo.

g) Expansión adiabática reversible de un gas ideal desde 100 a 10 atm.

En cada una de ellas, indíquese cual o cuales de las siguientes expresiones se verifica:

$$1.- \int \frac{\partial Q}{T} \quad 2.- Q = \Delta H \quad 3.- \Delta H = T\Delta S$$

2.- Calcular la variación de entropía cuando un mol de gas ideal se expande isotérmica y reversiblemente al doble de su volumen inicial.

3.- Dos moles de un gas ideal a 330 K y 3,50 atm se comprimen de forma isotérmica disminuyendo su entropía en $25,05 \text{ JK}^{-1}$. Calcular la presión final del gas y el cambio de entalpía libre después de la compresión.

4.- a 25 °C y 1 atm la entropía del agua líquida es $69,950 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. sabiendo que:

$C_p(\text{l}) = 75,291 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$, $C_p(\text{g}) = 33,377 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ y el calor de vaporización del agua vale $40,656 \text{ kJmol}^{-1}$.

Calcular la entropía del vapor de agua a 200 °C y 0,5 atm suponiendo que el vapor es un gas ideal.

5.- La entropía molar normal del amoníaco es $192,4 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Sabiendo que el calor molar a presión constante del amoníaco viene dado por la expresión:

$$C_p = 29,75 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} + 25,1 \times 10^{-3} \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \times T - 1,55 \times 10^{-5} \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} \times T^2$$

Calcular la entropía molar a 100 °C