

# 63.01 / 83.01 Química

---

Departamento de Química

## G4B- Termoquímica Ejercicio 13



**13)** La combustión completa de 0.5 mol de gas metano ( $\text{CH}_4$ ) en bomba calorimétrica (proceso a presión constante) desprende 442.2 kJ a  $25^\circ\text{C}$

**a)** Calcular  $Q_v$ ,  $Q_p$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $W_{V = \text{cte}}$  y  $W_{P = \text{cte}}$  del proceso de combustión mencionado

**b)**  $\Delta H_{\text{combustión}} \text{CH}_4$

**c)** La masa de Zn que puede calentarse desde  $15^\circ\text{C}$  hasta  $195^\circ\text{C}$  con la combustión completa de 0.5 mol de  $\text{CH}_4$ .

Dato:  $C_p \text{ Zn} = 25.5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

**Rta:** **a)**  $Q_v = -442.2 \text{ kJ}$ ,  $Q_p = -444.7 \text{ kJ}$ ,  $\Delta U = -442.2 \text{ kJ}$ ,  $\Delta H = -444.7 \text{ kJ}$ ,  $W_{V = \text{cte}} = 0 \text{ kJ}$  y  $W_{P = \text{cte}} = 2.5 \text{ kJ}$  **b)**  $-888.9 \text{ kJ/mol}$  **c)**  $6.33 \text{ kg Zn}$

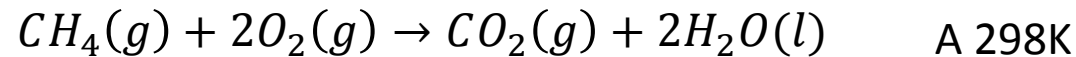
Parte a)

Parte a)

Datos:  $n_{\text{CH}_4} = 0.5 \text{ mol (CH}_4 \text{ (g))}$  , bomba calorimétrica ( $V = \text{cte}$ ), calor liberado - 442.2 kJ,  $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

Calcular  $Q_v$ ,  $Q_p$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $W_{V = \text{cte}}$  y  $W_{P = \text{cte}}$  del proceso de combustión mencionado.

La bomba calorimétrica se utiliza para determinar calores de combustión. Se introduce una cierta cantidad de material en la bomba (en este caso 0,5 moles de  $\text{CH}_4 \text{ (g)}$ ) y se realiza la combustión con oxígeno a volumen constante.



Como el volumen de la bomba permanece constante, el calor determinado es  $Q_v$  y es igual a la variación de energía interna porque no puede realizar trabajo.

A  $V = \text{cte}$

$$\Delta U = Q + \cancel{W} \quad \therefore \Delta U = Q_v$$

$$W_{(V = \text{cte})} = 0$$

$$\Delta U = Q_v = -442.2 \text{ kJ}$$

Como se libera calor la reacción es exotérmica y lo indicamos con el signo (-)

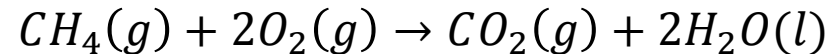
Parte a)

Para calcular la entalpía, sabemos que  $H=U+PV$

Recordar que U y H son funciones de estados, y considero que el estado inicial y final de la reacción es la misma.

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = \Delta U + RT\Delta n \quad \text{Donde } \Delta n \text{ es la variación de moles gaseosos en la reacción.}$$

Para esta experiencia me dicen que reaccionan 0,5 moles de  $CH_4(g)$



Moles gaseosos iniciales:  $n_{CH_4} = 0,5$   $n_{O_2} = 1$  \* No olvidemos la estequiometría de la reacción\*

Moles gaseosos finales:  $n_{CO_2} = 0,5$  No consideramos el agua porque está líquida.

$$\Delta n_{gaseosos} = n_{productos} - n_{reactivos} = n_{CO_2} - (n_{CH_4} + n_{O_2}) = 0,5 - (0,5 + 1) = -1\text{mol}$$

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n = -442,2\text{kJ} + 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{Kmol}} \cdot 298\text{K} \cdot (-1\text{mol}) = -444,68 \text{ kJ} \quad \Delta H = -444,68 \text{ kJ}$$

Parte a)

Si la reacción se hubiera realizado a presión constante, el cambio de entalpía sería igual al calor a presión constante.

$$\Delta H = Q_P = -444,68 \text{ kJ}$$

Si la reacción se hubiera realizado a presión constante, el trabajo lo calculamos como:

$$W_P = -P\Delta V = -RT\Delta n = -8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{Kmol}} \cdot 298\text{K} \cdot (-1\text{mol}) = 2,48 \text{ kJ} \quad \text{Siendo la } P_{\text{ext}}=P_{\text{sist}}$$

Si la reacción se hubiera realizado a presión constante, el sistema habría disminuido su volumen (compresión) y el sistema hubiera ganado energía.

$$W_P = 2,48 \text{ kJ}$$

Parte b)

Parte b)

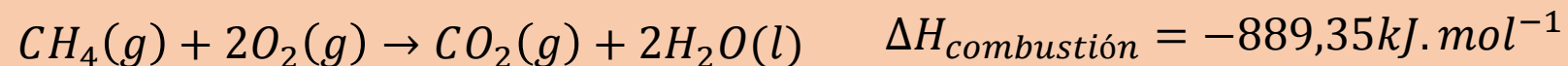
Nos piden calcular la entalpía de combustión del metano,  $\Delta H_{\text{combustión}} \text{CH}_4$

Ahora tenemos que calcular la entalpía para la reacción de combustión **de 1 mol de metano**. Las entalpías de combustión se reportan para 1 mol de sustancia que combustiona en una reacción de combustión completa.

En la parte a) calculamos la entalpía para la combustión de 0,5 moles de metano, por lo tanto, la entalpía para 1 mol de metano resulta:

$$\Delta H_{\text{combustión}} = \frac{\Delta H}{n_{\text{CH}_4}} = \frac{-444,68 \text{ kJ}}{0,5 \text{ mol}} = -889,35 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación Termoquímica:



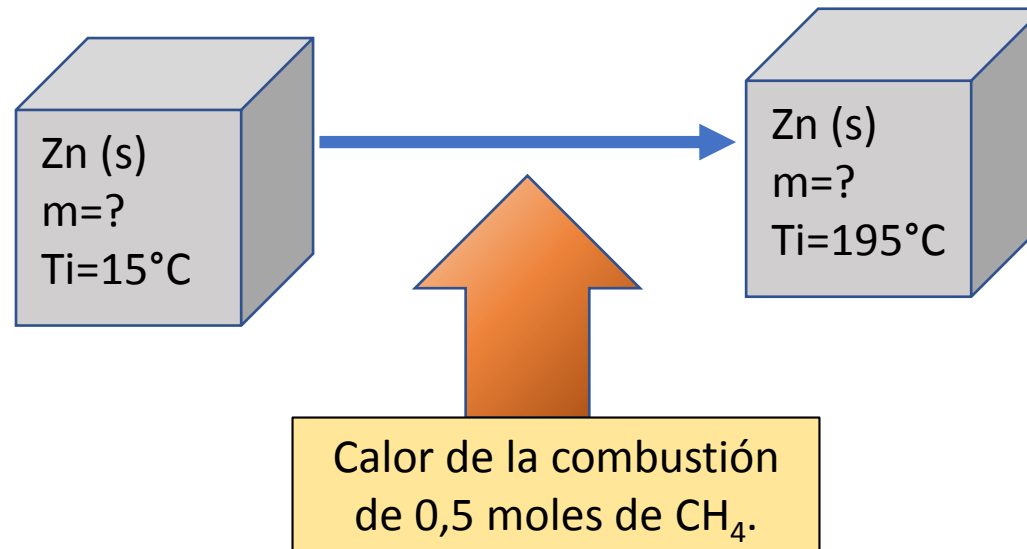
Parte c)

Parte c)

La masa de Zn que puede calentarse desde  $15^{\circ}\text{C}$  hasta  $195^{\circ}\text{C}$  con la combustión completa de 0.5 mol de  $\text{CH}_4$ .

Dato:  $C_p \text{ Zn} = 25.5 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Ahora estamos suponiendo que todo el calor de la combustión de 0,5 moles de metano a presión constante (1atm), se utiliza para calentar Zn (s) de  $15^{\circ}\text{C}$  hasta  $195^{\circ}\text{C}$  (proceso ideal sin pérdidas de calor)



Parte c)

Calor liberado de la combustión de 0,5 moles de metano:

$$Q_{combustion} = n_{CH_4} \cdot \Delta H_{combustión} = 0,5 \text{ moles} \cdot (-889,35 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -444,68 \text{kJ}$$

Calor requerido para calentar el Zn (s),  $Q_{util} = -Q_{combustion}$

$$Q_{util} = -Q_{combustion} = n_{zn} c_{P,m}(Zn, s) \cdot (T_f - T_i)$$

$$n_{zn} = \frac{-Q_{combustion}}{c_{P,m}(Zn, s) \cdot (T_f - T_i)} = \frac{44,68 \text{kJ}}{25,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (195^\circ\text{C} - 15^\circ\text{C})} = 96,88 \text{ moles}$$

$$m_{zn} = n_{zn} \cdot M_{zn} = 96,88 \text{ moles} \cdot 65,37 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6333 \text{g}$$

$$m_{zn} = 6,333 \text{kg}$$



