

Bouteille Thermos N°0233



1°) Transformation monobare dans un calorimètre

Une transformation monobare traduit l'évolution d'un système thermodynamique qui s'effectue à pression extérieure constante. Dans un processus monobare, la pression peut varier au cours de la transformation, toutefois, la pression dans l'état final est toujours égale à la pression dans l'état initial.

Revenons à notre énoncé : la bouteille thermos n'est pas fermée hermétiquement, le liquide à l'intérieur de la bouteille reste donc toujours à la pression atmosphérique qui est constante. Ainsi, on peut dire sans risque : $P_{initial} = P_{final} = P_{atm} = Cte \rightarrow$ **Transformation monobare.**

✓ Montrons que $\Delta H = Q$

On fait appel au Premier Principe :

$$dU = \delta Q + \delta W$$

Le seul travail effectué ici étant celui des forces de pression, $\delta W = -P_{ext}dV$ d'où,

$$dU = \delta Q - P_{ext}dV = \delta Q - PdV$$

$$\text{car } P_{ext} = Cte$$

On définit l'enthalpie par la relation :

$$H = U + PV$$

$$\rightarrow dH = dU + PdV + VdP$$

$$\rightarrow dH = \delta Q - PdV + PdV + VdP$$

$$\rightarrow dH = \delta Q + VdP$$

Or $P = Cte$,

$$\rightarrow dH = \delta Q$$

$$\rightarrow \int dH = \int \delta Q$$

$$\rightarrow \Delta H = Q$$

2°) Température d'équilibre θ_{eq} si la capacité thermique de la bouteille était nulle

A l'intérieur de la bouteille thermos, il n'y a que de l'eau et de l'éthanol. Ainsi si la capacité thermique de la bouteille est nulle, on peut écrire l'équation bilan :

$$Q_{eau} + Q_{\text{éthanol}} = 0$$

L'eau cède la chaleur,

$$Q_{eau} = m_{eau}c_{eau}(T_{eq} - T_1) < 0$$

L'éthanol reçoit la chaleur cédée par l'eau,

$$Q_{eth} = m_{eth}c_{eth}(T_{eq} - T_2) > 0$$

Donc,

$$m_{eau}c_{eau}(T_{eq} - T_1) + m_{eth}c_{eth}(T_{eq} - T_2) = 0$$

Or dans l'énoncé, on constate que, $m_{eau} = m_{eth}$ d'où,

$$\rightarrow c_{eau}(T_{eq} - T_1) + c_{eth}(T_{eq} - T_2) = 0$$

$$\rightarrow T_{eq} = \frac{T_1 + \frac{c_{eth}}{c_{eau}} \times T_2}{1 + \frac{c_{eth}}{c_{eau}}}$$



$$\rightarrow T_{eq} = \frac{77 + \frac{2,46}{4,18} \times 20}{1 + \frac{2,46}{4,18}}$$

$$\rightarrow T_{eq} = \theta_{eq} = 55,88^{\circ}\text{C}$$

3°) Expression de la capacité thermique de la bouteille

La chaleur spécifique de la bouteille n'étant plus négligée ici, le nouveau bilan conduit à :

$$Q_{eau} + Q_{éthanol} + Q_{bouteille} = 0$$

Avec,

$$Q_{eau} = m_{eau}c_{eau}(\theta_{eq} - \theta_1) < 0$$

$$Q_{eth} = m_{eth}c_{eth}(\theta_{eq} - \theta_2) > 0$$

$$Q_{bouteille} = m_{bout}c_{bout}(\theta_{eq} - \theta_1) < 0$$

Remarque : la bouteille est initialement à la même température que l'eau (77°C) et elle se refroidit ensuite jusqu'à la température d'équilibre θ_{eq} . On posera $C_t = m_{bout} \times c_{bout}$ la capacité calorifique de la bouteille.

Ainsi le bilan devient,

$$m_{eau}c_{eau}(\theta_{eq} - \theta_1) + m_{eth}c_{eth}(\theta_{eq} - \theta_2) + C_t(\theta_{eq} - \theta_1) = 0$$

$$\rightarrow C_t = - \frac{m_{eau}c_{eau}(\theta_{eq} - \theta_1) + m_{eth}c_{eth}(\theta_{eq} - \theta_2)}{(\theta_{eq} - \theta_1)}$$



4°) Calcul de la capacité thermique de la bouteille

On part de l'expression trouvée à la question précédente,

$$C_t = - \frac{0,5 \times 4,18 \times (56,9 - 77) + 0,5 \times 2,46 \times (56,9 - 20)}{(56,9 - 77)}$$

$$\rightarrow C_t = 0,168 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = 168 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

5°) Comparaison avec la notice

La notice annonce une masse équivalente en eau de :

$$m = 40 \text{ g} = 0,04 \text{ kg}$$

La capacité thermique correspondante vaut :

$$C = mc_{\text{eau}} = 0,04 \times 4,18 = 167 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Soit un écart relatif avec notre résultat de :

$$\text{Ecart Relatif} = \frac{C_t - C}{C} \times 100$$

$$\rightarrow \text{Ecart Relatif} = \frac{168 - 167}{167} \times 100 = 0,6\%$$

Conclusion : L'écart relatif est assez faible, on conclut donc que la mesure expérimentale est en très bon accord avec la valeur annoncée par le constructeur.

