

## T1-TD

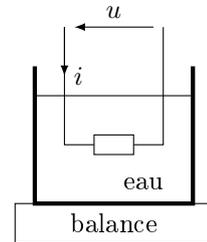
## Correction

## T1 – 06 Mesure d'une chaleur latente par méthode électrique

1) On commence par choisir un système et commenter la transformation que celui-ci subit.

**Système.** On considère comme système le récipient et l'eau qu'il contient (c'est un système fermé : l'eau, une fois évaporée, fait encore partie du système).

**Transformation.** Entre  $t$  et  $t + dt$ , une masse  $dm$  d'eau liquide s'est évaporée. Cette transformation est monobare ( $P_0 = \text{cste}$ ) et isotherme (car  $T = T_{\text{éb}} = 100^\circ\text{C}$ ).



Puisque la température ne change pas, la variation infinitésimale d'enthalpie du système est ainsi uniquement due au changement d'état

$$dH = dH_{\text{eau}} = -L_{\text{vap}} dm$$

(le signe « - » rend compte du fait que l'eau s'évapore donc  $dm < 0$  : la masse d'eau liquide diminue ; mais on a bien  $dH > 0$  : il faut fournir de l'énergie à l'eau pour la rendre vapeur). Par ailleurs, la transformation étant monobare, le premier principe conduit à

$$dH = \delta Q + \delta W_{\text{autre}}$$

où  $\delta W_{\text{autre}}$  est le travail reçu en dehors de celui des forces de pression (ce dernier est déjà compté dans  $dH$ ). On néglige les pertes thermiques donc  $\delta Q = 0$ . Et le système reçoit un travail électrique

$$\delta W_{\text{autre}} = \mathcal{P}_{\text{elec}} dt \quad \text{avec} \quad \mathcal{P}_{\text{elec}} = u i$$

Par conséquent

$$-L_{\text{vap}} dm = u i dt \quad \text{soit} \quad \frac{dm}{dt} = -\frac{u i}{L_{\text{vap}}}$$

et l'intégration donne

$$\Delta m = -\frac{u i \Delta t}{L_{\text{vap}}}$$

Avec les valeurs expérimentales de l'énoncé,  $\Delta m = -2 \times 10^{-3}$  kg, on trouve

$$L_{\text{vap}}^{\text{exp}} = -\frac{u i \Delta t}{\Delta m} = 2,5 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$$

2) Le résultat expérimental est supérieur à la valeur tabulée. **Cela paraît cohérent avec le fait d'avoir négligé les pertes thermiques.** En effet, il semble évident qu'une partie de l'énergie électrique  $\mathcal{P}_{\text{elec}} dt$  s'échappe du système (en chauffant l'atmosphère localement autour du récipient notamment,...).

En considérant qu'une fraction  $0 < \alpha < 1$  de l'énergie électrique ne sert pas à vaporiser l'eau, (et donc que la fraction  $1 - \alpha$  est la seule à prendre en compte), on écrirait (attention  $\Delta m < 0$ )

$$L_{\text{vap}} = -\frac{(1 - \alpha) u i \Delta t}{\Delta m} < -\frac{u i \Delta t}{\Delta m} = L_{\text{vap}}^{\text{exp}}$$

En ne négligeant pas les pertes thermiques, on trouverait ainsi une valeur expérimentale inférieure, plus proche de la valeur tabulée.

Quant à la capacité calorifique du calorimètre, elle n'intervient physiquement pas puisque la température ne change pas. Ainsi, la variation d'enthalpie du système {récipient + eau} s'écrit rigoureusement (par extensivité)

$$dH = dH_{\text{eau}} + dH_{\text{récip}} \quad \text{avec} \quad dH_{\text{récip}} = C_{\text{récip}} dT = 0 \quad \text{car} \quad dT = 0$$

puisque la transformation est isotherme. On a donc bien

$$dH = dH_{\text{eau}}$$

et il n'y a pas d'approximation dans le fait de ne pas tenir compte du récipient dans le calcul de la variation d'enthalpie.