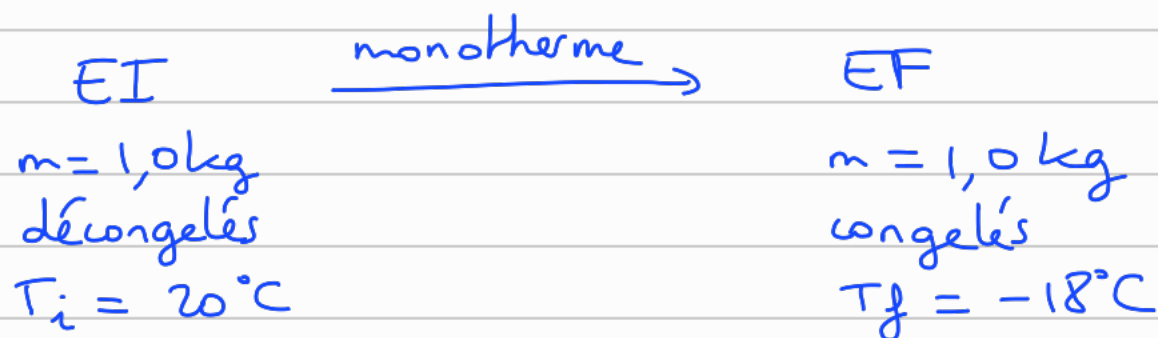


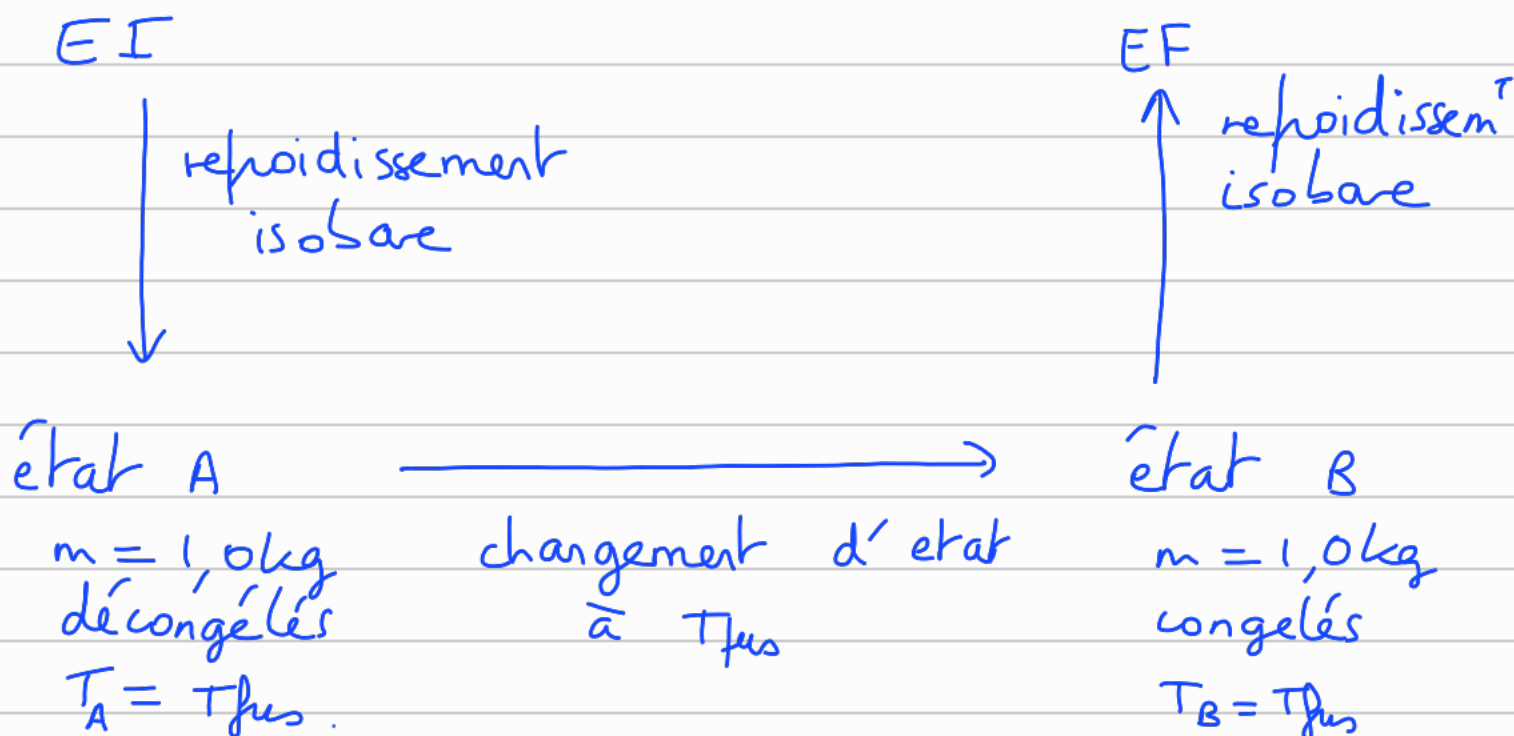
# Correction du TD TH4

## Exercice 2 :

Q1. lorsqu'on congèle 1kg d'aliments dans le congélateur on a une transformation monotherme entre un état initial et un état final :



l'entropie étant une fonction d'état, sa variation ne dépend pas du chemin suivi, on imagine donc la transformation en suivant un chemin fictif :



$$\Delta_{EI-A} S = m c_d \ln\left(\frac{T_{fus}}{T_i}\right)$$

$$\Delta_{A-B} S = m (-\Delta_{fus} S) = -m \frac{q_{fus}}{T_{fus}}$$

$$\Delta_{B-F} S = m c_c \ln\left(\frac{T_f}{T_{fus}}\right)$$

$$\Delta_{I-F} S = m \left( c_d \ln\left(\frac{T_{fus}}{T_i}\right) - m \frac{q_{fus}}{T_{fus}} + c_c \ln\left(\frac{T_f}{T_{fus}}\right) \right)$$

$$AN: \Delta_{IF} S = 1,0 \left( 3600 \ln \frac{273}{293} - \frac{250000}{273} + 1500 \ln \frac{255}{273} \right)$$

$$\underline{\Delta_{IF} S = -1,27 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}}$$

Q2. l'entropie échangée vaut

$$S_{\text{écl}} = \frac{Q}{T_h}$$

D'après le 1<sup>er</sup> principe appliqué au système {aliments} au cours de la congélation, supposée isobare, on a

$$Q = \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$d'o\grave{u} \quad Q = m(c_d(T_{fus} - T_i) - l_{fus} + c_c(T_f - T_{fus}))$$

$$\text{Et } S_{ech} = \frac{m(c_d(T_{fus} - T_i) - l_{fus} + c_c(T_f - T_{fus}))}{T_f}$$

$$\text{AN: } S_{ech} = \frac{3600(-20) - 250000 + 1500 \cdot (-18)}{273 - 30}$$

$$S_{ech} = \underline{\underline{-1,44 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}}}$$

Q3. D'apr\es le second principe :

$$S_{cr\acute{e}e} = \Delta S - S_{ech}$$

$$\text{AN: } S_{cr\acute{e}e} = (-1,27 + 1,44) \cdot 10^3 = \underline{\underline{1,7 \cdot 10^2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}}}$$

(avec les valeurs exactes, mises en m\emoire, on obtient  $S_{cr\acute{e}e} = 164 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$ ).

$S_{cr\acute{e}e} > 0$  donc la transformation est irr\evversible.

La source d'irr\eversibilit\e est l'inhomog\en\ee des temp\eratures (aliments mis en contact d'une atmosph\ere plus froide).

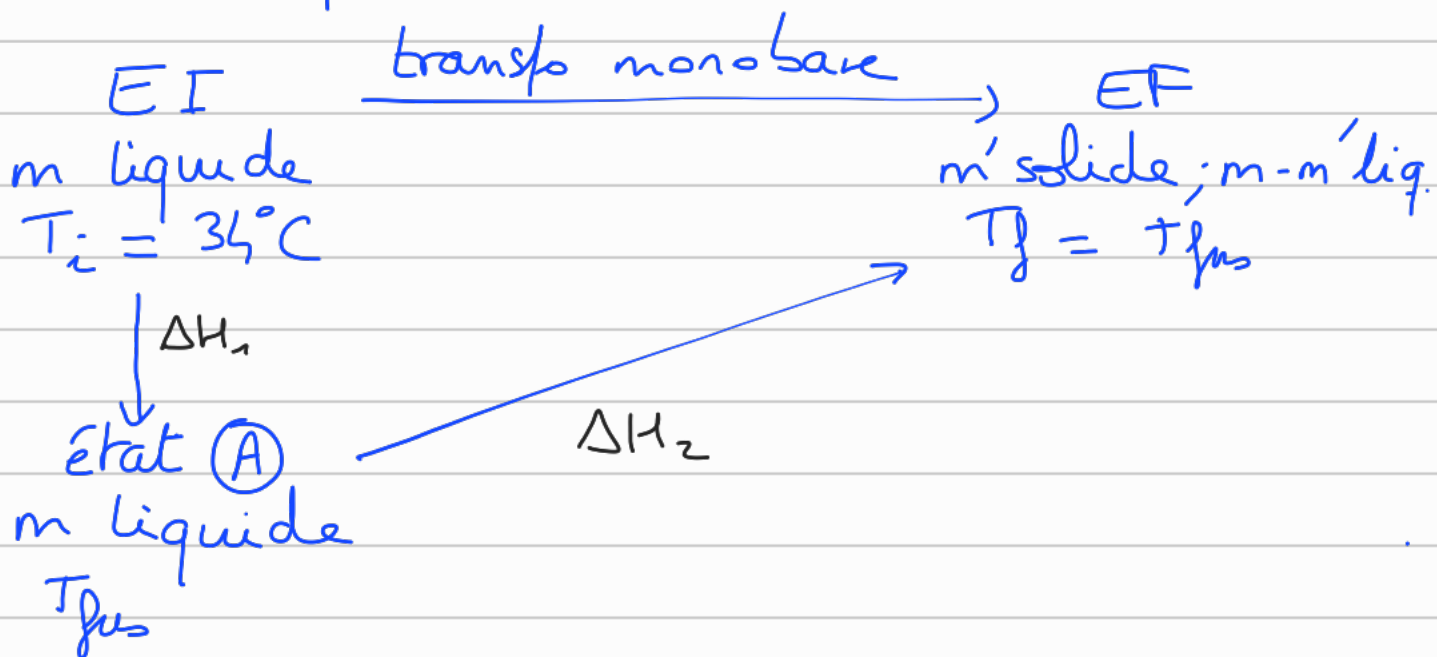
Le transfert thermique va du corps le plus chaud vers le corps le plus froid.

## Exercice 6 :

Q1 On étudie le système {masse de phosphore}.  
Le phénomène observé se déroule de façon monobare, et le système est thermiquement isolé.

On a donc  $\Delta H = H_f - H_i = Q = 0$

$H$  étant une fonction d'état, on peut l'évaluer sur un autre "chemin" partant du même état initial et arrivant au même état final :



$$\Delta H = 0 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$0 = m c_{p,l} (T_{\text{fus}} - T_i) - m' l_{\text{fus}}$$

$$m' = \frac{m c_{p,l} (T_{\text{fus}} - T_i)}{l_{\text{fus}}}$$

$$\text{AN: } m' = \frac{10 \cdot 0,795 (317 - (273 + 34))}{20,9 \cdot 10^3}$$

$$= 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

soit  $m' = 3,8 \text{ g}$ .

$$\text{Q2. } \Delta S = m c_{p,l} \ln\left(\frac{T_{\text{fus}}}{T_i}\right) - m' \frac{q_{\text{fus}}}{T_{\text{fus}}}$$

$$\text{AN: } \Delta S = 10 \cdot 0,795 \ln\left(\frac{317}{307}\right) - 3,8 \cdot \frac{20,9}{317}$$

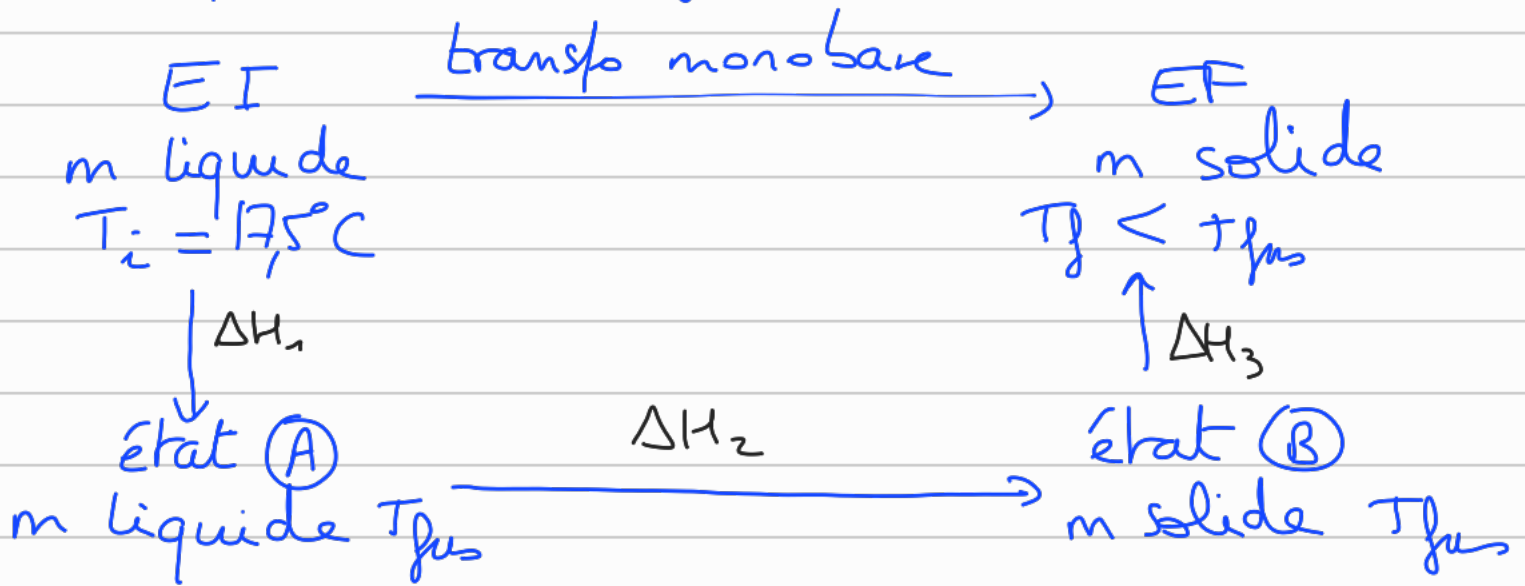
$$= 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

\* La variation d'entropie correspondant au réchauffement est positive (augmentation de température d'une phase liquide).

\* La variation d'entropie correspondant au changement d'état est négative car l'état solide est un état plus ordonné que l'état liquide ("le désordre diminue").

\* La somme des deux est positive (système isolé thermiquement).

Q3. Si  $T_i = 175^\circ\text{C}$  on peut faire l'hypothèse que tout le phosphore va se solidifier, et la température finale sera  $T_f < T_{fus}$ .



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 0$$

$$m c_{p,l} (T_{fus} - T_i) - m l_{fus} + m c_{p,s} (T_f - T_{fus}) = 0$$

$$T_f - T_{fus} = \frac{-c_{p,l} (T_{fus} - T_i) + l_{fus}}{c_{p,s}}$$

$$T_f = T_{fus} + \frac{l_{fus} - c_{p,l} (T_{fus} - T_i)}{c_{p,s}}$$

$$\text{AN: } T_f = 317 + \frac{209 \cdot 10^3 - 795 (317 - 290,5)}{840}$$

$$T_f = 316,8 \text{ K} < T_{fus}$$

le système est bien sous 1 seule phase solide à  $T_f < T_{fus}$ .