

3.3 Second principe-Exercice 5

On considère un récipient vide, de volume $V_0 = 100$ litres, thermostaté à $T_0 = 100^\circ\text{C}$.
On y place une ampoule (type ampoule de médicament qui se casse des deux cotés) qui contient 10 g d'eau liquide à $T_0 = 100^\circ\text{C}$ et $P_0 = 1$ bar. On casse l'ampoule.

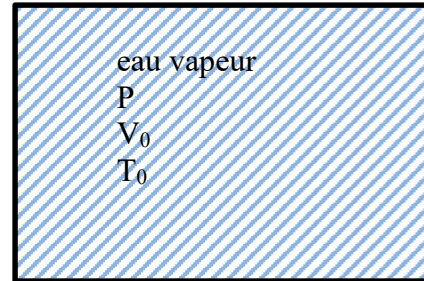
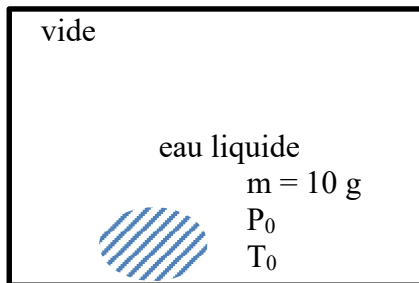
1-Déterminer l'état final du système.

2-Faire un bilan entropique.

On donne : $M = 18 \text{ g.mol}^{-1}$; $P_{\text{sat}}(T_0) = 1 \text{ bar}$; $L_{\text{vap}} = 22,6.10^5 \text{ J.kg}^{-1}$

Variation d'entropie entre un état initial i et un état final f :

- $\Delta S_{\text{gaz parfait}} = nC_{\text{vmolaire}} \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = nC_{\text{pmolaire}} \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) - nR \ln\left(\frac{P_f}{P_i}\right)$
- $\Delta S_{\text{phase condensée}} = mC \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right)$



1-Hypothèse : Toute l'eau se vaporise Validité : $P < P_{\text{sat}}(T_0)$
Hypothèse : La vapeur d'eau est un gaz parfait

$$PV_0 = \frac{m}{M} RT_0 \Rightarrow P = \frac{mRT_0}{MV_0} \quad \text{A.N : } P = 1,7.10^4 \text{ Pa} < P_{\text{sat}} \quad \text{Hypothèse valable}$$

2-Pour calculer la variation d'entropie entre l'état initial et l'état final, on décompose la transformation en :
eau liquide (P_0, T_0) $\rightarrow$ eau vapeur (P_0, T_0) $\rightarrow$ eau vapeur (P, T_0)

Pour l'étape 1 : $\Delta S_1 = \frac{mL_{\text{vap}}}{T_0}$ Pour l'étape 2 : $\Delta S_2 = -\frac{m}{M} R \ln \frac{P}{P_0}$

Donc : $\Delta S_{\text{eau}} = \frac{mL_{\text{vap}}}{T_0} - \frac{m}{M} R \ln \frac{P}{P_0}$ A.N : $\Delta S_{\text{eau}} = 69 \text{ J.K}^{-1}$

Premier principe à l'eau : $Q_{\text{thermostat} \rightarrow \text{eau}} = \Delta U_{\text{eau}} = \Delta H_{\text{eau}} - \Delta(PV)$

On peut négliger le volume de la phase liquide devant celui de la vapeur. Donc $\Delta(PV) \approx PV_0$

D'où : $Q_{\text{thermostat} \rightarrow \text{eau}} = mL_{\text{vap}} - PV_0$

On en déduit l'entropie échangée : $S_{\text{ech}} = \frac{Q_{\text{thermostat} \rightarrow \text{eau}}}{T_0}$ A.N : $S_{\text{ech}} = 56 \text{ J.K}^{-1}$

Le deuxième principe de la thermodynamique donne : $S_{\text{création}} = \Delta S - S_{\text{ech}}$

A.N : $S_{\text{création}} = 13 \text{ J.K}^{-1} > 0$ donc la transformation est irréversible, ce qui est logique.