

Série de TD n°2 de Thermodynamique

Température, Échange de chaleur, Travail.

Exercice 1

1. Donner les expressions reliant les différentes échelles de température (Kelvin, Fahrenheit, Celsius).
2. À quelle température les deux échelles de température ci-dessous donnent-elles la même valeur : Kelvin et Fahrenheit ? Celsius et Fahrenheit ?
3. Les deux échelles de température Celsius et Kelvin peuvent-elles donner la même valeur ?
4. Le mercure d'un thermomètre gradué linéairement affleure à la division $n = -2$ dans la glace fondante et à la division $n = +103$ dans la vapeur d'eau bouillante à la pression atmosphérique :
 - a. À quelle température correspond la division $n = 70$?
 - b. La correction apportée à la lecture peut s'exprimer sous la forme $\theta - n = f(n)$. En déduire la température pour laquelle aucune correction n'est nécessaire.

Exercice 2

- 1) Un calorimètre contient une masse $m_1 = 500$ g d'eau à température $\theta_1 = 19^\circ\text{C}$. On y introduit une masse $m_2 = 150$ g d'eau à la température $\theta_2 = 25,7^\circ\text{C}$. La température finale est $\theta_f = 20,5^\circ\text{C}$. Calculer la capacité calorifique du calorimètre. En déduire la valeur en eau μ .
- 2) Dans le même calorimètre contenant maintenant $m'_2 = 750$ g d'eau à $\theta_1 = 19^\circ\text{C}$, on immerge un bloc de cuivre de masse $m_3 = 550$ g porté à $\theta_3 = 92^\circ\text{C}$. La température finale est $\theta'_f = 23,5^\circ\text{C}$. Quelle est la capacité calorifique massique du cuivre ?
- 3) Avec les mêmes conditions que la question précédente, si on remplaçait le cuivre par de l'aluminium, la température finale sera-t-elle inférieure ou supérieure à t_f ? Expliquer sans calculer.

Données : $c_{\text{H}_2\text{O}}$ = 4185 J·kg·K⁻¹, c_{Al} = 897 J·kg·K⁻¹.

Exercice 3

1. Lors de la dissolution de 25,28 g de nitrate de potassium KNO₃, la température de 100 mL d'eau passe de 35 °C à 14,2 °C. Calculer la chaleur molaire de dissolution (ΔH) de KNO₃. On donne $c_{\text{H}_2\text{O}}$ = 4,18 J·g·K⁻¹.
2. Un calorimètre adiabatique dont la valeur en eau est de 20 g, contient 300 g d'eau. L'ensemble est à 15°C. On laisse tomber dans l'eau un bloc de glace de 50 g à la température de 0°C. Calculer la température finale du calorimètre.
3. On veut refroidir du jus contenu dans un verre, qui est à 30 °C, avec une masse de glace à 0 °C. Quelle quantité de glace m est nécessaire pour refroidir ce jus jusqu'à 10 °C, sachant qu'on compte la capacité C de l'ensemble verre et jus, égale à 550 J·K⁻¹ ?

On admet qu'il y a échange de chaleur seulement entre la glace et le verre de jus de fruit.

Données : $M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $c_{\text{H}_2\text{O}l} = 4185 \text{ J}\cdot\text{kg}\cdot\text{K}^{-1}$, $L_{\text{fusion}}(\text{H}_2\text{O}s) = 333 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Exercice 4

1. On possède $m = 1 \text{ kg}$ de glace dans une enceinte calorifugée fermée par un couvercle coulissant. Cette glace est à $t_i = -10^\circ\text{C}$. On nous donne les chaleurs latentes (massiques) de fusion et de vaporisation. Quelle est la chaleur totale Q_{tot} à apporter pour changer cette glace en de l'eau à $t_f = 20^\circ\text{C}$?
2. On veut obtenir de la vapeur à 150°C sous la pression atmosphérique (1 bar), quelle chaleur supplémentaire doit-on fournir ?
3. Si l'on disposait d'un dispositif de chauffage de 1 kW de puissance, combien de temps cela prendrait-il pour réaliser les 2 transformations précédentes ?

Données :

$L_{\text{fusion}} = 333 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$, $L_{\text{vaporisation}} = 2257 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$. Chaleurs thermiques massiques de l'eau (sous pression constante) $c_p(\text{glace}) \approx c_p(\text{eau}) \approx c_p(\text{vapeur}) = 4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Exercice 5

Le diiode (I_2) appelé communément « iode », est un solide gris métallique. À partir de la température $T_1 = 300 \text{ K}$, il va subir plusieurs transformations qui le conduiront à $T_f = 500 \text{ K}$.

1. Combien d'étapes de transformations va-t-il subir pour atteindre $T_f = 500 \text{ K}$?
2. Calculer les différentes chaleurs à pression constantes (Q_i) correspondant aux différentes étapes de transformation sous la pression d'une atmosphère.
3. Calculer la variation d'enthalpie totale ($\sum Q_i$) lorsqu'une mole d'iode (I_2) passe de 300 K à 500 K.

Données :

| $C_p (\text{I}_2, \text{solide})$ [cal·mol ⁻¹ · K ⁻¹] | $C_p (\text{I}_2, \text{liquide})$ [cal·mol ⁻¹ · K ⁻¹] | $C_p (\text{I}_2, \text{gaz})$ [cal·mol ⁻¹ · K ⁻¹] | $L_{\text{vaporisation}} (457\text{K})$ [kcal·mol ⁻¹] | $L_{\text{fusion}} (387\text{K})$ [kcal·mol ⁻¹] |
|---|--|--|--|--|
| 5,4 | 19,5 | 9,0 | 6,10 | 3,74 |

Exercice 6

1. On effectue de trois façons différentes, une compression réversible qui amène une mole de gaz d'azote (N_2) de l'état 1 ($p_1 = p_0 = 1 \text{ bar}$ et $V_1 = 5V_0$) à l'état 2 ($p_2 = 5\cdot p_0$ et $V_2 = V_0 = 1 \text{ L}$) :
 - Chemin 1 : une transformation isochore puis une transformation isobare.
 - Chemin 2 : une transformation isobare puis une transformation isochore.
 - Chemin 3 : une transformation où le produit $P\cdot V$ reste constant.
 - a. Représenter graphiquement ces trois chemins sur un même diagramme de Clapeyron.
 - b. Calculer le travail reçu suivant chaque chemin.
2. On fait ensuite détendre ce gaz de l'état 2 de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres. Calculer le travail échangé suivant :
 - a. Une transformation réversible.
 - b. Une transformation irréversible.

Corrigé de la série n°2
Thermodynamique

Exercice 1

1. Comparaison des échelles de température Celsius ($^{\circ}\text{C}$), Kelvin (K) et Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) concernant l'eau :

| Éch. de t° | Celsius ($^{\circ}\text{C}$) | Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) | Kelvin (K) |
|---------------------|--------------------------------|-----------------------------------|------------|
| Zéro absolu | -273,15 | -459,67 | 0 |
| Fusion | 0 | +32 | +273,15 |
| Ébullition | +100 | +212 | +373,15 |

La différence de temp. entre le point de solidification et d'ébullition est donc divisée respectivement en :

$212 - 32 = 180$ parties ou degré de l'éch. Fahr.
 $100 - 0 = 100$ — " — " — Celsius

Les échelles de température sont liées par des équations linéaires de la forme : $y = mx + b$

Par exemple, en prenant x comme C (Celsius) et y comme F (Fahrenheit) on peut écrire :

$$F = mC + b$$

Relation entre $T(^{\circ}F)$ et $T(^{\circ}C)$:

$$\left. \begin{array}{l} 32 = 0 + b \Rightarrow b = 32 \\ 212 = 100m + b \Rightarrow m = \frac{9}{5} = 1,8 \end{array} \right\} \Rightarrow T(^{\circ}\text{F}) = \frac{9}{5} T(^{\circ}\text{C}) + 32 \quad (1)$$

Autres relations :

These relations:

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9} [T(^{\circ}\text{F}) - 32] \quad (2)$$
$$T(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15 \quad (4)$$

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15 \quad (3) \quad T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} T(K) - 459,67 \quad (5)$$

2. Quand est-ce que $T(^{\circ}F) = T(K)$?

En prenant la relation (5) ou en combinant les relat (1) et (4) :

$$(5) : T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} T(^{\circ}F) - 459,67 \Rightarrow T(^{\circ}F) = 574,587^{\circ}F$$

$$\Rightarrow T(^{\circ}\text{F}) = T(\text{K}) = 574,587 \text{ K}$$

$$* T(^{\circ}\text{C}) = T(^{\circ}\text{F}) ?$$

$$\text{Relation ① : } 5 \cdot T(^{\circ}\text{F}) = 9 T(^{\circ}\text{F}) + 32 \times 5 \Rightarrow T(^{\circ}\text{F}) = -40^{\circ}\text{F}$$

$$T(^{\circ}\text{F}) = T(^{\circ}\text{C}) = -40^{\circ}\text{C}$$

3. Impossible !

4. Si on considère que la hauteur du mercure dans le thermomètre est une fonction linéaire de la température Θ , la valeur de la temp. Θ correspondant à une graduation n sera donnée par la relation :

$$\Theta = an + b \quad a \text{ et } b, \text{ à déterminer avec les mesures d'étalonnage.}$$

$$\text{à } 0^{\circ}\text{C} \text{ on a } n_0$$

$$100^{\circ}\text{C} \text{ on a } n_{100}$$

$$\text{Soient } \begin{cases} 0 = an_0 + b \\ 100 = an_{100} + b \end{cases} \Rightarrow a = \frac{100}{n_{100} - n_0} \text{ et } b = -\frac{100 n_0}{n_{100} - n_0}$$

$$\text{on a alors } \Theta = \frac{100}{n_{100} - n_0} (n - n_0) \quad \Theta \text{ en } (^{\circ}\text{C})$$

Pour $n = 70$, on calcule Θ , sachant que $n_0 = -2$ et $n_{100} = +103$

$$\Theta = \frac{100}{103 - (-2)} (70 - (-2)) = 68,57^{\circ}\text{C}$$

b) $\Theta = f(n) = an + b$ et $(\Theta - n) = \alpha n + \beta$ (fonction linéaire)
s'il n'y a aucune correction à apporter à la tempér.
alors $(\Theta - n) = 0 \Rightarrow \Theta = n$:

$$\Theta - n = \frac{100}{n_{100} - n_0} (n - n_0) - n$$

$$\Theta = n \Rightarrow \Theta - n = 0$$

$$0 = \frac{100(\Theta - n_0)}{n_{100} - n_0} - \Theta$$

$$\Theta = \frac{100 n_0}{100 + n_0 - n_{100}}$$

$$\text{on remplace : } \Theta = \frac{100(-2)}{100 + (-2) - 103} = \frac{-200}{-5} = +40^{\circ}\text{C}$$

Exercice 2

- 1) Calorimètre (adiabatique) $Q_{cal} = C_{cal} (\theta_f - \theta_1)$ $\theta_1 = 19^\circ\text{C}$
masse d'eau m_1 $Q_{eau_1} = m_1 c_e (\theta_f - \theta_1)$ $m_1 = 0,5 \text{ kg}$
masse d'eau m_2 $Q_{eau_2} = m_2 c_e (\theta_f - \theta_2)$ $m_2 = 0,150 \text{ kg}$
 $\theta_2 = 25,7^\circ\text{C}$

$$C_{cal} = ?$$

Q_{eau_2} est la chaleur cédée au système (eau₁ + cal.) L'ensemble est isolé $\Rightarrow \sum Q_i = Q_{cal} + Q_{eau_1} + Q_{eau_2} = 0$

$$C_{cal} (\theta_f - \theta_1) + m_1 c_e (\theta_f - \theta_1) + m_2 c_e (\theta_f - \theta_2) = 0$$

$$C_{cal} = \frac{m_1 c_e (\theta_f - \theta_1) + m_2 c_e (\theta_f - \theta_2)}{\theta_1 - \theta_f}$$

$$C_{cal} = \frac{0,5 \times 4185 (20,5 - 19) + 0,15 \times 4185 (20,5 - 25,7)}{19 - 20,5}$$

$$C_{cal} = 83,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

valeur en eau : μ

$$Q_{cal} = \mu \cdot c_e \Rightarrow \mu = \frac{C_{cal}}{c_e} ; \mu = \frac{83,7}{4185} = 0,02 \text{ kg} = 20 \text{ g}$$

- 2) $Q_{cal} = C_{cal} (\theta'_f - \theta_1)$ $\theta_1 = 19^\circ\text{C}$ $\theta'_f = 23,5^\circ\text{C}$
 $Q'_{eau} = m'_2 c_e (\theta'_f - \theta_1)$ $m'_2 = 0,75 \text{ kg}$
 $Q_{cu} = m_3 c_{cu} (\theta'_f - \theta_3)$ $m_3 = 0,55 \text{ kg}$ $\theta_3 = 92^\circ\text{C}$

$\sum Q_i = 0 \Leftrightarrow$ système isolé

$$C_{cu} = \frac{C_{cal} (\theta'_f - \theta_1) + m'_2 c_e (\theta'_f - \theta_1)}{m_3 (\theta_3 - \theta'_f)}$$

$$C_{cu} = \frac{83,7 (23,5 - 19) + 0,75 \times 4185 (23,5 - 19)}{0,55 (92 - 23,5)} = \frac{14501,025}{37,675}$$

$$C_{cu} = 384,89 \approx 385 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

- 3) La capacité thermique (ou calorifique) massique permet de calculer l'énergie qu'il est nécessaire de fournir pour

élever de 1°C (ou 1K) une masse de 1kg de matière ou inversement.

$c_{\text{Al}} > c_{\text{Cu}}$, l'énergie fournie par Al pour une élévation et masse identiques que Cu est très grande. Pour la m même énergie (Al), il faut augmenter la température de Cu beaucoup plus, sachant $m_{\text{Cu}} = m_{\text{Al}}$. La température d'équilibre sera plus grande qu'avec Cu pour les m conditions.

Exercice 3

1. Dissolution aqueuse de $\text{KNO}_3(\text{s})$



La température de l'eau a baissé (de 35°C à $14,2^\circ\text{C}$) \Rightarrow réaction endothermique. Mais l'eau a cédé de la chaleur aux molécules de sel. Le sel a donc "reçu" de la chaleur.

$$Q_{\text{eau}} = Q_{\text{diss}} = \Delta H_{\text{diss}} = m_e \cdot c_e (t_f - t_i) \\ = 100 \times 4,18 (14,2 - 35)$$

$$Q_{\text{eau}} = \Delta H_{\text{diss}} = -8694,4 \text{ J.}$$

$$Q_{\text{eau}} = -\Delta H_{\text{réaction}} = 8694,4 \text{ J réact. endoth.}$$

$$\text{Chaleur molaire de dissolution, } Q = \frac{\Delta H_r}{n(\text{KNO}_3)}$$

$$n(\text{KNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{25,28}{101} = 0,25 \text{ mol}$$

$$Q = \frac{8694,4}{0,25} = 34,77 \text{ kJ/mol}$$

2. Nous considérons les quantités de chaleur Q_i pour chaque système (calorimètre, eau et glace)

$$Q_{\text{cal}} = m \cdot c_e (T_f - T_i)$$

$$Q_{\text{eau}} = m_e \cdot c_e (T_f - T_i)$$

$$Q_{\text{glace}} = m_g \cdot \Delta H_{\text{fusion}} \quad (\Delta H_f = L_f)$$

$$T_f = \text{temp. finale (d'équilibre)}$$

$$T_i = 15 + 273,15 = 288,15 \text{ K}$$

$$m_g = 50 \text{ g}; L_{\text{fusion}} = 333 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Vérifions s'il y a fusion totale ou non du bloc de glace

Il faut donc rechercher si la chaleur disponible auprès du système "chaud" Q_c , peut conduire à la fusion de toute la glace afin de comparer avec celle nécessaire à la fusion de toute la glace : Q_f

$$* Q_c = Q_{cal} + Q_{eau} = (m + \mu) c_e (T_f - T_i) \quad \text{avec } T_i = 288,15 \text{ K}$$

$$T_f = 273,15 \text{ K}$$

$$Q_c = (0,3 + 0,02) 4185 (273,15 - 288,15)$$

$$Q_c = 20088 \text{ J}$$

$$* Q_f = m_g \cdot L_{\text{fusion}} = 0,05 \times 333 \cdot 10^3 = 16650 \text{ J}$$

$Q_f < Q_c$, c'est à dire que la chaleur dont a eu besoin la glace pour fondre est largement suffisante pour la fondre totalement \Rightarrow la température finale sera supérieure à $T_f = 273,15 \text{ K}$.

Calculons maintenant T_{eq} :

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_c = (m + \mu) c_e (T_{eq} - T_i) \quad \text{chaleur cédée}$$

$$Q_f = m_g \cdot L_{\text{fusion}} + m_g \cdot c_e (T_{eq} - T_f)$$

$$\begin{array}{ccccccc} & S & (S+L) & L & (L) & L & \\ \hline t_f = 0^\circ\text{C} & & t_f = 0^\circ\text{C} & & t_{eq} & & \end{array}$$

$$T_{eq} = \frac{(m + \mu) c_e \cdot T_i - m_g L_f + m_g c_e T_f}{(m + \mu + m_g) c_e}$$

$$T_{eq} = 275,37 \text{ K} ; \quad t_{eq} = 2,22^\circ\text{C}$$

$$3. Q_{cédée} = Q_{verre} + Q_{jus} = C_{verre} (t_f - t_1) + C_{jus} (t_f - t_1) = C (t_f - t_1)$$

$$Q_{reçue} = Q_{glace} = + m L_f + m c_e (t_f - t_0)$$

$$m = - \frac{C (t_f - t_1)}{c_e (t_f - t_0) + L_f}$$

$$m = - \frac{550(10 - 30)}{4185(10 - 0) + 333000} = 0,0293 \text{ kg}$$

$$m = 29,3 \text{ g}$$

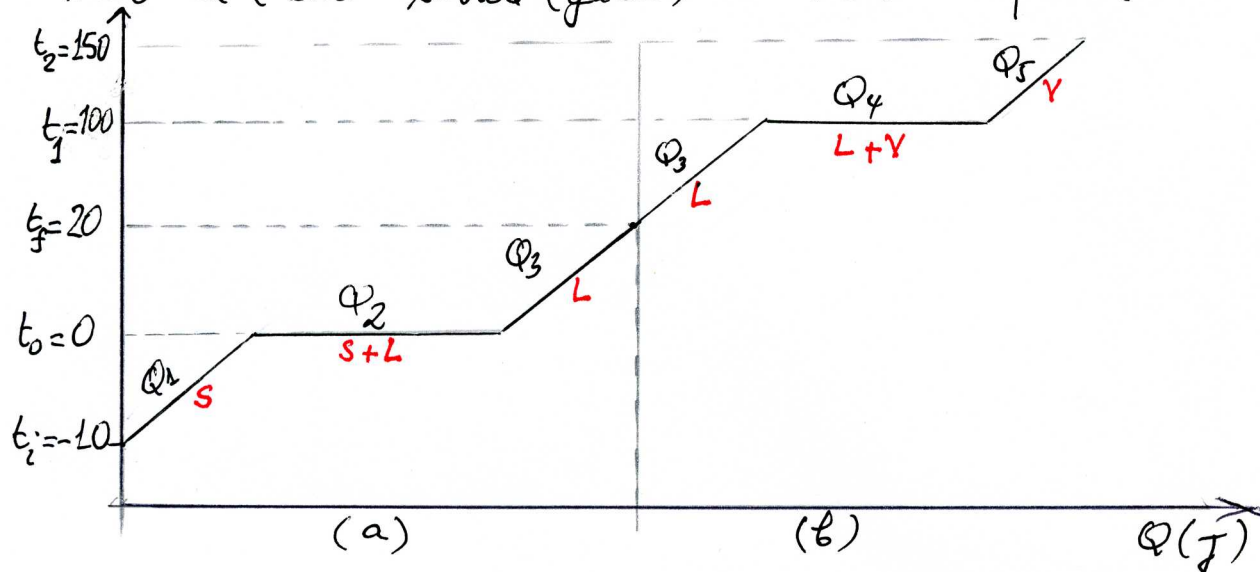
Exercice 4

$$m(\text{glace}) = 1 \text{ kg}; \quad t_i = -10^\circ\text{C} \quad (T_i = 263,15 \text{ K})$$

$$t_f = 20^\circ\text{C} \quad (T_f = 293,15 \text{ K})$$

$$\begin{array}{ccc} \text{glace} & Q_{\text{tot}} = ? & \text{eau liquide} \\ t_i = -10^\circ\text{C} & & t_f = 20^\circ\text{C} \end{array}$$

Quantité de chaleur (a) reçue par la glace pour la transformer de l'état solide (glace) à l'état liquide (eau l.)



$$Q_1 + Q_2 + Q_3 = Q_{\text{tot}} \text{ (de } t_i \rightarrow t_f \text{)}$$

$$m c_s (t_0 - t_i) + m L_f + m c_p (t_f - t_0) = Q_{\text{tot}}$$

$$Q_{\text{tot}} = 1 \times 4,18 \cdot 10^3 (+10) + 1 \times 333 \cdot 10^3 + 1 \times 4,18 \cdot 10^3 (20)$$

$$Q_{\text{tot}} = 458,4 \text{ kJ} \quad (Q_{\text{tot}} > 0 \text{ Chal. reçue})$$

Quantité de chaleur (b) reçue par l'eau liquide ($t_f = 20^\circ\text{C}$) pour la transformer de l'état liq. à l'état de vapeur ($t_2 = 150^\circ\text{C}$)

$$Q'_{\text{tot}} = Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q'_{\text{tot}} = m c_p (t_1 - t_f) + m L_v + m c_v (t_2 - t_1)$$

$$t_1 = 100^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 150^\circ\text{C}$$

$$= 1 \times 4180 (100 - 20) + 1 \times 2257 \cdot 10^3 + 4180 (50)$$

$$Q'_{\text{tot}} = 2800,4 \text{ kJ} = \text{chaleur supplémentaire à partir de } t_f = 20^\circ\text{C}$$

temps nécessaire pour réaliser les 2 transformations (a) et (b) correspond à $Q = Q_{\text{tot}} + Q'_{\text{tot}} = 3258,8 \text{ kJ}$

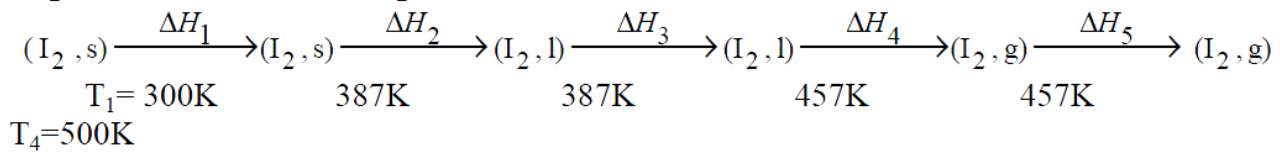
$$P = \frac{\text{Énergie}}{\text{temps}} = 1 \text{ kW} = 10^3 \text{ J/s}$$

$$t = \frac{Q}{P} = \frac{3258,8 \cdot 10^3}{10^3} = 3258,8 \text{ s soit}$$

$$t = 54 \text{ min } 18 \text{ s}$$

Corrigé de l'Exercice 5

La variation d'enthalpie lorsque une mole d'iode passe de 300K à 500K sous la pression d'une atmosphère.



L'enthalpie d'échauffement d'iode solide est :

$$\Delta H_1^\circ = \int_{300}^{387} nC_p(I_2, s) dT$$

$$\Delta H_1^\circ = 5,4 (387-300) = 469,8 \text{ cal} = 0,4698 \text{ kcal}$$

L'enthalpie de fusion est : $\Delta H_2^\circ = n\Delta h^\circ_{\text{fusion}} (I_2, s)$

$$\Delta H_2^\circ = 3,74 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie d'échauffement d'iode liquide est :

$$\Delta H_3^\circ = \int_{T_2}^{T_3} nC_p(I_2, l) dT$$

$$\Delta H_3^\circ = 19,5 (457 - 387) = 1,365 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie de vaporisation est : $\Delta H_4^\circ = n.\Delta h^\circ_{\text{vaporisation}} (I_2, l)$

$$\Delta H_4^\circ = 6,10 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie d'échauffement d'iode gazeux est : $\Delta H_5^\circ = \int_{T_3}^{T_4} nC_p(I_2, g) dT$

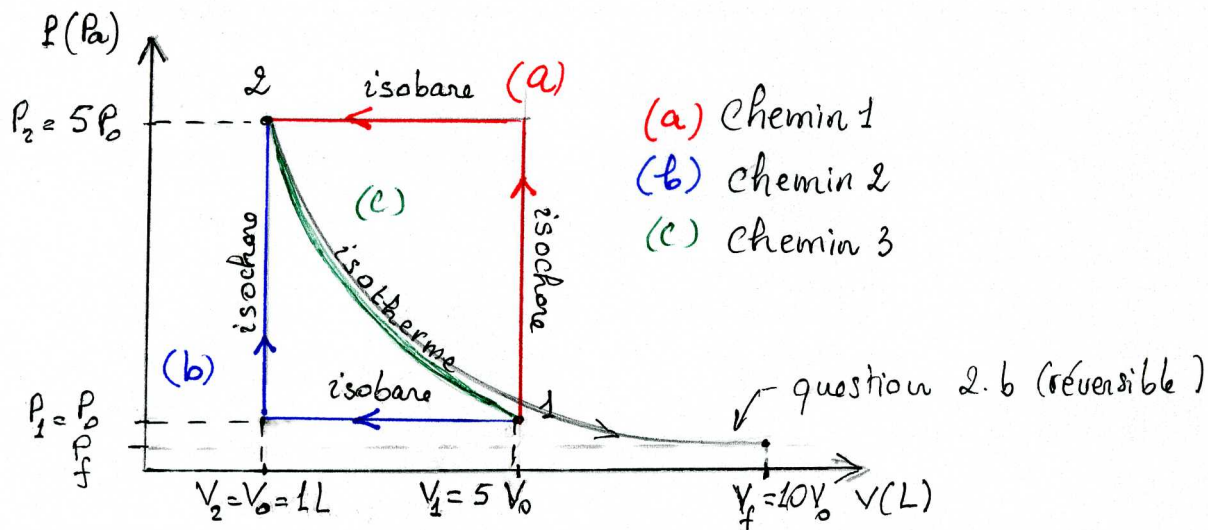
$$\Delta H_5^\circ = 9 (500-457) = 0,387 \text{ kcal.}$$

La variation de l'enthalpie de transformation entre de l'iode de l'état initial à l'état final est : $\Delta H^\circ = \sum \Delta H_i^\circ$

$$\Delta H^\circ = 12,062 \text{ kcal.}$$

Exercice 6 :

1.a Représentation graphique $p = f(V)$:



1.b Calcul du travail pour chaque chemin:

$$W = -\int P_{\text{ex}} \cdot dV = -\int P \cdot dV \quad (\text{transformation réversible})$$

$$W_{\text{ch1}} = -P_2(V_2 - V_1) = 20 P_0 \cdot V_0$$

$$W_{\text{ch2}} = -P_1(V_2 - V_1) = 4 P_0 \cdot V_0$$

$$W_{\text{ch3}} = -nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} = 5 P_0 \cdot V_0 \ln 5$$

A.N:

$$W_{\text{ch1}} = 20 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$W_{\text{ch2}} = 4 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$W_{\text{ch3}} = 5 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} \ln 5 = 8,04 \cdot 10^2 \text{ J}$$

2.a Calcul du travail lors de la transformation réversible :

$$W_{\text{rév}} = nRT_2 \ln \frac{V_2}{V_f} = 5 \cdot P_0 \cdot V_0 \ln \frac{1}{10}$$

$$\text{A.N. : } W_{\text{rév}} = -5 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} \ln 10 = -1,15 \cdot 10^3 \text{ J}$$

2.b Calcul du travail lors de la transformation irréversible :

$$P_{\text{ex}} = P_f, W_{\text{irr}} = -P_f(V_f - V_2) = -nRT_2 \left(1 - \frac{V_2}{V_f}\right) = -5 P_0 \cdot V_0 \left(1 - \frac{V_2}{V_f}\right)$$

$$\text{A.N. : } W_{\text{irr}} = -5 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} \left(1 - \frac{1}{10}\right) = -4,5 \cdot 10^2 \text{ J}$$