

EXERCICE 1 : CALCUL DE LA VARIATION D'ENTHALPIE

Un cylindre horizontal est muni d'un piston qui peut se déplacer sans frottements. Les parois du cylindre et le piston sont parfaitement isolants. Initialement le cylindre contient 10 L de gaz parfait diatomique idéal, en équilibre thermodynamique et mécanique avec le milieu ambiant. Ce dernier est à température constante $T_e = 300$ K et à la pression $P_e = 1$ bar. À l'aide d'une résistance placée dans le cylindre, on chauffe lentement le gaz jusqu'à la température $T_1 = 400$ K. Calculer la chaleur apportée par la résistance :

(a) à partir du premier principe de la thermodynamique ;

Solution: Nous voulons étudier une transformation isobare (le piston du cylindre peut se déplacer sans frottements). Initialement le système est en équilibre thermique et mécanique avec l'extérieur $T_0 = T_e$ et $P_0 = P_e$.

État initial $P_0 = 1 \times 10^5$ Pa $T_0 = 300$ K $V_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ m ³	$\xrightarrow{\text{transformation isobare}}$	État final $P_1 = 1 \times 10^5$ Pa $T_1 = 400$ K V_1
--	---	--

À partir du 1^{er} principe de la thermodynamique, nous pouvons écrire :

$$\Delta U = W + Q \quad (1)$$

Nous pouvons calculer la chaleur échangée, à partir de cette expression si on calcule la variation d'énergie interne ΔU et le travail échangé au cours de cette réaction.

Commençons par le calcul de la variation d'énergie interne. Pour un gaz parfait :

$$\Delta U = \int_0^1 dU = \int_{T_0}^{T_1} n c_V dT = n c_V \int_{T_0}^{T_1} dT = n \frac{5}{2} R (T_1 - T_0) \quad (2)$$

Nous pouvons calculer la quantité de matière de gaz, à partir de l'équation d'état des gaz parfaits $PV = RnT$:

$$n = \frac{P_0 V_0}{RT_0} \quad (3)$$

En introduisant cette relation dans l'expression (2), on obtient :

$$\Delta U = \frac{5}{2} \frac{P_0 V_0}{T_0} (T_1 - T_0) = 833,3 \text{ J} \quad (4)$$

Puis, on calcule le travail échangé. Comme la transformation est isobare :

$$P_{ext} = P_e = P_0$$

$$P = cte \Rightarrow P_0 = P_1 \Rightarrow \frac{RnT_0}{V_0} = \frac{RnT_1}{V_1} \Rightarrow \frac{T_1}{V_1} = \frac{T_0}{V_0} \quad (5)$$

$$W = - \int_0^1 \delta W = - \int_{V_0}^{V_1} P_{ext} dV = - \int_{V_0}^{V_1} P_0 dV = -P_0 \int_{V_0}^{V_1} dV = -P_0 (V_1 - V_0)$$

$$= -P_0 \left(\frac{T_1 V_0}{T_0} - V_0 \right) = -P_0 V_0 \left(\frac{T_1}{T_0} - 1 \right) = -333,3 \text{ J} \quad (6)$$

À partir du 1^{re} principe (1) et des calculs de la variation d'énergie interne ΔU et du travail échangé W , nous pouvons obtenir la chaleur échangée Q au cours de cette transformation isobare :

$$Q = \Delta U - W = 1167 \text{ J} \quad (7)$$

(b) à partir de la fonction enthalpie.

Solution: La chaleur échangée Q , au cours d'une transformation isobare, peut être calculée plus facilement à partir de la variation d'enthalpie :

$$\Delta H = Q \quad (8)$$

Il suffit donc de calculer la variation d'enthalpie de notre système considéré comme un gaz parfait :

$$\Delta H = \int_0^1 dH = \int_{T_0}^{T_1} n c_P dT = n c_P \int_{T_0}^{T_1} dT = n \frac{7}{2} R (T_1 - T_0) = \frac{7}{2} \frac{P_0 V_0}{T_0} (T_1 - T_0) = 1167 \text{ J} \quad (9)$$

La chaleur échangée est donc :

$$Q = \Delta H = 1167 \text{ J} \quad (10)$$

Il est donc plus rapide de calculer la chaleur échangée au cours d'une transformation isobare, à partir de la variation de la fonction d'état enthalpie.

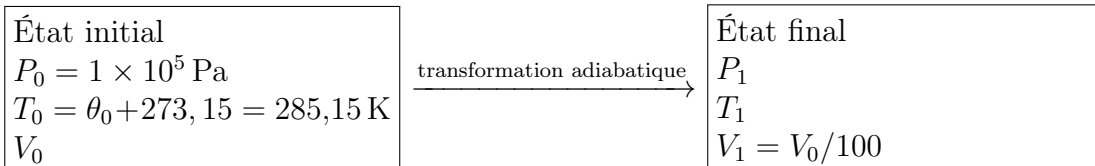
EXERCICE 2 : COMPRESSION ADIABATIQUE

Un briquet à air permet de réduire le volume d'une masse d'air au centième de sa valeur.

En prenant un modèle adiabatique réversible pour cette opération, l'air étant initialement à $\theta_0 = 12^\circ\text{C}$, $P_0 = 1 \text{ bar}$, déterminer :

- la pression et la température finales, si $\gamma = 1,4$;

Solution: Nous souhaitons étudier la transformation adiabatique d'un gaz considéré comme un gaz idéal.



La transformation étant adiabatique :

$$PV^\gamma = cte \Rightarrow P_0 V_0^\gamma = P_1 V_1^\gamma \quad (11)$$

On peut calculer la valeur de la pression P_1 à l'état final, à partir de (11) :

$$P_1 = \frac{P_0 V_0^\gamma}{V_1^\gamma} = P_0 \left(\frac{V_0}{V_1} \right)^\gamma = 6,31 \times 10^7 \text{ Pa} = 631 \text{ bar} \quad (12)$$

La relation (11) peut s'écrire aussi en fonction de T et V en exprimant P en fonction de T . Selon l'équation d'état de gaz parfaits $P = RnT/V$:

$$PV^\gamma = \frac{RnT}{V}V^\gamma = cte \Rightarrow TV^{\gamma-1} = cte \Rightarrow T_0V_0^{\gamma-1} = T_1V_1^{\gamma-1} \quad (13)$$

Nous pouvons calculer la température finale à partir de l'expression (13) :

$$T_1 = \frac{T_0V_0^{\gamma-1}}{V_1^{\gamma-1}} = T_0 \left(\frac{V_0}{V_1} \right)^{\gamma-1} = 1799 \text{ K} \quad (14)$$

2. la variation d'énergie interne et d'enthalpie de cette masse d'air, connaissant $V_0 = 2 \text{ cm}^3$.

Solution: On peut calculer la variation d'énergie interne ΔU pour un gaz parfait, à partir de la relation suivante :

$$\Delta U = \int_0^1 dU = \int_{V_0}^{V_1} nc_V dT = nc_V \int_{V_0}^{V_1} dT = nc_V (T_1 - T_0) \quad (15)$$

On peut exprimer c_V en fonction du coefficient adiabatique γ , en utilisant la relation de Mayer :

$$\text{Relation de Mayer : } c_P - c_V = R \quad (16)$$

$$\gamma = \frac{c_P}{c_V} \Rightarrow c_P = \gamma c_V \quad (17)$$

En combinant ces deux dernières expressions :

$$c_V = c_P - R = \gamma c_V - R \quad (18)$$

$$c_V = \frac{R}{\gamma - 1} \quad (19)$$

En remplaçant cette dernière relation dans l'expression (15), on obtiens :

$$\Delta U = \frac{nR}{\gamma - 1} (T_1 - T_0) \quad (20)$$

En tenant en compte l'équation d'état de gaz parfaits :

$$nRT = PV$$

La variation d'énergie interne peut donc être calculée à partir de l'expression suivante :

$$\Delta U = \frac{P_1V_1 - P_0V_0}{\gamma - 1} = 2,65 \text{ J} \quad (21)$$

La variation d'enthalpie ΔH pour un gaz parfait peut se calculer à partir de la relation suivante :

$$\Delta H = \int_0^1 dH = \int_{T_0}^{T_1} nc_P dT = nc_P \int_{T_0}^{T_1} dT = nc_P (T_1 - T_0) \quad (22)$$

Nous pouvons exprimer la capacité thermique molaire à pression constante c_P en fonction de γ , en combinant la relation de Mayer et l'expression (19) :

$$c_P = \frac{\gamma R}{\gamma - 1} \quad (23)$$

La variation d'enthalpie peut être exprimée selon l'expression suivante :

$$\Delta H = n c_P (T_1 - T_0) = \frac{\gamma n R}{\gamma - 1} (T_1 - T_0) = \gamma \frac{P_1 V_1 - P_0 V_0}{\gamma - 1} = 3,72 \text{ J} \quad (24)$$

EXERCICE 3 : CALCUL DES ÉCHANGES THERMIQUES ET MÉCANIQUES

On considère un volume d'air (gaz supposé parfait) dans un état A :

$$V_A = 40 \text{ L}; \quad \theta_A = 27^\circ\text{C}; \quad P_A = 1,5 \times 10^5 \text{ Pa}$$

1. Calculer la quantité de matière correspondante.

Solution: D'abord, on doit exprimer le volume et la température à l'état A dans les unités du système international :

$$V_A = 40 \text{ L} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_A = 273,15 + \theta_A = 300,15 \text{ K}$$

Puis, On peut calculer la quantité de matière, à partir de l'équation d'état des gaz parfaits :

$$n = \frac{P_A V_A}{R T_A} = 2,4 \text{ mol} \quad (25)$$

2. On effectue les transformations suivantes sur ce gaz :
 - une transformation adiabatique réversible de l'état A à l'état B telle que $V_B = 8 \text{ L}$
 - une transformation isobare de l'état B à l'état C, telle que $\theta_C = 627^\circ\text{C}$
 - une transformation adiabatique réversible de l'état C à l'état D ;
 - une transformation isochore de l'état D à A.
 (a) Définir les trois types de transformations : isobare, isochore et adiabatique.

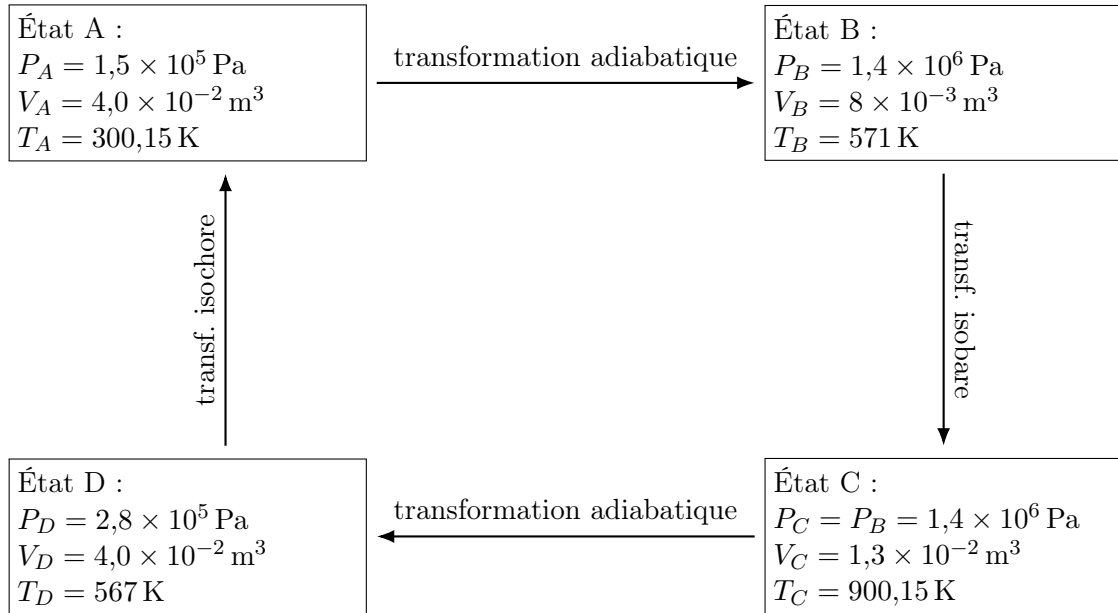
Solution: Une transformation isobare est une transformation du système réalisée à pression constante.

Une transformation isochore est une transformation du système réalisée à volume constant.

Une transformation adiabatique est une transformation du système au cours de laquelle il n'y a pas de chaleur échangée avec le milieu extérieur.

- (b) Déterminer la pression, volume et la température de chaque point du cycle A-B-C-D. Donner les résultats sous forme de tableau.

Solution:



Commençons par compléter les variables correspondantes à l'état A.

La transformation A \rightarrow B étant adiabatique :

$$PV^\gamma = cte \Rightarrow P_A V_A^\gamma = P_B V_B^\gamma \quad (26)$$

$$TV^{\gamma-1} = cte \Rightarrow T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1} \quad (27)$$

On peut donc calculer P_B et T_B :

$$P_B = P_A \left(\frac{V_A}{V_B} \right)^\gamma = 1,4 \times 10^6 \text{ Pa} \quad (28)$$

$$T_B = T_A \left(\frac{V_A}{V_B} \right)^{\gamma-1} = 571 \text{ K} \quad (29)$$

Comme la transformation B \rightarrow C est isobare :

$$\frac{V}{T} = cte \Rightarrow \frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \quad (30)$$

On peut donc calculer V_C :

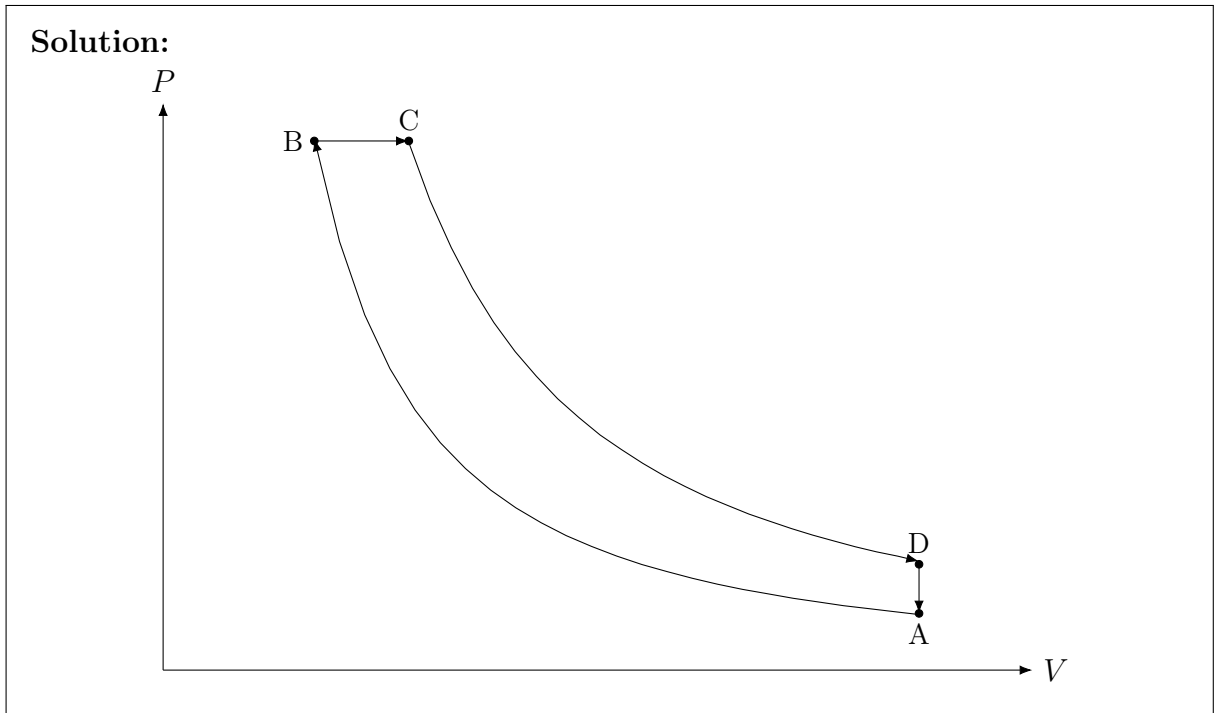
$$V_C = T_C \frac{V_B}{T_B} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \quad (31)$$

Finalement, comme la transformation C \rightarrow D est adiabatique, nous pouvons calculer P_D et T_D à partir des expressions suivantes :

$$P_D = P_C \left(\frac{V_C}{V_D} \right)^\gamma = 2,8 \times 10^5 \text{ Pa} \quad (32)$$

$$T_D = T_C \left(\frac{V_C}{V_D} \right)^{\gamma-1} = 567 \text{ K} \quad (33)$$

(c) Représenter le cycle dans un diagramme de Clapeyron.



3. Calculer la quantité de chaleur totale échangée lors du cycle.

Solution: Au cours de deux transformation adiabatiques, la chaleur échangée est nulle :

$$Q_{A \rightarrow B} = Q_{C \rightarrow D} = 0 \text{ J} \quad (34)$$

Au cours d'une transformation isobare, la chaleur échangée est égale à la variation d'enthalpie :

$$Q_{B \rightarrow C} = \Delta H \quad (35)$$

La variation d'enthalpie pour un gaz idéal peut s'exprimer (2^e loi de Joule) :

$$\Delta H = \int_B^C dH = \int_{T_B}^{T_C} n c_P dT = n c_P \int_{T_B}^{T_C} dT = n c_P (T_C - T_B) = 2,3 \times 10^4 \text{ J} \quad (36)$$

Au cours d'une transformation isochore, la chaleur échangée est égale à la variation d'énergie interne :

$$Q_{D \rightarrow A} = \Delta U \quad (37)$$

Pour un gaz parfait la variation d'énergie interne peut être exprimée selon l'expression suivant (1^{re} loi de Joule) :

$$\Delta U = \int_D^A dU = \int_{T_D}^{T_A} n c_V dT = n c_V \int_{T_D}^{T_A} dT = n c_V (T_A - T_D) = -1,3 \times 10^4 \text{ J} \quad (38)$$

La chaleur échangée au cours du cycle est donc égale à :

$$Q_{cycle} = Q_{A \rightarrow B} + Q_{B \rightarrow C} + Q_{C \rightarrow D} + Q_{D \rightarrow A} = 9,7 \times 10^3 \text{ J} \quad (39)$$

4. En appliquant le premier principe de la thermodynamique, déduire le travail total échangé dans ce cycle.

Solution: Selon le 1^{re} principe de la thermodynamique pour un système fermé qui subit une transformation cyclique, la somme algébrique du travail et la chaleur échangés est nulle :

$$Q_{cycle} + W_{cycle} = 0 \quad (40)$$

Donc le travail au cours du cycle :

$$W_{cycle} = -Q_{cycle} = -9,7 \times 10^3 \text{ J} \quad (41)$$

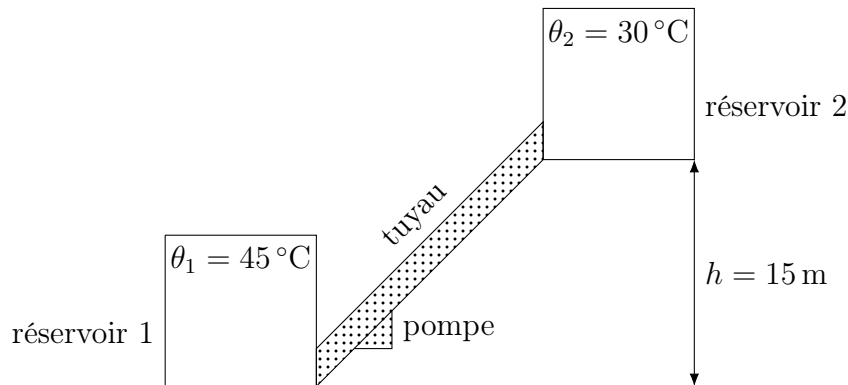
Données : $R = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $c_P = 29,1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $c_V = 20,8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $\gamma = 1,4$

EXERCICE 4 : ÉCOULEMENT STATIONNAIRE

De l'eau liquide, à 45°C , stockée dans un réservoir (1) est transvasée en continue (écoulement stationnaire) vers un réservoir (2) situé 15 m plus haut. L'eau arrive dans le réservoir (2) à une température de 30°C . La pompe de transvasement, reliée aux deux réservoirs par une tuyauterie de section constante, assure un débit massique de 60 g s^{-1} et transmet à l'eau une puissance travail \dot{W}_F de 750 W.

1. Définissez le volume de contrôle approprié qui permet d'évaluer la puissance thermique échangée par l'eau avec l'extérieur lors de son transvasement.

Solution:



Le volume de contrôle correspond aux volumes du tuyau reliant les 2 réservoirs et celui de la pompe.

2. Calculer la valeur de la puissance thermique.

Solution: Avant d'appliquer l'équation valable pour des systèmes ouverts, on va calculer les débits volumiques v_1 à l'entrée du tuyau et v_2 à la sortie du tuyau, afin de vérifier si nous pouvons négliger la variation d'énergie cinétique.

Le débit volumique v_1 à l'entrée du tuyau est donnée par l'expression :

$$v_1 = \frac{\dot{m}}{\rho_1} = \frac{6,0 \times 10^{-2}}{992,2} = 6,06 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ s}^{-1} \quad (42)$$

Le débit volumique v_2 à la sortie du tuyau est donnée par l'expression :

$$v_2 = \frac{\dot{m}}{\rho_2} = \frac{6,0 \times 10^{-2}}{995,6} = 6,03 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ s}^{-1} \quad (43)$$

Le débit volumiques à l'entrée et à la sortie sont presque égales.

Le débit volumique \dot{v} peut aussi s'exprimer en fonction de la vitesse ω du fluide et l'aire A de la section du tuyau :

$$\dot{v} = \omega \times A \quad (44)$$

La section du tuyau étant constant, comme $v_1 \simeq v_2 \Rightarrow \omega_1 = \omega_2$. On peut considérer que la vitesse est presque constante et par conséquent la variation d'énergie cinétique est négligeable.

L'équation générale de la variation de l'énergie pour un système ouvert avec n entrées et n' sorties est donnée par l'expression suivante :

$$\frac{dE_{tot,c}}{dt} = \sum_{i=1}^n \dot{m}_i \left(h_i + \frac{1}{2} \omega_i^2 + gz_i \right) - \sum_{j=1}^{n'} \dot{m}_j \left(h_j + \frac{1}{2} \omega_j^2 + gz_j \right) + \dot{W}_{exp} + \dot{W}_F + \dot{W}_U + \dot{Q} \quad (45)$$

Pour un système stationnaire :

$$\frac{dE_{tot}}{dt} = 0 \quad (46)$$

$$\sum_i^n \dot{m}_i = \sum_j^n \dot{m}_j \quad (47)$$

Avec une entrée (notée 1) et une sortie (notée 2) :

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = \dot{m} \quad (48)$$

La puissance \dot{W}_{ext} est nulle, car le volume de contrôle est fixe. La puissance \dot{W}_u est nulle, car il n'y pas des travaux des forces autres que les forces mécaniques.

Puis, on peut aussi négliger la variation de l'énergie cinétique.

L'équation 45 peut s'écrire comme suit :

$$\dot{m}(h_2 + gz_2) - \dot{m}(h_1 + gz_1) = \dot{W}_F + \dot{Q} \quad (49)$$

$$\dot{m} [(h_2 - h_1) + g(z_2 - z_1)] = \dot{W}_F + \dot{Q} \quad (50)$$

$$\dot{m} [c'_P(T_2 - T_1) + gh] = \dot{W}_F + \dot{Q} \quad (51)$$

$$\dot{Q} = \dot{m} [c'_P(T_2 - T_1) + gh] - \dot{W}_F \quad (52)$$

$$\dot{Q} = -4,5 \times 10^3 \text{ W} \quad (53)$$

Données :

- masse volumique de l'eau à 45 °C : $\rho = 990,2 \text{ kg m}^{-3}$
- masse volumique de l'eau à 30 °C : $\rho = 995,6 \text{ kg m}^{-3}$
- capacité calorifique massique moyenne de l'eau : $c'_P = 4176 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
- $g = 9,8 \text{ m s}^{-1}$

EXERCICE 5 : BILAN ÉNERGÉTIQUE D'UNE TURBINE À VAPEUR

La figure ci-dessous représente la turbine à haute pression de la centrale nucléaire PWR cruas III. Elle comporte :

- (1) une entrée de vapeur haute pression ;
- (2) une sortie de vapeur basse pression ;
- (3) un soutirage à pression intermédiaire ;
- (4) un système de collecte des fuites des paliers.

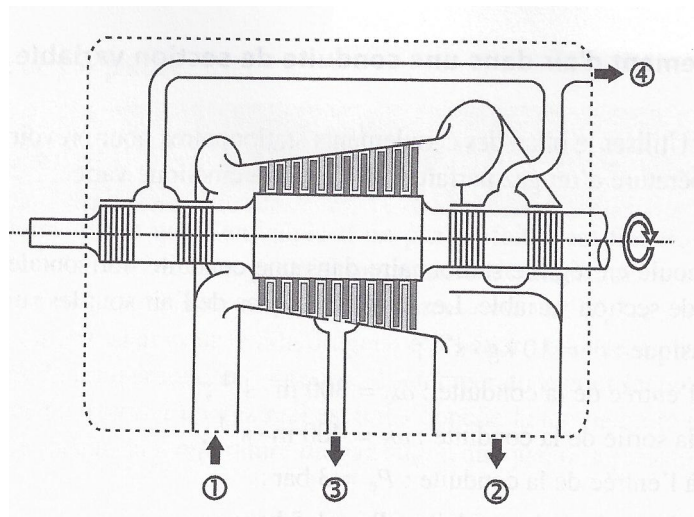


FIGURE 1 – Schéma de la turbine à vapeur. Source : Les bases de la thermodynamique. FOUSSARD J-N. Editions DUNOD 2015. Page 98

Lors des essais de réception de la centrale, on a mesuré en chacun des 4 points, le débit, la vitesse d'écoulement, la température et la pression de la vapeur d'eau afin d'en déterminer l'enthalpie spécifique. Les résultats de ses mesures sont rassemblés dans le tableau ci-dessous : Calculer la

Point	P (bar)	Température(°C)	Vitesse (m s ⁻¹)	Débit (kg s ⁻¹)	Enthalpie (kJ kg ⁻¹)
1	65,21	281,03	150	1419	2773,3
2	11,38	185,57	270	1299	2518,7
3	22,32	218	100	107	2610,5
4	2	40	2	13	167,6

puissance de travail \dot{W}_F échangée avec l'arbre de la turbine sachant que :

- la turbine cède à l'atmosphère une puissance thermique égale à 350 kW ;
- le régime de fonctionnement est stationnaire ;
- les variations de l'énergie potentielle de l'eau sont négligeables.

Solution: Comme le régime de fonctionnement de la turbine est stationnaire on peut écrire.

$$\frac{dE_{tot}}{dt} = 0 \quad (54)$$

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 + \dot{m}_3 + \dot{m}_4 \quad (55)$$

En négligeant les variations d'énergie potentielle, l'équation 45 de la variation d'énergie pour notre système ouvert, peut s'écrire dans le cas de la turbine de la figure comme :

$$\dot{m}_2 \left(h_2 + \frac{1}{2} \omega_2^2 \right) + \dot{m}_3 \left(h_3 + \frac{1}{2} \omega_3^2 \right) + \dot{m}_4 \left(h_4 + \frac{1}{2} \omega_4^2 \right) - \dot{m}_1 \left(h_1 + \frac{1}{2} \omega_1^2 \right) = \dot{W}_F + \dot{Q} \quad (56)$$

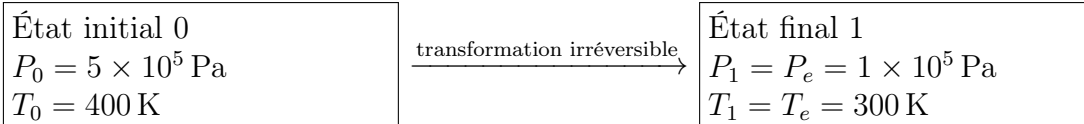
$$\dot{W}_F = -3,497 \times 10^8 \text{ W} = -349,7 \text{ MW} \quad (57)$$

EXERCICE 6 : CALCUL D'UNE VARIATION D'ENTROPIE

Un cylindre, non isolé thermiquement et muni d'un piston pouvant coulisser sans frottements, contient 10 mol d'un gaz parfait. Initialement, ce gaz est à la température $T_0 = 400 \text{ K}$ et sous pression $P_0 = 5 \text{ bar}$. L'ensemble cylindre et gaz est mis en contact avec un environnement dont la pression P_e est égale à 1 bar, et la température $T_e = 300 \text{ K}$, sont constantes. On libère le piston afin que le système évolue librement face à son environnement. Calculer la variation d'entropie du système au cours de cette détente.

Donnée : $c_P = (7/2)R$

Solution: Comme le système évolue librement face à son environnement, la transformation subit par le système est une transformation irréversible. À la fin de la transformation le système est en équilibre thermique et mécanique avec son milieu extérieur ($P_1 = P_e$ et $T_1 = T_e$)



Par définition, l'entropie s'exprime par la relation suivante :

$$dS = \frac{\delta Q_r}{T} \quad (58)$$

où δQ_r représente la chaleur échangée au cours d'une transformation réversible entre l'état initial et final du système.

Pour calculer l'entropie, on doit, d'abord, imaginer une transformation réversible entre l'état initial 0 et l'état final 1. En appliquant le 1^{er} principe de la thermodynamique, nous pouvons écrire :

$$dU = \delta Q_r + \delta W_r \quad \delta Q_r = dU - \delta W_r \quad (59)$$

S'agissant d'un gaz idéal et parfait :

$$\delta Q_r = n c_V dT + P dV \quad (60)$$

La variation élémentaire d'entropie dS peut donc s'exprimer :

$$dS = \frac{\delta Q_r}{T} = n c_V \frac{dT}{T} + \frac{P}{T} dV \quad (61)$$

Et la variation d'entropie entre l'état 0 et l'état 1 est exprimée par l'expression suivante :

$$\Delta S_0^1 = \int_0^1 dS = \int_{T_0}^{T_1} n c_V \frac{dT}{T} + \int_{V_0}^{V_1} \frac{P}{T} dV = n c_V \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{V_1}{V_0} \quad (62)$$

En utilisant l'équation des gaz parfaits, on peut exprimer le quotient des volumes en fonction des températures et pressions :

$$V = \frac{RnT}{P} \Rightarrow \frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1 P_0}{T_0 P_1} \quad (63)$$

$$\begin{aligned} \Delta S_0^1 &= n c_V \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{T_1 P_0}{T_0 P_1} = n c_V \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{P_0}{P_1} = \\ &= n(c_V + R) \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{P_0}{P_1} = n c_P \ln \frac{T_1}{T_0} + n R \ln \frac{P_0}{P_1} \end{aligned} \quad (64)$$

$$\Delta S_0^1 = 50,1 \text{ J K}^{-1} \quad (65)$$

EXERCICE 7 : VARIATIONS D'ENTROPIE PAR DÉTENTE DE JOULE

Un récipient A, à parois adiabatiques, de volume $V_A = 1 \text{ L}$, contient de l'air (supposé parfait) sous la pression atmosphérique ($1 \times 10^5 \text{ Pa}$), à la température $T = 300 \text{ K}$. On le met en communication, grâce à un robinet, avec un récipient B de volume $V_B = 4 \text{ L}$, parfaitement vide et des parois adiabatiques. Calculer :

- la température et la pression finale du système à la fin de la détente.

Solution: Le système formé par les deux récipients A et B peut être schématisé comme suit :



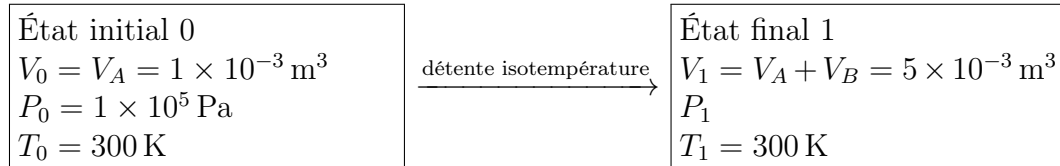
Ces deux récipients, reliés par un robinet, sont rigides et des parois adiabatiques. Cela implique que dans le système constitué par les deux récipients, la chaleur Q , et le travail W échangés avec le milieu extérieur sont nuls. La variation d'énergie interne du système sera donc nulle :

$$\Delta U = 0 \text{ J} \quad (66)$$

Comme le système n'est constitué que d'un gaz parfait, l'énergie interne de ce gaz, au cours de la transformation, doit rester constante. Et comme l'énergie interne d'un gaz parfait dépend uniquement de la température :

$$\Delta U = 0 \Rightarrow T_0 = T_1 = 300 \text{ K} \quad (67)$$

Si on choisit maintenant comme système uniquement le gaz qui initialement se trouve dans le récipient A. Celui-ci suit une détente isotherme :



Comme la transformation a lieu à température constante :

$$P_0 V_0 = P_1 V_1 \quad (68)$$

$$P_1 = P_0 \frac{V_0}{V_1} \quad (69)$$

$$P_1 = 2 \times 10^4 \text{ Pa} \quad (70)$$

2. la variation d'entropie de l'air, au cours de cette détente.

Solution: Pour le calcul de la variation de l'entropie, nous devons imaginer une transformation réversible entre les états initial et final. Ici, on peut supposer une transformation isotherme.

Par définition, la variation élémentaire d'entropie est donnée par la relation suivante :

$$dS = \frac{\delta Q_r}{T} \quad (71)$$

La transformation isotherme, étant à température constante :

$$\Delta S_0^1 = \int_0^1 dS = \int_0^1 \frac{Q_r}{T} = \frac{1}{T} \int_0^1 \delta Q_r = \frac{Q_r}{T} \quad (72)$$

Tenant compte que l'énergie interne du gaz parfait reste constante au cours d'une transformation isotherme, si on applique le 1^{er} principe de la thermodynamique on obtient :

$$\Delta U = Q_r + W_r \quad (73)$$

$$0 = Q_r + W_r \quad (74)$$

$$Q_r = -W_r \quad (75)$$

La chaleur échangée Q_r au cours de la détente isotherme du gaz est donnée par la relation suivante :

$$Q_r = -W_r = - \int_0^1 -P dV = n R T \int_{V_0}^{V_1} \frac{dV}{V} = n R T \ln \frac{V_1}{V_0} = P_0 V_0 \ln \frac{V_1}{V_0} \quad (76)$$

En remplaçant cette expression dans l'équation (72)

$$\Delta S_0^1 = \frac{Q_r}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \ln \frac{V_1}{V_0} = 0,54 \text{ J K}^{-1} \quad (77)$$