

TD23 : Premier principe - corrigé

Application 1

1. Le gaz interne est en contact thermique avec l'atmosphère (parois diathermes) que l'on peut assimiler à un thermostat (température constante). La transformation est **monotherme**.
2. La transformation est semblable à la précédente, mais elle est réalisée lentement. On en déduit qu'elle est monotherme et quasi-statique, donc **isotherme**.
3. Les parois sont calorifugées donc la transformation est **adiabatique**.
4. La transformation est **adiabatique** et **quasi-statique** (on comprime lentement).
5. Bien que les parois sont calorifugées la transformation subie par le gaz n'est pas adiabatique car il reçoit un transfert thermique de la part de la résistance chauffante. Le piston étant mobile, le gaz est en contact mécanique avec l'atmosphère, que l'on peut assimiler à un pressostat (pression constante). La transformation est **monobare**.
6. La transformation est semblable à la précédente, mais elle est réalisée lentement. On en déduit qu'elle est monobare et quasi-statique, donc **isobare**.
7. Le piston est bloqué donc le volume du gaz est constant. La transformation est **isochore** et **quasi-statique** (on chauffe lentement).

Application 2

Dans cet exercice on utilisera l'indice 1 pour désigner les grandeurs à l'état initial et l'indice 2 pour l'état final.

1. La transformation est isotherme donc nécessairement quasi-statique : $W = -\int_1^2 P dV$.
On applique la loi des gaz parfaits : $W = -\int_1^2 \frac{nRT}{V} dV$.
La quantité de matière et la température sont constantes : $W = -nRT \int_1^2 \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$.
D'après la loi des gaz parfaits, si n et T se conservent : $P_1 V_1 = P_2 V_2 \iff \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$. On conclut que $W = nRT \ln \frac{P_2}{P_1} = 1,7 \text{ kJ}$.
2. La transformation est isobare donc lente : $W = -\int_1^2 P dV = -P \int_1^2 dV = -P(V_2 - V_1)$.
On détermine les volumes en écrivant la loi des gaz parfaits à l'état initial et final. On obtient alors : $W = -nR(T_2 - T_1) = -831 \text{ J}$.
3. Le volume est fixé donc $W = 0$. On calcule le transfert thermique libéré par la résistance chauffante : $Q = RI^2 \Delta t = 180 \text{ J}$.

Application 3

Le volume est constant donc $W = 0$. On applique le premier principe : $Q = \Delta U = C_V \Delta T$. Le gaz est diatomique donc $Q = \frac{5}{2} nR(T_2 - T_1) = 1,0 \text{ kJ}$.

Application 4

On commence par déterminer la pression finale en écrivant l'équilibre mécanique du piston : $P_1 = P_{\text{ext}} = \frac{P_0}{2}$ donc $\frac{P_1}{P_0} = \frac{1}{2}$.

Les parois sont calorifugées donc la transformation est adiabatique : $Q = 0$.

On calcule le travail des forces de pression : $W = -\int_0^1 P_{\text{ext}} dV$. La pression extérieure étant constante, égale à $\frac{P_0}{2}$, on trouve : $W = -\frac{P_0}{2}(V_1 - V_0)$.

On applique le premier principe de la thermodynamique au gaz : $\Delta U = W$. Le gaz est diatomique donc : $\frac{5}{2} nR(T_1 - T_0) = -\frac{P_0}{2}(V_1 - V_0)$.

On poursuit le calcul en écrivant la loi des gaz parfaits à l'état initial et final : $nRT_0 = P_0 V_0$ et $nRT_1 = P_1 V_1 = \frac{P_0}{2} V_1$. On obtient alors : $\frac{5}{2} \left(\frac{P_0}{2} V_1 - P_0 V_0 \right) = -\frac{P_0}{2}(V_1 - V_0)$.

Après simplifications on trouve finalement : $\frac{V_1}{V_0} = \frac{12}{7}$.

Enfin on utilise la loi des gaz parfaits et la conservation de n pour déterminer la température finale :

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \iff \frac{T_1}{T_0} = \frac{P_1}{P_0} \times \frac{V_1}{V_0} = \frac{1}{2} \times \frac{12}{7} \iff \frac{T_1}{T_0} = \frac{6}{7}$$

On a trouvé $\frac{V_1}{V_0} = \frac{12}{7} > 1$: **le volume augmente**. Par ailleurs $\frac{T_1}{T_0} = \frac{6}{7} < 1$: **le gaz se refroidit**.

Application 5

La transformation est isobare : $W = -P(V_2 - V_1)$. En écrivant la loi des gaz parfaits à l'état initial et l'état final on montre que $W = -nR(T_2 - T_1) = -416 \text{ J}$.

La transformation est isobare et il n'y a pas d'autres travaux que ceux des forces de pression donc on peut écrire le premier principe sous la forme : $\Delta H = Q$. Sachant que $\Delta H = C_P \Delta T$ et que le gaz est diatomique : $Q = \frac{7}{2} nR(T_2 - T_1) = 1,45 \text{ kJ}$.

Remarque : On aurait pu calculer le travail d'une autre manière. D'après le premier principe : $\Delta H = Q$ mais également $\Delta U = W + Q$. Par conséquent on peut écrire : $W = \Delta U - Q = \Delta U - \Delta H = (C_V - C_P) \Delta T$. On termine en utilisant la relation de Mayer : $W = -nR(T_2 - T_1)$.

Application 6

1. Le gaz est parfait et sa transformation est adiabatique et quasi-statique (parois calorifugées et compression lente) donc on peut appliquer les lois de Laplace.

$$\text{On calcule d'abord la température finale : } P_1^{1-\gamma} T_1^\gamma = P_2^{1-\gamma} T_2^\gamma \iff T_2 = T_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = 337 \text{ K}$$

$$\text{On calcule ensuite le volume final : } P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \iff V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{1}{\gamma}} = 0,75 \text{ L}$$

2. La transformation est adiabatique donc $Q = 0$. On applique le premier principe au gaz : $W = \Delta U = C_V \Delta T$. Le gaz est diatomique donc $W = \frac{5}{2} nR(T_2 - T_1)$. Puisque la quantité de matière n'est pas connue on utilise la loi des gaz parfait : $W = \frac{5}{2} (P_2 V_2 - P_1 V_1) = 31 \text{ J}$.

TD23 : Premier principe - corrigé

Application 7

1. Le travail électrique reçu par la résistance vaut : $W_{\text{elec}} = RI^2 t$.

2. On applique le premier principe au système {liquide + résistance + calorimètre}. La transformation est isobare et adiabatique (le transfert thermique entre la résistance et le liquide est **interne** au système, ce n'est pas un échange avec l'extérieur !). On écrit donc $\Delta H = W_{\text{elec}}$.

On écrit le bilan enthalpique du système : $\Delta H = (mc + \mu c_e)(T(t) - T_0)$. On conclut la température augmente de manière affine avec le temps :

$$(mc + \mu c_e)(T(t) - T_0) = RI^2 t \iff T(t) = T_0 + \frac{RI^2}{mc + \mu c_e} t$$

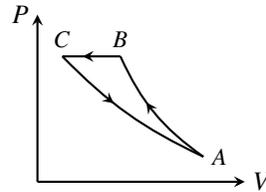
3. La température augmente à vitesse constante : $V_T = \frac{dT}{dt} = \frac{RI^2}{mc + \mu c_e}$. L'expérience indique que $V_T = 5 \text{ K} \cdot \text{min}^{-1} = \frac{1}{12} \text{ K} \cdot \text{s}^{-1}$. On détermine alors la capacité thermique massique du liquide :

$$c = \frac{1}{m} \left(\frac{RI^2}{V_T} - \mu c_e \right) = 2,15 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Application 8

1. Le cycle est représenté ci-contre. On rappelle que la transformation $A \rightarrow B$, adiabatique et quasi-statique, et la transformation $C \rightarrow A$, isotherme, qui se croisent en A , se distinguent par leur pente. Elle est plus forte pour l'adiabatique quasi-statique.

Le cycle est parcouru dans le sens anti-horaire donc il est **récepteur** ($W_{\text{cycle}} > 0$).



2. On applique la loi des gaz parfaits dans l'état A : $n = \frac{P_A V_A}{RT_A} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. Les capacités thermiques

valent $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} = 0,83 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ et $C_P = \gamma C_V = 1,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

3. La transformation $A \rightarrow B$ est adiabatique et quasi-statique pour un gaz parfait. On applique les lois de Laplace, d'abord pour calculer P_B : $P_A V_A^\gamma = P_B V_B^\gamma \iff V_B = V_A \left(\frac{P_A}{P_B} \right)^{\frac{1}{\gamma}} = 0,32 \text{ L}$ puis pour calculer T_B

$$P_A^{1-\gamma} T_A^\gamma = P_B^{1-\gamma} T_B^\gamma \iff T_B = T_A \left(\frac{P_A}{P_B} \right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = 475 \text{ K}$$

4. La transformation $C \rightarrow A$ est isotherme donc : $P_C V_C = P_A V_A$. La transformation $B \rightarrow C$ est isobare donc $P_C = P_B$. On conclut : $V_C = \frac{P_A}{P_B} V_A = 0,2 \text{ L}$.

5. La transformation $A \rightarrow B$ est adiabatique donc $Q_{A \rightarrow B} = 0$.

On applique le premier principe pour $B \rightarrow C$ isobare : $Q_{B \rightarrow C} = \Delta H_{B \rightarrow C} = C_P(T_C - T_B)$. La transformation $C \rightarrow A$ est isotherme donc $T_C = T_A$: $Q_{B \rightarrow C} = C_P(T_A - T_B) = -204 \text{ J}$.

On applique le premier principe pour $C \rightarrow A$ isotherme : $\Delta U_{C \rightarrow A} = 0 = W_{C \rightarrow A} + Q_{C \rightarrow A}$. On trouve alors que : $Q_{C \rightarrow A} = -W_{C \rightarrow A} = nRT_A \ln \frac{V_A}{V_C} = 161 \text{ J}$.

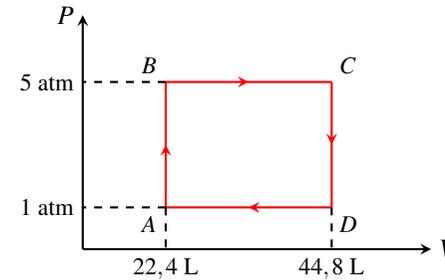
6. On applique le premier principe pour un cycle entier : $\Delta U_{\text{cycle}} = W_{\text{cycle}} + Q_{\text{cycle}}$.

On a $\Delta U_{\text{cycle}} = 0$ puisque les températures finale et initiale sont identiques. On écrit également : $Q_{\text{cycle}} = Q_{A \rightarrow B} + Q_{B \rightarrow C} + Q_{C \rightarrow A} = -43 \text{ J}$. On conclut que $W_{\text{cycle}} = -Q_{\text{cycle}} = 43 \text{ J}$.

Le résultat est cohérent avec la prédiction de la question 1.

★ Exercice 1 : Cycle parcouru par un gaz parfait

1. On représente le cycle sur le diagramme de Clapeyron ci-dessous.



2. a) La transformation $A \rightarrow B$ est isochore : $\frac{P_A}{T_A} = \frac{P_B}{T_B} \implies T_B = \frac{P_B}{P_A} T_A = 1500 \text{ K}$.

La transformation $B \rightarrow C$ est isobare : $\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \implies T_C = \frac{V_C}{V_B} T_B = 3000 \text{ K}$.

La transformation $C \rightarrow D$ est isochore : $\frac{P_C}{T_C} = \frac{P_D}{T_D} \implies T_D = \frac{P_D}{P_C} T_C = 600 \text{ K}$.

2. b) On applique le premier principe pour la transformation $B \rightarrow C$ isobare : $Q_{BC} = \Delta H_{BC} = C_P(T_C - T_B)$. Le gaz parfait est monoatomique donc $C_P = \frac{5}{2} nR$. On applique la loi des gaz parfaits dans l'état A pour exprimer nR . On trouve finalement : $Q_{BC} = \frac{5P_A V_A}{2T_A} (T_C - T_B) = 28 \text{ kJ}$.

2. c) La transformation $D \rightarrow A$ est isobare : $W_{DA} = -P_A(V_A - V_D) = 2,24 \text{ kJ}$.

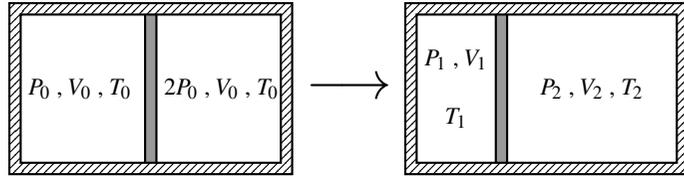
2. d) La transformation $B \rightarrow C$ est isobare : $W_{BC} = -P_C(V_C - V_B) = -11,2 \text{ kJ}$. Les transformations $A \rightarrow B$ et $C \rightarrow D$ sont isochores donc $W_{AB} = W_{CD} = 0$. Finalement on calcule le travail sur un cycle entier en additionnant les travaux des quatre transformations : $W_{\text{cycle}} = W_{BC} + W_{DA} = -8,96 \text{ kJ}$.

On applique le premier principe sur un cycle entier ($\Delta U_{\text{cycle}} = 0$ puisque l'état initial et l'état final sont identiques). $0 = W_{\text{cycle}} + Q_{\text{cycle}}$, ce qui permet de conclure : $Q_{\text{cycle}} = -W_{\text{cycle}} = 8,96 \text{ kJ}$.

Remarque : On pourrait également calculer W_{cycle} à partir de l'aire à l'intérieur du cycle (c'est un cas simple puisque le cycle est rectangulaire). Les "longueurs" des côtés valent $P_B - P_A$ en ordonnées et $V_C - V_B$ en abscisses. On trouve alors : $W_{\text{cycle}} = -(P_B - P_A)(V_C - V_B) = -8,96 \text{ kJ}$.

TD23 : Premier principe - corrigé

★ Exercice 2 : Transformation en vase clos



On note respectivement (P_1, V_1, T_1) et (P_2, V_2, T_2) les variables d'état dans l'état d'équilibre final, dans l'enceinte de gauche et celle de droite. L'objectif consiste tout d'abord à établir un système de six équations permettant de déterminer ces six inconnues.

D'après la loi des gaz parfaits dans l'enceinte de gauche (n se conserve) : $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$ (1).

D'après la loi des gaz parfaits dans l'enceinte de droite : $\frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{2P_0 V_0}{T_0}$ (2).

Le piston est mobile donc à l'état final : $P_1 = P_2$ (3) (équilibre mécanique). On notera P_f cette pression.

Le piston est diatherme donc $T_1 = T_2$ (4) (équilibre thermique). On notera T_f cette température.

Le cylindre est indéformable donc le volume total se conserve : $V_1 + V_2 = 2V_0$ (5).

On applique le premier principe au système {gaz 1 + gaz 2}. Ce système est isolé car le cylindre est calorifugé ($Q = 0$) et de volume constant ($W = 0$) : $\Delta U = 0$. L'énergie interne est une grandeur extensive donc $\Delta U = \Delta U_1 + \Delta U_2 = C_{V1} \Delta T_1 + C_{V2} \Delta T_2$. On en déduit que $C_{V1} (T_1 - T_0) + C_{V2} (T_2 - T_0) = 0$ (6).

À partir de (4) et (6), on obtient : $(C_{V1} + C_{V2}) (T_f - T_0) = 0 \iff T_f = T_0 = 300\text{K}$.

À partir de (1) et (2), on obtient : $V_1 = \frac{P_0 V_0}{P_f}$ et $V_2 = \frac{2P_0 V_0}{P_f}$ d'où $V_2 = 2V_1$.

En injectant ce résultat dans (5), on trouve que : $V_1 = \frac{2}{3} V_0 = 0,67\text{L}$ et $V_2 = \frac{4}{3} V_0 = 1,33\text{L}$.

Enfin, on détermine la pression finale : $P_f = \frac{P_0 V_0}{V_1} = \frac{3}{2} P_0 = 1,5\text{bar}$.

★ Exercice 3 : Travail et transfert thermique reçus par un gaz parfait entre deux états extrêmes identiques

1. La transformation AIB est isotherme pour un gaz parfait : $W_{AIB} = nRT_i \ln\left(\frac{P_f}{P_i}\right) = 4,0\text{kJ}$.

D'après le premier principe : $W_{AIB} + Q_{AIB} = \Delta U_{AB} = 0$ (car $T_B = T_A$) donc $Q_{AIB} = -W_{AIB} = -4,0\text{kJ}$.

2. La transformation AE est isochore donc $W_{AE} = 0$.

La transformation EB est isobare donc $W_{EB} = -P_f (V_B - V_E) = -P_f (V_B - V_A)$. Finalement on conclut que $W_{AEB} = -P_f (V_B - V_A)$.

Pour effectuer l'application numérique on doit calculer les deux volumes : $V_A = \frac{nRT_i}{P_i}$ et $V_B = \frac{nRT_f}{P_f}$. On

trouve finalement que $W_{AEB} = nRT_i \left(\frac{P_f}{P_i} - 1\right) = 10\text{kJ}$.

On a toujours $\Delta U_{AB} = 0$ donc d'après le premier principe : $Q_{AEB} = -W_{AEB} = -10\text{kJ}$.

★★ Exercice 4 : Compressions d'un gaz parfait

1. Le piston est mobile donc, par équilibre mécanique, $P_1 = P_0$ et $P_2 = P_0 + \frac{Mg}{S} = 1,1\text{bar}$. Comme la quantité de matière et la température du gaz se conservent au cours de la transformation, on peut écrire $P_1 V_1 = P_2 V_2$ d'où $V_2 = \frac{P_0}{P_0 + \frac{Mg}{S}} V_1 = 91\text{L}$.

On détermine le travail des forces de pression de manière intégrale : $W = -\int_1^2 P_{\text{ext}} dV$ avec une pression extérieure résultante $P_{\text{ext}} = P_0 + \frac{Mg}{S}$. Cette pression extérieure est constante donc $W = -P_{\text{ext}} (V_2 - V_1)$. En remplaçant P_{ext} et V_2 par leur expression on montre finalement que $W = Mg \frac{V_1}{S} = 1,0\text{kJ}$.

Remarque : Cette transformation est **monotherme** (système en contact thermique avec un thermostat). En revanche elle n'est pas monobare car la pression extérieure varie brutalement au moment où l'on pose la masse (elle passe de P_0 à $P_0 + \frac{Mg}{S}$).

2. L'état final est identique à celui de la première question. En effet, la pression finale est la même (équilibre méca du piston et de la masse M) et la température aussi, donc les volumes sont également les mêmes.

La transformation est à la fois monotherme et lente, elle est donc **isotherme**. Le travail des forces de pression vaut : $W = -nRT_0 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$. En utilisant la loi des gaz parfaits on trouve finalement :

$$W = P_0 V_1 \ln\left(1 + \frac{Mg}{P_0 S}\right) = 953\text{J}.$$

Les deux transformations étudiées dans cet exercice nous donnent l'occasion de vérifier que pour des états initial et final identiques, **le travail des forces de pression dépend du chemin suivi**.

★★ Exercice 5 : Compresseur à plusieurs étages

1. La transformation est adiabatique et lente (quasi-statique) et l'air est un gaz parfait donc on peut appliquer les **lois de Laplace** : $P_f^{1-\gamma} T_f^\gamma = P_0^{1-\gamma} T_0^\gamma \iff T_f = a T_0$.

2. Pour déterminer le travail des forces de pression, on applique à l'air le premier principe de la thermodynamique. La transformation est adiabatique donc : $W_1 = \Delta U = \frac{nR}{\gamma-1} (T_f - T_0) = \frac{nRT_0}{\gamma-1} (a - 1) = 6,2\text{kJ}$.

3.a) En appliquant à nouveau les lois de Laplace à l'air dans le premier compresseur, on montre que sa température varie de T_0 à $T_1 = x T_0$. On répète la même démarche dans le deuxième compresseur pour déterminer la température finale : $P_f^{1-\gamma} T_f^\gamma = P_1^{1-\gamma} T_0^\gamma \iff T_f = \left(\frac{P_f}{P_1}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} T_0 = \frac{a}{x} T_0$.

Le travail total fourni par les deux compresseurs vaut donc $W_2 = \frac{nR}{\gamma-1} (T_1 - T_0) + \frac{nR}{\gamma-1} (T_f - T_0)$. Après simplification on trouve $W_2 = \frac{nRT_0}{\gamma-1} \left(x + \frac{a}{x} - 2\right)$.

3.b) On détermine tout d'abord la valeur de x pour laquelle la fonction $x \mapsto W_2(x)$ est minimale. On dérive : $W_2'(x) = \frac{nRT_0}{\gamma-1} \left(1 - \frac{a}{x^2}\right)$. Cette dérivée s'annule pour $x = \sqrt{a}$. Cela correspond à : $\frac{P_m}{P_0} = \sqrt{\frac{P_f}{P_0}}$ d'où

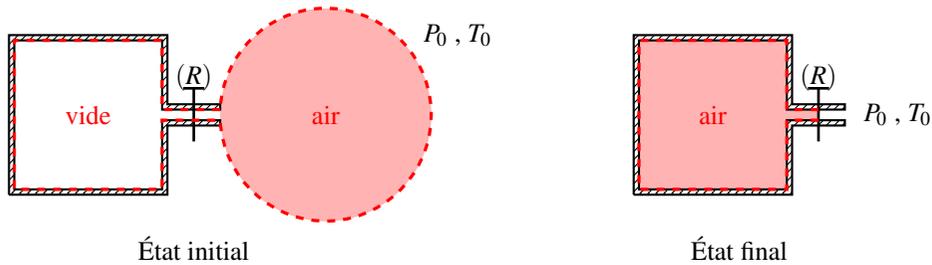
$$P_{1m} = \sqrt{P_0 P_f}.$$

3.b) Numériquement, on obtient : $P_{1m} = 3,5\text{bar}$ et $W_{2,\min} = \frac{nRT_0}{\gamma-1} (2\sqrt{a} - 2) = 5,1\text{kJ}$.

TD23 : Premier principe - corrigé

★★ Exercice 6 : Diffusion d'air dans une enceinte vide

On considère comme système fermé l'intérieur de l'enceinte (initialement vide) ainsi que la quantité d'air qui s'engouffre dans l'enceinte au cours de la transformation (voir schémas ci-dessous).



On applique le premier principe de la thermodynamique à ce système, au cours de cette transformation : $\Delta U = W + Q$. L'enceinte est calorifugée. Comme la transformation est très rapide, on peut également négliger les transferts thermiques qui ont lieu entre l'air interne au système et l'air externe. On considérera donc que la transformation est adiabatique : $Q = 0$.

Pour déterminer le travail des forces de pression, on précise d'abord que, d'après la définition choisie pour le système, les seules forces pressantes sont celles exercées par l'air extérieur, à la pression constante P_0 : $W = -\int P_{\text{ext}} dV = -P_0 (V_f - V_i)$, où le volume initial du système est $V_i = V + V_0$ (on note V_0 le volume occupé par l'air interne dans l'état initial) et le volume final est $V_f = V$.

Par conséquent : $W = -P_0 [V - (V + V_0)] = P_0 V_0 = nRT_0$ avec n la quantité de matière en air interne. Comme l'air est assimilé à un gaz parfait : $\Delta U = \frac{nR}{\gamma-1} (T_f - T_0)$. On revient au premier principe : $\frac{nR}{\gamma-1} (T_f - T_0) = nRT_0 \iff T_f = \gamma T_0 = 417 \text{ K}$.

★★★ Exercice 7 : Chute d'une masse sur un piston

On lâche la masse d'une hauteur $H = 5 \text{ m}$. Dans l'état final, le gaz est comprimé par un piston (sans masse) sur lequel est posé une masse M . La pression finale vaut $P_1 = P_0 + \frac{Mg}{S} = 1,05 \text{ bar}$.

On considère le système {gaz interne + piston + masse M }. Dans un premier temps, on fait l'inventaire des transferts énergétique avec le milieu extérieur (ici l'atmosphère).

Il n'y a pas de travaux de forces de pression pour le piston et la masse M puisque ce sont des solides et que leur volume est fixe. En revanche, le gaz interne est soumis aux forces de pression exercées par l'atmosphère et son volume (*a priori*) varie. La pression atmosphérique étant constante au cours de la transformation, le travail des forces de pression vaut :

$$W_{\text{pression}} = -P_0 (V_1 - V_0)$$

Attention : on ne rajoute pas de terme $\frac{Mg}{S}$ dans P_{ext} car M est **incluse dans le système**. La pression extérieure est ici uniquement due à l'atmosphère !

La masse M est soumise à son poids donc on doit tenir compte du travail du poids ! En prenant comme référence le bas du cylindre, l'altitude initiale de la masse est $z_i = a + H = \frac{V_0}{S} + H$. L'altitude finale est $z_f = \frac{V_1}{S}$. Le travail du poids est positif (la masse tombe) et vaut : $W_{\text{poids}} = Mg(z_i - z_f) = Mg \left(H + \frac{V_0 - V_1}{S} \right)$.

Il n'y a pas de transfert thermique reçu au cours de cette transformation car le cylindre et le piston sont calorifugés (remarque : on peut penser que la masse M et le piston pourraient s'échauffer à la suite du choc, mais on va négliger ce phénomène et considérer que c'est le gaz, en se comprimant, qui récupère l'intégralité de l'énergie mise en jeu au cours de la chute de M).

On applique le premier principe : $\Delta E = W_{\text{pression}} + W_{\text{poids}}$, avec $E = E_c + U$ (rappel : E_c est l'énergie cinétique **macroscopique**).

Dans un deuxième temps, on effectue le bilan énergétique du système. On exclut d'emblée le piston qui n'a pas de masse. La masse est immobile à l'état initial et à l'état final ($\Delta E_{c,\text{masse}} = 0$) et on suppose que sa température ne change pas ($\Delta U_{\text{masse}} = 0$) donc $\Delta E_{\text{masse}} = 0$.

Le gaz est lui aussi au repos macroscopique à l'état initial et final : $\Delta E_{c,\text{gaz}} = 0$. Enfin on a $\Delta U_{\text{gaz}} = C_v \Delta T = \frac{nR}{\gamma-1} (T_1 - T_0) = \frac{P_0 V_0}{T_0(\gamma-1)} (T_1 - T_0)$.

Finalement le premier principe s'écrit : $\frac{P_0 V_0}{T_0(\gamma-1)} (T_1 - T_0) = -P_0 (V_1 - V_0) + Mg \left(H + \frac{V_0 - V_1}{S} \right)$.

D'après la loi des gaz parfaits, puisque la quantité de gaz se conserve au cours de la transformation : $\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \implies T_1 = T_0 \times \left(1 + \frac{Mg}{P_0 S} \right) \times \frac{V_1}{V_0}$. En réadaptant l'expression du premier principe, on obtient :

$$\begin{aligned} \frac{P_0 V_0}{(\gamma-1) T_0} \left(T_0 \times \left(1 + \frac{Mg}{P_0 S} \right) \times \frac{V_1}{V_0} - T_0 \right) &= -P_0 (V_1 - V_0) + Mg \left(H + \frac{V_0 - V_1}{S} \right) \\ \implies \frac{1}{(\gamma-1)} \left(\left(P_0 + \frac{Mg}{S} \right) \times V_1 - P_0 V_0 \right) &= -P_0 (V_1 - V_0) + Mg \left(H + \frac{V_0 - V_1}{S} \right) \end{aligned}$$

Après quelques simplifications de cette expression, on isole le volume final :

$$V_1 = \frac{P_0 V_0 + \frac{\gamma-1}{\gamma} Mg (H + a)}{P_0 + \frac{Mg}{S}} = 2,07 \text{ L}$$

On en déduit immédiatement $T_1 = T_0 \times \left(1 + \frac{Mg}{P_0 S} \right) \times \frac{V_1}{V_0} = 326 \text{ K}$.

Étonnamment, la chute de la masse sur le piston a pour effet d'augmenter le volume du gaz ! La pression augmente à cause de l'action exercée par la masse mais la température augmente aussi car la masse fournit son énergie au gaz à la suite du choc. Numériquement, on calcule que la pression augmente de 5% et la température de 8,7%. C'est cette dernière qui a l'influence la plus forte sur la variation de volume. Comme le volume du gaz est proportionnel à $\frac{T}{P}$, celui-ci augmente à la suite du choc, ce qui signifie que le gaz se dilate.