

## Travaux dirigés de Thermodynamique n°5

*Gaz parfaits*

### Exercice 1 : Variation d'entropie au cours de N transformations réversibles.

Soit une mole de gaz parfait monoatomique à la pression  $p=1\text{bar}$  et à température  $T_0=450\text{K}$  (état 0). On comprime ce gaz de la pression  $p$  à  $p'=10\text{bars}$  de façon réversible et isotherme, puis, on détend le gaz de façon réversible et adiabatique de  $p'$  à  $p$  (état 1).

1. Représenter la suite des transformations dans un diagramme de Watt ( $p, V$ )
2. Calculer la variation d'entropie  $\Delta S_I$  du gaz ainsi que la température finale  $T_I$ .
3. On recommence la même opération depuis l'état 1 ( $p, T_I$ )  $\rightarrow$  état 2 ( $p, T_2$ )  $\rightarrow \dots \rightarrow$  état N ( $p, T_N$ ). Compléter le diagramme de Watt et déterminer la variation d'entropie du gaz après les N opérations ainsi que la température finale  $T_N$  et enfin la variation d'énergie interne  $\Delta U_N$ . Faire les applications numériques pour N+5.
4. Voyez-vous une application ? Discutez l'hypothèse du gaz parfait si N grand.

### Exercice 2 : Détente de Joule Thomson

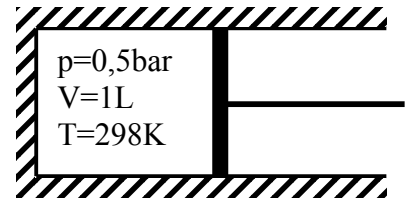
On envisage une détente de Joule Thomson subie par une mole de gaz parfait monoatomique ( $\gamma=1,67$ ) de la pression  $p_A=1,5\text{bar}$  à la pression  $p_B=1\text{bar}$ .

Calculer la variation d'entropie du gaz lors de cette détente.

### Exercice 3: Evolutions adiabatiques

Un cylindre parfaitement calorifugé, muni d'un piston mobile sans frottement, également calorifugé, contient un gaz parfait diatomique ( $\gamma=1,4$ ).

Initialement, la pression du gaz à l'intérieur du cylindre est  $p=0,5\text{bar}$ . La pression extérieure est  $p_{\text{ext}}=2p=1\text{bar}$ .



1. On amène le gaz de façon réversible à la pression  $p'=p_{\text{ext}}=2p=1\text{bar}$ .
  - a. Calculer le volume  $V'$  et la température  $T'$  à l'état final.
  - b. Calculer la création d'entropie.
2. En partant du même état initial que précédemment, on abandonne le piston et on laisse l'équilibre s'établir.
  - a. Calculer le volume  $V''$  et la température  $T''$  à l'état final.
  - b. Calculer la création d'entropie.

### Exercice 4 : Mélange de deux gaz parfaits

Un cylindre, parfaitement calorifugé, de volume total 10L est séparé en deux compartiments (1) et (2) de même volume  $V=5\text{L}$  par une paroi escamotable.

Initialement, les deux compartiments contiennent deux gaz parfaits monoatomiques différents ( $\gamma = 1,67$ ) à la même température  $T=298\text{K}$ . Le gaz contenu dans le compartiment (1) est à la pression  $p_1=1\text{bar}$ , celui du récipient (2) est à la pression  $p_2=2\text{bar}$ .

On supprime la paroi : les deux gaz se mélangent. Lorsque l'équilibre est établi, déterminer :

1. La température  $T'$  et la pression  $p'$  à l'état final
2. les pressions partielles des deux gaz
3. la variation d'entropie du système entre l'état initial et l'état final
4. la création d'entropie. Conclure.

*Phases condensées***Exercice 5 : Echauffement d'un verre d'eau dans l'atmosphère**

Un verre d'eau de 20,0mL à la température de 7°C est abandonné dans une pièce à 18°C jusqu'à l'équilibre thermique, réalisé à 18°C.

Calculer la variation d'entropie de l'eau, l'entropie échangée et l'entropie créée lors de cette évolution.

Données : capacité thermique massique de l'eau  $c_e=4185\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

**Exercice 6 : Mélange de deux volumes d'eau**

On mélange dans un calorimètre adiabatique de capacité thermique négligeable un litre d'eau à la température  $\theta_1=10^\circ\text{C}$  et un litre d'eau à la température  $\theta_2=30^\circ\text{C}$ . Calculer la température finale  $T_f$  et la création d'entropie  $S_c$ .

Données : capacité thermique massique de l'eau  $c_e=4185\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

*Thermostats***Exercice 7 : Echauffement d'un gaz au contact d'un thermostat.**

Un récipient fermé dont les parois, rigides, sont perméables aux transferts thermiques contient un gaz parfait diatomique ( $\gamma=1,4$ ) à l'état A ( $p_A=1,00\text{bar}$  ;  $V_A=1,00\text{L}$  ;  $T_A=293\text{K}$ ). On place ce récipient dans une étuve portée à la température  $T_B=333\text{K}$  jusqu'à ce que l'équilibre thermique soit atteint.

Calculer la variation d'entropie du gaz, la variation d'entropie de l'étuve, la création d'entropie.

**Exercice 8 : De l'irréversible au réversible.**

- Un bloc de cuivre de masse  $m$ , de capacité calorifique massique  $c$  et à température  $T_0$  est plongé dans un lac à la température  $T_f$ .
  - Quel est l'état final du bloc de cuivre (température et volume) ?
  - Calculer la variation d'entropie du bloc de cuivre puis celle du lac et enfin celle de l'ensemble :  $S_c$ . Préciser le signe de chacune de ces variations d'entropie en fonction de  $x=T_0/T_f$ .
- Au lieu de faire passer directement le bloc de cuivre dans le lac à la température  $T_f$ , on le plonge d'abord dans un thermostat à température intermédiaire  $T_I$ . Calculer la variation d'entropie du bloc de cuivre puis la variation d'entropie totale du cuivre et des sources (entropie créée).
- En réalité, on plonge le bloc de cuivre successivement dans  $N$  sources dont les températures  $T_i$  s'échelonnent régulièrement de  $T_0$  à  $T_f$  ( $i=1,2,\dots$ ). Calculer la variation d'entropie du bloc de cuivre entre l'état initial et l'état final, ainsi que la variation d'entropie totale du cuivre et des sources.
- Etudier la limite quand  $N$  tend vers  $+\infty$ . Interpréter.