

## Second principe de la thermodynamique

### Exercice 1.

Soit une mole de fluide d'entropie molaire  $S(U, V)$  telle que :  $S = \frac{3}{2}R \ln U + R \ln V + cte$

1. Déterminer température et pression thermodynamiques
2. Identifier ce fluide.

### Exercice 2.

Exprimer la variation d'entropie entre l'état initial et l'état final pour une transformation d'un gaz parfait monoatomique ( $\gamma = 5/3$ ) :

- isochore,
- isobare.

### Exercice 3.

Un gaz de Van der Waals ( $C_{V_m}$  constante) obéit à :

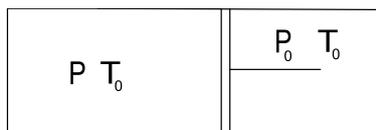
- Une équation d'état  $(P + \frac{n^2 a}{V^2})(V - nb) = nRT$
- Une énergie interne  $dU = nC_{V_m}dT + \frac{n^2 a}{V^2}dV$

1. Trouver l'entropie d'un gaz de Van der Waals.
2. Calculer sa variation lors d'une détente de Joule-Gay Lussac l'amenant de  $(T_0, V_0)$  à  $(T_F, 2V_0)$ .
3. En déduire la création d'entropie lors de cette transformation.

### Exercice 4. Irréversibilité (déséquilibre mécanique du gaz parfait).

Toute évolution spontanée génère une création d'entropie.

Une enceinte diathermane contient une mole de gaz parfait dans les conditions  $T_0, P$ . L'atmosphère extérieure est une source d'énergie thermique et de travail. Sa température est  $T_0$  et sa pression  $P_0$ . Le piston est bloqué à  $t=0$ . Les frottements du piston sont négligés.



1. Montrer qu'une mole de gaz parfait ( $C_{P_m}$  constante) subissant une transformation réversible entre 1 et 2 vérifie :  $S_2 - S_1 = C_{P_m} \ln(T_2/T_1) - R \ln(P_2/P_1)$
2. Quelle est la variation  $\Delta S$  de l'entropie  $S$  du gaz ? Quel est son signe selon que  $P > P_0$  et que  $P < P_0$  ? L'évolution n'est elle pourtant pas irréversible dans les 2 cas ?
3. On définit la variation d'entropie de l'univers par  $(\Delta S)_U = (\Delta S)_{\text{gaz}} + (\Delta S)_{\text{source}}$ . Exprimer cette dernière en fonction de  $x = P_0/P$ . Déterminer son signe. Conclure.

**Exercice 5.** *Mise en contact thermique de deux solides.*

Deux solides  $S_1$  et  $S_2$ , de capacités thermiques respectives  $C_1$  et  $C_2$ , sont initialement aux températures uniformes respectives  $T_1$  et  $T_2$ . Ils sont mis en contact dans un calorimètre de capacité thermique négligeable par rapport aux capacités thermiques des solides.

1. Déterminer la température d'équilibre  $T_{eq}$  du système constitué par le calorimètre et les deux solides.
2. Exprimer la variation d'entropie  $\Delta S$  de ce même système.
3. Déterminer le signe de  $\Delta S$  dans le cas particulier où  $C_1 = C_2 = C$ . Commenter.

**Exercice 6.** *Détente d'un gaz parfait.*

Une mole de gaz parfait est contenue dans un cylindre thermostaté à la température  $T_0 = 300K$ . On envisage la détente de ce gaz, du volume  $V_1$  au volume  $V_2 = 2V_1$ , par trois procédés différents :

- Méthode 1 : on déplace de manière lente et progressive le piston qui clos le cylindre.
- Méthode 2 : on réduit brusquement la pression sur le piston.
- Méthode 3 : le cylindre est divisé en deux compartiments de même volume  $V_1$  par une membrane, l'un contenant le gaz, l'autre étant vide. On crève la membrane.

Calculer pour chacun des trois procédés la variation d'entropie  $\Delta S$  du gaz, l'entropie échangée  $S_e$  et l'entropie créée  $S_c$ .

**Exercice 7.** *Mise en contact d'un gaz avec un thermostat.*

Une mole d'hélium, assimilé à un gaz parfait, est contenue dans un récipient indilatable aux parois diathermanes, à la température initiale  $T_0 = 300K$ . Le récipient est alors plongé dans un thermostat de température  $T_1 = 273K$ .

Déterminer puis calculer la variation d'entropie  $\Delta S$  du gaz entre l'état initial et l'état d'équilibre thermodynamique, l'entropie échangée  $S_e$  et l'entropie créée  $S_c$ .