

Applications des principes de la thermodynamique

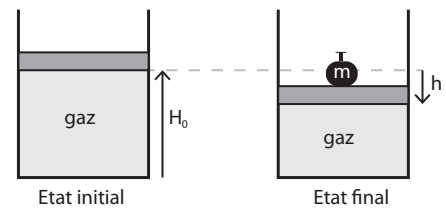
Exercice 1 : Notions fondamentales

Définir et donner des exemples (de préférence en lien avec la géologie) de :

1. systèmes thermodynamiques
2. états
3. grandeurs extensives / intensives
4. processus hors-équilibre / quasi-statiques / réversibles
5. processus isothermes / isobares / adiabatiques

Exercice 2 : Compression d'un gaz dans un piston

Un gaz parfait est contenu dans un récipient cylindrique vertical de section S , limité par un piston de masse négligeable se déplaçant sans frottement. La pression et la température extérieures sont constantes et égales à T_0, P_0 . Le gaz est initialement à l'équilibre à la température T_0 . A un instant donné, on pose une masse m sur le piston. Pour simplifier les expressions, on pose $x = mg/(SP_0)$.



On considère 4 cas différents :

- (1) Les parois du récipient sont diathermes, la masse est posée directement sur le piston.
- (2) Les parois du récipient sont diathermes, la masse est posée progressivement par l'opérateur, l'équilibre est atteint à chaque instant.
- (3) Les parois du récipient sont calorifugées, la masse est posée directement sur le piston.
- (4) Les parois du récipient sont calorifugées, la masse est posée progressivement par l'opérateur, l'équilibre est atteint à chaque instant.

On rappelle que lors d'une transformation adiabatique réversible, un gaz parfait respecte la loi de Laplace $PV^\gamma = \text{cst}$ où γ est le rapport des capacités calorifiques du gaz. La relation de Mayer donne en outre $C_V = nR/(\gamma - 1)$.

1. Dans chaque cas :
 - a. Déterminer les conditions de l'expérience (isotherme, quasi-statique ...etc).
 - b. Déterminer le travail fourni W , la quantité de chaleur échangée Q et la variation d'énergie interne ΔU ainsi que l'état final du système en fonction des variables d'états initiales.
2. Dans quel cas a-t-on fourni le plus de travail au gaz ? Dans quel cas est-il le plus comprimé ?
3. a. A partir d'une identité thermodynamique, démontrer que la variation d'entropie d'un gaz parfait entre les états (T_i, V_i) et (T_f, V_f) est

$$\Delta S = nR \left[\frac{1}{\gamma - 1} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) + \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) \right]$$

- b. En déduire dans chaque cas la variation d'entropie ΔS ainsi que l'entropie échangée S_e et l'entropie créée S_c .
4. On enlève maintenant la masse de la même façon dont elle a été posée. Déterminer les nouveaux états finaux dans chaque cas. Commenter.

Exercice 3 : Calorimétrie

a. Préliminaire : Valeur en eau d'un calorimètre

On mélange 95 g d'eau à 20°C et 71 g d'eau à 50°C dans un calorimètre.

1. Quelle est la température finale à l'équilibre, en négligeant l'influence du calorimètre ?
2. Expérimentalement on obtient 31°C. Expliquer.
3. On appelle *valeur en eau du calorimètre* la masse d'eau qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre. Déterminer cette valeur.

b. Mesure de la capacité calorifique du cuivre

Dans un calorimètre de valeur en eau 41 g, on verse 100 g d'eau. Une fois l'équilibre atteint, on mesure une température de 20°C. On plonge alors une barre de cuivre de 200 g à une température initiale de 60°C. A l'équilibre, on mesure une température de 24.6°C.

4. Déterminer la capacité thermique massique du cuivre.
5. Déterminer la variation d'entropie du système total lors de la mesure.

c. Mesure de l'enthalpie de fusion de l'eau

Dans un calorimètre d'une valeur en eau de 20 g, on verse 50 g d'eau chaude qui se stabilise à 74°C. On introduit ensuite un glaçon sec d'une masse de 19 g à la température de -18°C. On attend que la température se stabilise et on mesure la température finale 39°C.

6. Déterminer la valeur de l'enthalpie de fusion de l'eau.
7. Déterminer la variation d'entropie du système total lors de la mesure.

Données : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ/kg/K}$, $c_{\text{glace}} = 2,09 \text{ kJ/kg/K}$