

▪

Chapitre 3

Énergie interne

1. Énergie interne (u)

L'énergie interne u d'un système thermodynamique comprend :

- L'énergie cinétique
- L'énergie potentielle d'interaction des molécules
- L'énergie de vibration ou de rotation des atomes dans la molécule
- L'énergie de liaison des atomes dans la molécule
- L'énergie électronique
- L'énergie du noyau...

1.1 Propriétés de l'énergie interne u

Propriété 1 :

L'énergie interne est **extensive** (c'est à dire additive)

Soit le système S_1 d'énergie interne u_1 et S_2 d'énergie interne u_2

Le système $S = S_1 \cup S_2$ a pour énergie interne : $u = u_1 + u_2$

Propriété 2 : u est une fonction d'état

La variation $\Delta u = u_f - u_i$ ne dépend que de l'état final et de l'état initial et non du chemin suivi.

u est donc une fonction d'état

Unité de l'énergie interne : le Joule (J)

2. Le premier principe de la thermodynamique

2.1 Énoncé

2.1.1 Forme différentielle

La variation de l'énergie interne au cours d'une transformation est égale à la somme des travaux et des chaleurs échangées avec le milieu extérieur :

$$du = \delta W + \delta Q$$

2.1.2 Forme intégrale

$$\int du = \int \delta Q + \int \delta W$$

$$\boxed{\Delta u = Q + W}$$

$$\Delta u = u_f - u_i$$

2.2 L'énergie interne d'un système isolé

Un système isolé est un système qui n'échange ni travail ni chaleur avec le milieu extérieur.

On a donc $Q = 0$ et $W = 0 \Rightarrow \Delta u = 0 \Rightarrow u_f - u_i = 0$

Conclusion : L'énergie interne d'un système isolé est constante.

2.3 Les transformations particulières

2.3.1 Cas d'un système en interaction thermique

Si les systèmes n'échangent entre eux que des énergies calorifiques (corps chaud en contact thermique avec un corps froid). Dans ce cas :

$$\delta W = 0 \Rightarrow dU = \delta Q$$

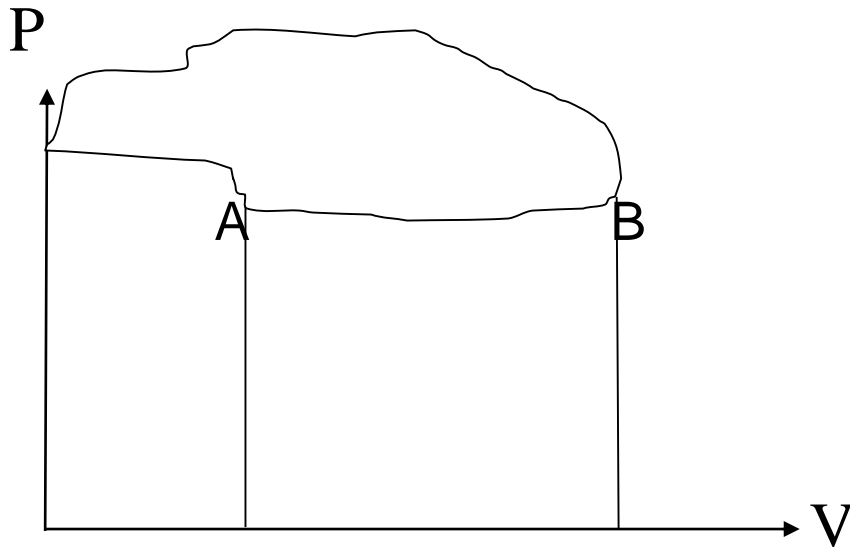
2.3.2 Transformation adiabatique

C'est une transformation sans échange de chaleur avec le milieu extérieur.

$$\delta Q = 0 \Rightarrow du = \delta W \Rightarrow \Delta u = W$$

2.3.3 Transformations cycliques

Le système revient à l'état initial en effectuant un cycle de transformations :



$$\Delta u_{cycle} = u_A - u_A = 0$$

Or $\Delta u_{cycle} = Q_{cycle} + W_{cycle}$

On distinguera 2 cas :

– Si le système reçoit du travail :

$$W_{cycle} > 0 \Rightarrow Q_{cycle} < 0 \Rightarrow \text{Le}$$

Le système fournit de la chaleur au milieu extérieur.

- Si le système reçoit de la chaleur :

$Q_{cycle} > 0 \Rightarrow W_{cycle} < 0 \Rightarrow$ Le système fournit du travail

au milieu extérieur.

3. L'enthalpie (H)

L'enthalpie H est une fonction d'état définie par la relation :

$$H = u + PV$$

3.1 Transformation isobare

$$P = \text{Cte} = P_0$$

$$\Delta H = \Delta u + P_0 \Delta V$$

Or $\Delta u = Q + W$ et $W = - P_0 \Delta V$

En remplaçant dans l'expression :

$$\Delta H = Q - P_0 \Delta V + P_0 \Delta V$$

Finalemment :

$$\Delta H = Q (=Q_p)$$

Conclusion : La variation de l'enthalpie du système est égale à la chaleur échangée à pression constante

$$\Delta H = Q_P$$

3.2 Propriétés de l'enthalpie

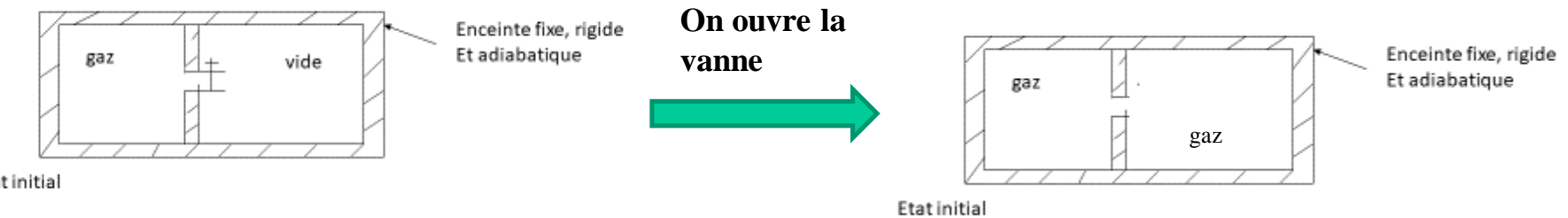
Propriété 1 : H est une fonction extensive.

En effet :

$H = u + PV$ et u est extensive ; PV est extensive

Propriété 2 : H est une fonction d'état

Propriété 3 : l'unité de H est le Joule



A l'état initial le gaz est enfermé dans le compartiment de gauche à P_1 et T_1 . On ouvre la vanne, le gaz se détend dans le compartiment de droite.

C'est une détente adiabatique dans le vide :

$$W = 0 \text{ (Paroi rigides)}$$

$$Q = 0 \text{ (Paroi adiabatiques)}$$

$$\begin{aligned}\Delta u &= W + Q \\ &= 0\end{aligned}$$

$$u_2 - u_1 = 0$$

$$u_1 = u_2 = \text{Cte}$$

5 Les propriétés énergétiques des gaz parfaits

5.1. Lois de Joule pour un gaz parfait

- **Première loi de Joule**

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température :

$$du = n \cdot C_V \cdot dT \quad \text{par integration} \quad \Delta u = n \cdot C_V \cdot \Delta T$$

- Deuxième loi de Joule

L'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température :

$$dH = nC_p dT$$

$$\Delta H = nC_p \Delta T$$

5.2 Transformation adiabatique réversible du gaz parfait - Loi de Laplace

1er principe : $du = \delta Q + \delta W$

Transformation adiabatique : $\delta Q = 0$

Donc le premier principe devient :

$$dU = \delta W$$

$$\text{avec } \delta W = -P_{ext}.dV$$

La transformation est réversible donc :

$$P_{ext} = P \text{ (P = Pression du gaz)}$$

$$du = \delta Q + \delta W \text{ or } \delta Q = 0 \text{ et } \delta W = -PdV$$

$$du = nc_v dT \quad \text{1}^{\text{ère}} \text{ loi de Joule}$$

$$-PdV = nc_v dT = -\frac{nRT}{V} dV \quad \text{Car } P = nRT/V$$

$$C_p - C_v = R \quad \text{Relation de Meyer pour une mole de G.P.}$$

$$\frac{R}{C_v} \cdot \frac{dV}{V} = -\frac{dT}{T}$$

$$\frac{C_p - C_v}{C_v} \cdot \frac{dV}{V} = -\frac{dT}{T} \text{ soit } \left(\frac{C_p}{C_v} - \frac{C_v}{C_v} \right) \cdot \frac{dV}{V} = -\frac{dT}{T} \quad \text{Par définition } \gamma = C_p/C_v$$

$$(\gamma - 1) \cdot \frac{dV}{V} = -\frac{dT}{T}$$

$$\ln T = -(\gamma - 1) \ln V + Cte$$

$$\ln T + (\gamma - 1) \ln V = Cte$$

$$\ln T + \ln V^{(\gamma-1)} = Cte$$

$$\ln T \times V^{(\gamma-1)} = Cte$$

$$T.V^{(\gamma-1)} = Cte$$

C'est la loi de Laplace en
Variables (T,V)

On peut également obtenir la loi de Laplace en variables

- (T, V)
- (ρ, P)
- (P, V)
- (P, T)

En variables (P,V) :

$$TV^{(\gamma-1)} = Cte \text{ or } T = \frac{PV}{nR} \text{ d'où } \frac{PV}{nR} V^{(\gamma-1)} = Cte$$

$$PV^\gamma = Cte$$

C'est la loi de Laplace en Variables (P,V)

En variables (P,V,T) :

$$PV^\gamma = Cte$$

4.3 Représentation dans le diagramme de Clapeyron

Loi de Laplace : $P.V^\gamma = Cte = K$

$$K > 0, \gamma > 1$$

$$P = \frac{K}{V^\gamma} \Rightarrow \text{Hyperbole.}$$

6. Propriétés thermoélastiques des G.P

6.1 Relation entre C_p et C_v (relation de Meyer)

Pour une mole de G.P , la chaleur échangée s'écrit :

$$\begin{aligned}\delta Q &= C_v dT + \ell dV \\ &= C_p dT + h dP \\ &= \lambda dP + \mu dV\end{aligned}$$

A pression constante ($P = Cte$)

$$C_v dT + \ell dV = C_p dT$$

$$(C_p - C_v) dT = \ell dV$$

$$(C_p - C_v) dT = P dV$$

$$(C_p - C_v) dT = R dT (n = 1)$$

6.2 Énergie interne et enthalpie

$$\begin{aligned} du &= \delta Q + \delta W = C_v dT + \ell dV - P dV \\ &= C_v dT + (\ell - P) dV \end{aligned}$$

A Température constante :

$$du = 0$$