

BILANS ÉNERGÉTIQUES

Sommaire



I. Bilans énergétiques

entre deux états d'équilibre connus

I.1. Le premier principe de la thermodynamique

I.2. Application aux gaz parfaits

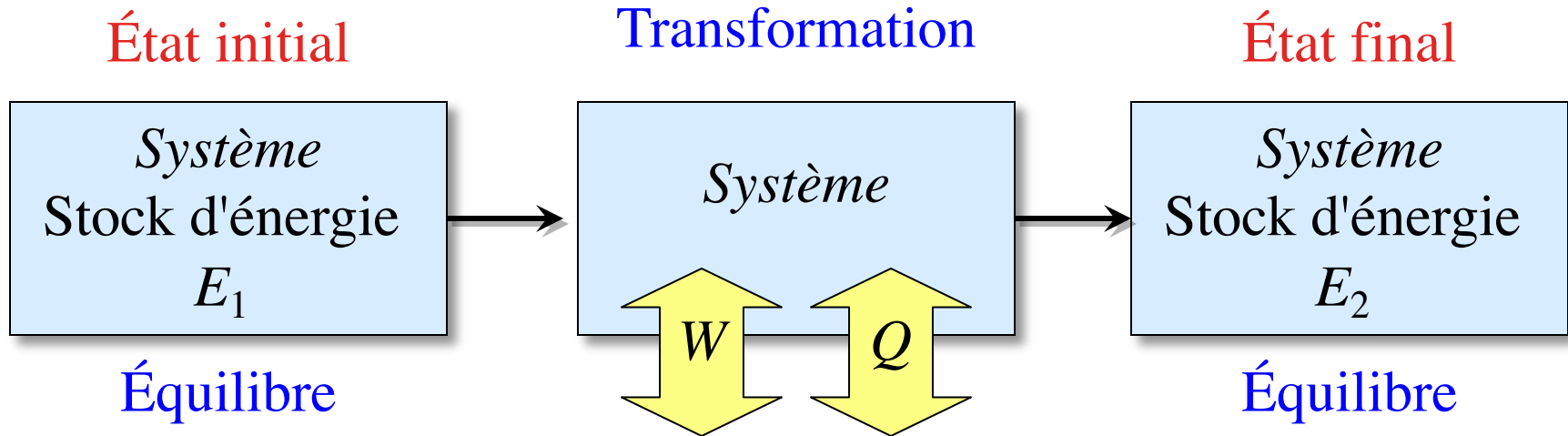


II. Prédiction de l'état final d'un système évoluant librement

III. Étude des corps purs réels

I.1. LE PREMIER PRINCIPE

- Bilan d'énergie lors d'une transformation



Systeme : variation du stock d'énergie

$$\Delta E = \Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U$$

$$E_2 - E_1 = (E_{c2} - E_{c1}) + (E_{p2} - E_{p1}) + (U_2 - U_1)$$

Milieu extérieur : fournit ou récupère par transferts d'énergie

$$W + Q$$

Énoncé du premier principe

Principe de CONSERVATION de l'énergie

Lors d'une transformation entre **deux états d'équilibre**, la variation d'énergie ΔE du système est la *somme algébrique* des énergies thermique Q et non thermique W (*travaux des forces extérieures*) échangées par le système avec le milieu extérieur :

$$\Delta E = W + Q$$

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = W + Q$$

Principe mathématique gouvernant TOUS les phénomènes physiques connus à ce jour

- Cas d'un **système ISOLÉ**

Pas d'échange de matière (système fermé) ni d'énergie avec le milieu extérieur

$W = 0$ et $Q = 0$ d'où

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = 0$$

*Toute variation quelconque de l'ensemble ou d'une partie d'un système isolé entraîne une **conversion** totale ou partielle d'une forme d'énergie en une autre forme d'énergie*

- Cas d'un **système AU REPOS**

$$\Delta E_c = \Delta E_p = 0$$




$$\Delta U = W + Q$$

Écriture différentielle (états d'équilibre infiniment proches)

$$dU = \delta W + \delta Q$$

- Cas d'une **transformation ISOCHORE** (*système au repos*)

- Travail ($\Delta V = 0$) : $W = 0$

- Transfert thermique : $Q_V = C_V \Delta T$  $\Delta U = C_V \Delta T$

- Premier principe : $\Delta U = Q_V$

La quantité de chaleur échangée lors d'une transformation isochore représente une *variation d'énergie interne* du système

- Cas d'une **transformation ADIABATIQUE** (*système au repos*)

*Système calorifugé, thermiquement isolé, ne pouvant effectuer **aucun transfert thermique** avec le milieu extérieur*

- Transfert thermique : $Q = 0$

- Premier principe : $\Delta U = W$

 $\Delta U = W$

Une transformation adiabatique n'est pas isotherme

~~$Q = 0 \Rightarrow \Delta T = 0$~~

• Cas d'une **transformation ISOBARE** (*système au repos*)

- Travail : $W = - P_0 \Delta V$
- Transfert thermique : $Q_P = C_P \Delta T$
- Premier principe : $Q_P = \Delta U - W$

$$Q_P = \Delta U + P_0 \Delta V = (U_2 - U_1) + P_0 (V_2 - V_1)$$

$$Q_P = (U_2 + P_0 V_2) - (U_1 + P_0 V_1)$$

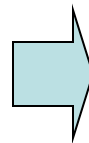
$$P_0 = P_1 = P_2$$

$$Q_P = (U_2 + P_2 V_2) - (U_1 + P_1 V_1)$$

$$Q_P = \Delta (U + PV)$$

Fonction d'état

$$Q_P = \Delta H$$



Enthalpie

$H = U + PV$

La quantité de chaleur échangée lors d'une transformation isobare représente une *variation d'enthalpie* du système

$$\Delta H = C_P \Delta T$$

- **Propriété remarquable** du premier principe

Les transferts d'énergie (Q et W) donnent accès
à la variation d'une fonction d'état
(U et H pour un système au repos, E dans le cas général)

Isobare	Isochore	Adiabatique	Isotherme
$\Delta H = C_P \Delta T$	$\Delta U = C_V \Delta T$	$\Delta U = W$	$\Delta U = W + Q$

U et H ne sont définies qu'à une *constante additive* près

- Cas des **solides** ou des **liquides**

États condensés peu compressibles

$$\Delta V = 0 \quad \Rightarrow \quad W = 0 \quad \text{et} \quad C_V = C_P$$

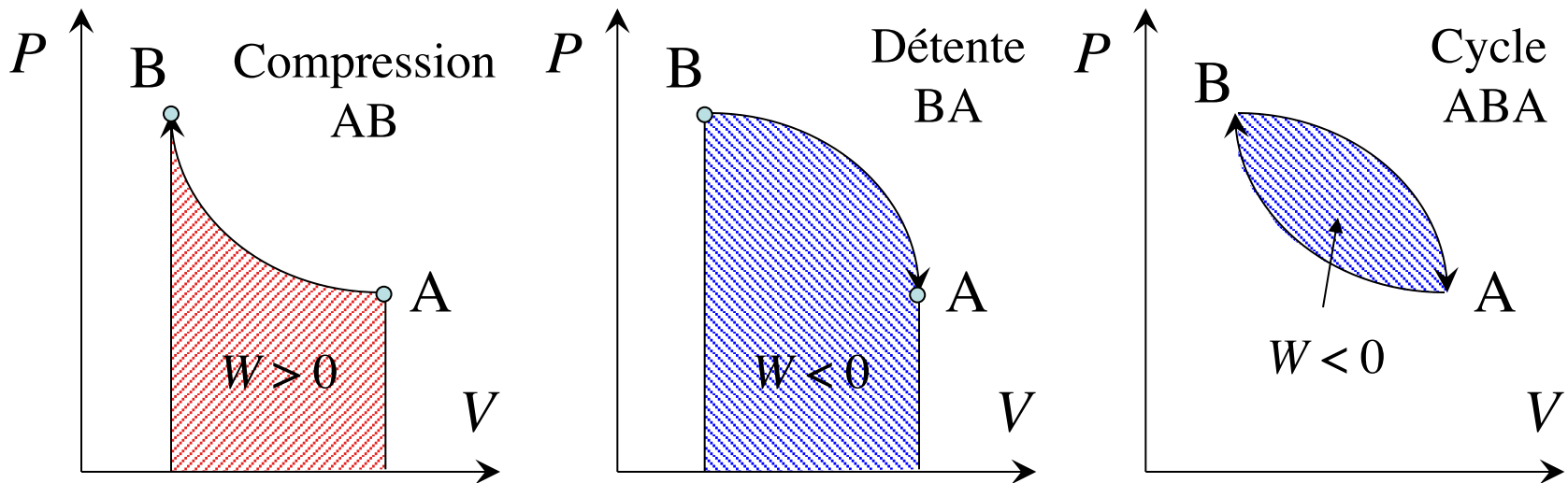
$$\Delta U = \Delta H = C \Delta T$$

• Cas d'une **transformation CYCLIQUE**

L'état final est identique à l'état initial : $U_2 = U_1$

$$\boxed{\Delta U = 0} \quad \Rightarrow \quad Q = -W$$

Travail représenté par l'**aire du cycle** dans un diagramme $P(V)$



- Cycle **moteur** : $W < 0$ (*rotation sens horaire*)
- Cycle **récepteur** : $W > 0$ (*sens trigonométrique*)

I.2. APPLICATION AUX GAZ PARFAITS

- **Énergie interne et enthalpie** des gaz parfaits

Gaz parfaits :
 U et H ne dépendent
que de la température



Quelle que soit la transformation

$$\Delta U = C_V \Delta T$$

$$\Delta H = C_P \Delta T$$

- **Capacités thermiques** des gaz parfaits

$$H = U + P V = U + n R T$$

$$\frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + n R$$

$$\frac{dH}{dT} = C_P \quad \text{et} \quad \frac{dU}{dT} = C_V$$

$$C_P - C_V = n R$$

$$\frac{C_P}{C_V} = \gamma$$

$$\frac{C_P}{C_V} - 1 = \frac{n R}{C_V} \quad 1 - \frac{C_V}{C_P} = \frac{n R}{C_P}$$

$$C_V = n \frac{R}{\gamma - 1}$$

$$C_P = n \frac{\gamma R}{\gamma - 1}$$

- **Capacités thermiques des gaz parfaits : synthèse**

$$\frac{C_P}{C_V} = \gamma$$

$$C_P - C_V = n R$$

GP <i>monoatomiques</i> (He, Ar...)	GP <i>diatomiques</i> (O ₂ , N ₂ , CO...)
$\gamma = \frac{5}{3} = 1,67$ $C_{m,V} = \frac{3}{2} R = 12,5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $C_{m,P} = \frac{5}{2} R = 20,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$	$\gamma = \frac{7}{5} = 1,40$ $C_{m,V} = \frac{5}{2} R = 20,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $C_{m,P} = \frac{7}{2} R = 29,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$$C_V = n \frac{R}{\gamma - 1}$$

$$C_P = n \frac{\gamma R}{\gamma - 1}$$

Transformation adiabatique

Transformation réversible élémentaire d'un GP en vase clos

$$(P, V, T) \rightarrow (P + dP, V + dV, T + dT)$$

- Premier principe : $dU = \delta W + \delta Q$
- Énergie interne gaz parfait : $dU = C_V dT$
- Travail réversible : $\delta W = -P dV$
- Transformation adiabatique : $\delta Q = 0$
- Équation d'état gaz parfait : $P dV + V dP = n R dT$
- Relation de Mayer : $C_P - C_V = n R$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} \quad \gamma P dV + V dP = 0 \quad \frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0$$

$P V^\gamma = \text{constante}$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma$$

- **Autres expressions équivalentes**

$$V = \frac{n R T}{P} \quad \boxed{P^{1-\gamma} T^\gamma = \text{constante}} \quad P = \frac{n R T}{V} \quad \boxed{T V^{\gamma-1} = \text{constante}}$$

- **Transformation adiabatique : travail échangé**

$$\delta W = -P dV = -P V^\gamma \frac{dV}{V^\gamma}$$

$$W = -P V^\gamma \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^\gamma} = \frac{P V^\gamma}{\gamma - 1} \left(V_2^{1-\gamma} - V_1^{1-\gamma} \right)$$

$$P V^\gamma = P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma = \text{constante}$$

$$\boxed{W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}}$$

Autre expression :

$$W = \frac{n R}{\gamma - 1} (T_2 - T_1)$$

- **Isothermes et adiabatiques** dans le diagramme $P(V)$

Isotherme : $PV = c^{te}$

$$\frac{dP}{P} + \frac{dV}{V} = 0$$

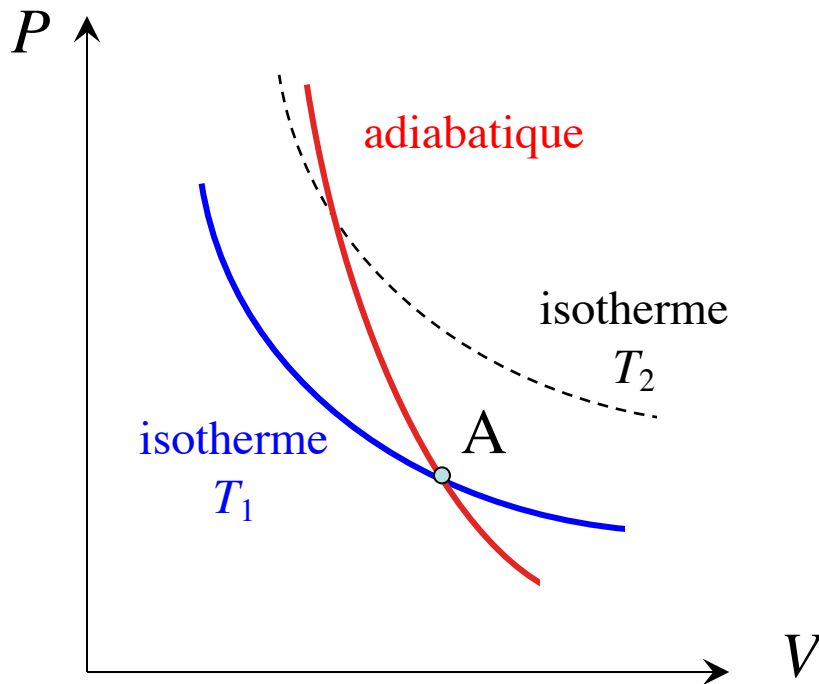
pente : $\frac{dP}{dV} = - \frac{P}{V}$

Adiabatique : $PV^\gamma = c^{te}$

$$\frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0$$

pente : $\frac{dP}{dV} = - \gamma \frac{P}{V}$

$(\gamma > 1)$



Dans un diagramme $P(V)$, la pente associée à une transformation adiabatique est **toujours supérieure** à celle associée à une transformation isotherme.

Synthèse

Transformations réversibles d'un gaz parfait en vase clos

$$\Delta U = m c_V \Delta T$$

$$\Delta H = m c_P \Delta T$$

Transformation		Travail	Chaleur
Isobare	$\Delta P = 0$	$W = - P \Delta V$	$Q = \Delta H$
Isochore	$\Delta V = 0$	$W = 0$	$Q = \Delta U$
Isotherme	$\Delta T = 0$ $\Delta U = 0$	$W = nRT_0 \ln \frac{P_2}{P_1}$	$Q = - W$
Adiabatique	$\Delta T \neq 0$	$W = \Delta U$	$Q = 0$
Cyclique	$\Delta U = 0$	$W = - Q$	

Toutes les transformations : $PV = nRT$

Transformations adiabatiques : $PV^\gamma = \text{constante}$