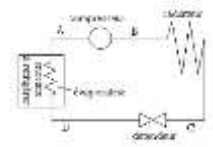


ACTIVITÉ ENTHALPIE CYCLE THERMODYNAMIQUE



1. L'ENTHALPIE

1. Définition

L'enthalpie est une grandeur thermodynamique définie par :

$$H = U + PV$$

- U est l'énergie interne du fluide,
- P est la pression,
- V est le volume.

Elle représente l'énergie totale disponible pour échange par de la chaleur à pression constante.

L'enthalpie, c'est une façon de mesurer l'énergie totale d'un système, en tenant compte :

- de l'énergie interne (celle contenue dans les molécules),
- et de l'énergie liée à la pression et au volume (comme quand un gaz pousse sur les parois d'un récipient).

Exemple : Quand on chauffe de l'eau à pression atmosphérique, l'énergie qu'on lui donne (la chaleur) augmente son enthalpie.

b. Gaz parfait

L'enthalpie dépend uniquement de la température : $H = c_p \cdot T$

Si la température augmente $\rightarrow$ H augmente.

Si la température diminue $\rightarrow$ H diminue.

Elle ne dépend pas directement de la pression ou du volume (contrairement aux fluides réels).

c. Changement d'état

$$\Delta H = m \cdot L = H_{\text{final}} - H_{\text{initial}}$$

La température reste constante pendant toute la condensation. Pourtant, l'enthalpie diminue fortement car on passe de la phase vapeur à la phase liquide. Cette diminution correspond à la chaleur latente de condensation :

Exemple : Pour l'eau à 100 °C : $h_{\text{vapeur}} \approx 2676 \text{ kJ/kg}$, $h_{\text{liquide}} \approx 419 \text{ kJ/kg}$ donc : $\Delta h \approx 2257 \text{ kJ/kg}$

Calculer la variation d'enthalpie lors de la condensation d'un kilogramme d'eau

$\Delta H = H_{\text{liquide}} - H_{\text{vapeur}}$ donc : $\Delta H \approx 419 - 2676 = -2257 \text{ kJ/kg}$ le système libère 2257 kJ de chaleur par kilogramme d'eau condensée (exothermique) Lors d'une condensation, la température reste constante, mais l'enthalpie diminue fortement : le système libère de la chaleur.

2. LES DIFFERENTES TRANSFORMATIONS

- Isenthalpique : l'enthalpie reste constante $\rightarrow \Delta H = 0$

Cela peut impliquer un échange de chaleur ou pas, selon le contexte.

Exemple : détente de Joule-Thomson (à travers une vanne) $\rightarrow$ pas de chaleur échangée, pas de travail, mais enthalpie constante.

- Adiabatique : il n'y a aucun échange de chaleur avec l'extérieur $\rightarrow Q = 0$

Exemple : compression rapide d'un gaz dans une seringue fermée : le gaz se réchauffe, mais aucune chaleur n'est échangée avec l'extérieur.

- Isentropique : l'entropie reste constante $\rightarrow \Delta S = 0$

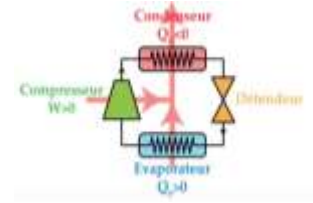
Cela implique : Pas d'échange de chaleur (adiabatique), pas de désordre supplémentaire (donc réversible). Transformation réversible (pas de frottements, pas de pertes).

Exemple : compression ou détente idéale d'un gaz dans un piston, très lente et sans pertes.

- Isotherme : la température reste constante $\rightarrow \Delta T = 0$

Exemple : détente d'un gaz dans un piston en contact avec un thermostat : le gaz se dilate tout en gardant la même température grâce à un échange de chaleur avec l'extérieur.

3. CYCLE THERMODYNAMIQUE DES MACHINES RECEPTRICES



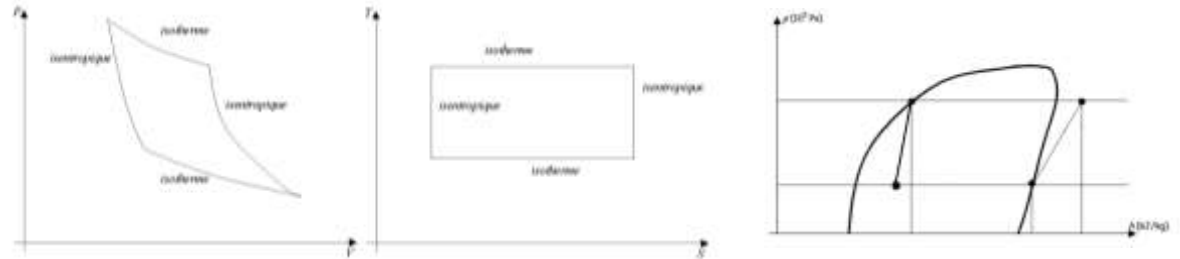
I. Fonctionnement idéal

Le cycle de Carnot inversé est un cycle idéal, entièrement réversible (un cycle est réversible si $\Delta S = 0$)

Diagramme (T,S)

- **deux** transformations **isothermes** (T constante), échanges de chaleur isotherme.
- **deux** transformations **adiabatiques isentropiques** (réversibles). Compression et détente isentropiques, verticale (isentropique idéale),

Sur le diagramme T-S, il forme un rectangle parfait.



Pour calculer l'efficacité maximale d'un réfrigérateur, on suppose un cycle idéal réversible, d'après l'égalité de Clausius ($\Delta S=0$) on a alors :

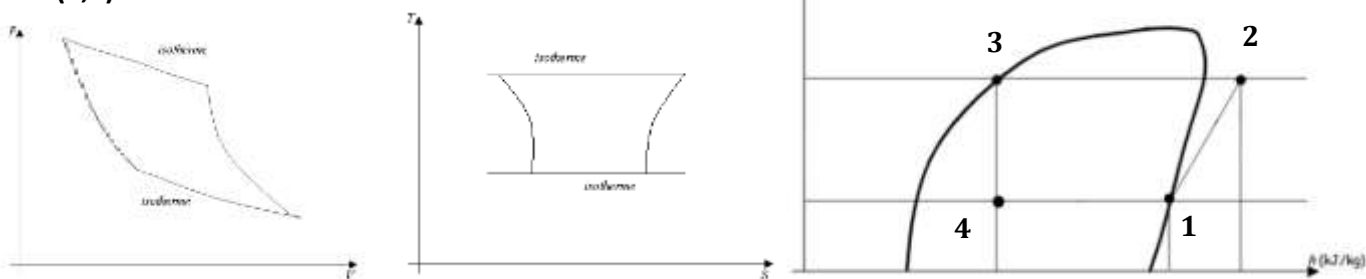
Réfrigérateur $e_{\max} = T_F / (T_C - T_F)$	et	PAC $e_{\max} = T_C / (T_C - T_F)$
--	----	------------------------------------

II. Fonctionnement réel

Dans le cycle frigorifique réel, le cycle frigorifique réel forme une boucle irrégulière $\Delta S \neq 0$:

- compression **adiabatique mais pas isentropique**, pertes mécaniques penchée vers la droite ($\Delta S > 0$),
- condensation **isobare isotherme** horizontale vers la gauche,
- détente **isenthalpique adiabatique**, irréversible, penchée vers la droite ($\Delta S > 0$), détente Joule-Thomson, les pertes de pression sont irréversibles $\rightarrow$ pas isentropique (l'entropie augmente).
- l'évaporation **isobare isotherme** horizontale vers la droite.

Diagramme (T,S)



1-2 **COMPRESSION ADIABATIQUE** $W = H_2 - H_1$ ($W > 0$)

2-3 **CONDENSATION ISOTHERME** $Q_C = H_3 - H_2$ ($Q_C < 0$)

3-4 **DETENTE ISENTHALPIQUE** $H_3 = H_4$

4-1 **ÉVAPORATION ISOTHERME** $Q_F = H_1 - H_3$ ($Q_F > 0$)

Réfrigérateur $e_{\text{réel}} = Q_F / W$	et	Pac $e_{\text{réel}} = - Q_C / W$
---	----	-----------------------------------

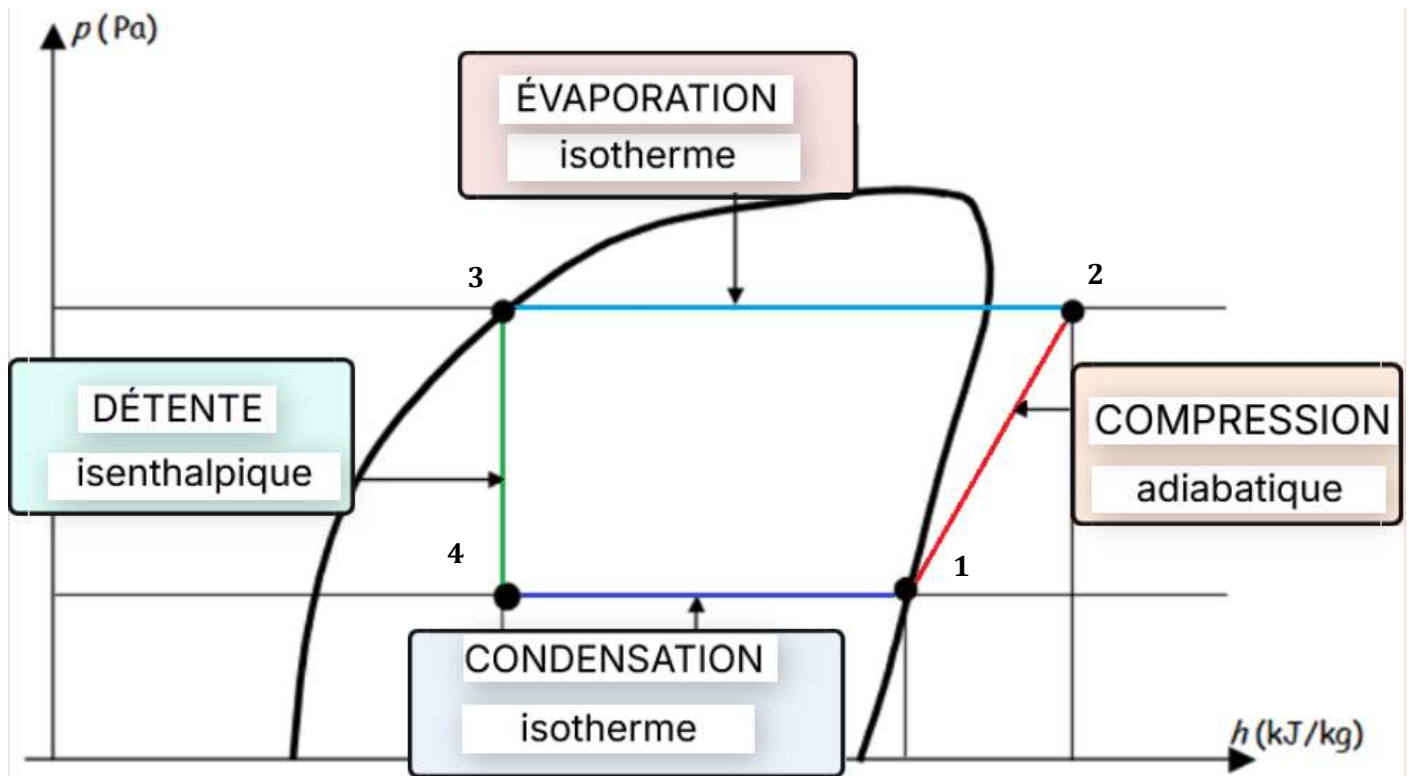
Exercice 1 : Les différentes transformations

Associez chaque transformation à son expression littérale en déplaçant les étiquettes

- Isenthalpique : $\Delta H = 0$
- Isentropique : $\Delta S = 0$
- Adiabatique : $\Delta Q = 0$
- Isotherme : $\Delta T = 0$
- Isobare : $\Delta P = 0$

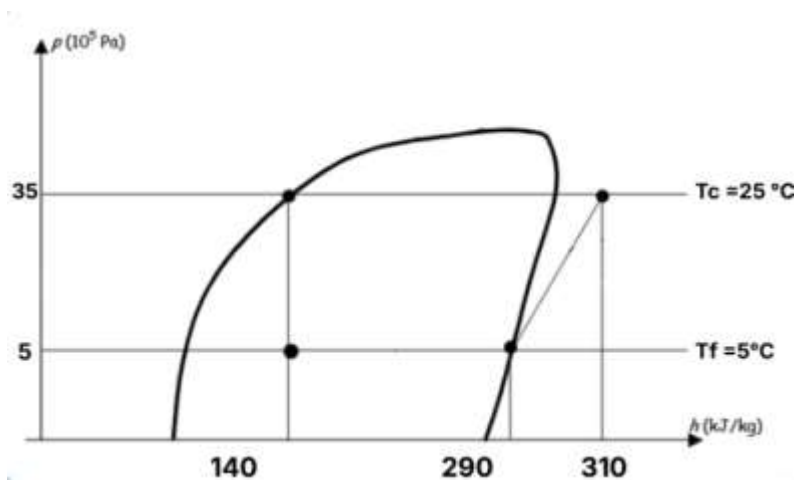
Exercice 2 : Diagramme de Mollier et cycle réel

Donnez le nom de chaque étape du cycle thermodynamique réel



Exercice 3 : FRIGO

Déterminer la chaleur dans le condenseur Q_{cond} , la chaleur dans l'évaporateur $Q_{\text{évap}}$ et le travail du compresseur W puis en déduire le $\text{COP}_{\text{réel}}$ et le COP_{max} du cycle d'un FRIGO



$$Q_{\text{cond}} = h_3 - h_2 = 140 - 310 = -170 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

$$\text{COP}_{\text{réel}} = Q_{\text{évap}} / W = 150 / 20 = 7,5$$

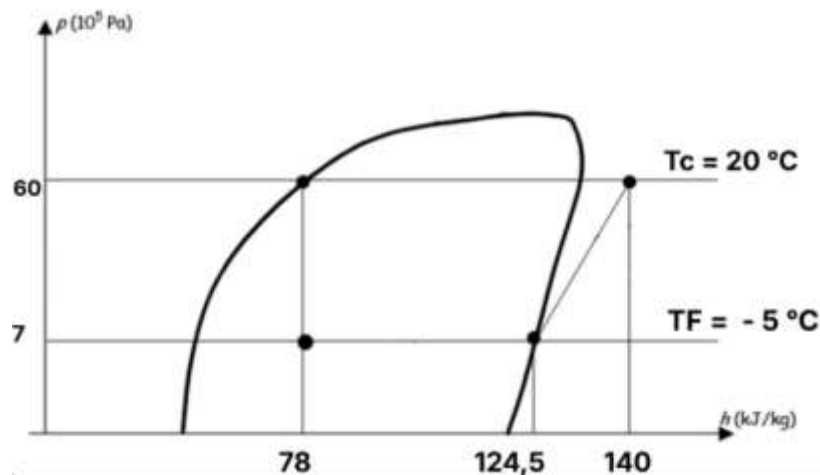
$$Q_{\text{évap}} = h_1 - h_4 = 290 - 140 = 150 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

$$\text{COP}_{\text{max}} = T_f \div \Delta T = (273,15 + 5) \div (25 - 5) = 278,15 \div 20 = 13,9$$

$$W = h_2 - h_1 = 310 - 290 = 20 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

Exercice 4 : PAC

Déterminer la chaleur dans le condenseur Q_{cond} , la chaleur dans l'évaporateur $Q_{\text{évap}}$ et le travail du compresseur W puis en déduire le $\text{COP}_{\text{réel}}$ et le COP_{max} du cycle d'une PAC



$$Q_{\text{cond}} = h_3 - h_2 = 78 - 140 = -62 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

$$\text{COP}_{\text{réel}} = -Q_{\text{cond}} / W = -(-62) / 15,5 = 4$$

$$Q_{\text{évap}} = h_1 - h_4 = 124,5 - 78 = 46,5 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

$$\text{COP}_{\text{max}} = T_c \div \Delta T = (273,15 + 20) \div (20 - (-5)) = 293,15 \div 25 = 11,726$$

$$W = h_2 - h_1 = 140 - 124,5 = 15,5 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

4. COMPARAISON ENTRE LES TRANSFORMATIONS

A. Isenthalpique VS Adiabatique

Une transformation isenthalpique n'est pas forcément adiabatique.

Isenthalpique : l'enthalpie reste constante $\rightarrow \Delta H = 0$

Adiabatique : il n'y a aucun échange de chaleur $\rightarrow Q = 0$

Ces deux conditions sont indépendantes :

Une transformation peut être isenthalpique sans être adiabatique (par exemple, si elle échange de la chaleur mais compense par un travail ou un changement d'énergie interne).

Une transformation peut être adiabatique sans être isenthalpique (comme une détente adiabatique dans un piston, où l'enthalpie change).

Exemple :

- Détente de Joule-Thomson : adiabatique et isenthalpique $\rightarrow$ cas particulier.
- Compression adiabatique d'un gaz : adiabatique mais pas isenthalpique $\rightarrow$ l'enthalpie augmente.

B. Isenthalpique VS Isentropique

Une transformation isenthalpique n'est pas forcément isentropique.

- Isenthalpique : l'enthalpie reste constante $\rightarrow \Delta H = 0$
- Isentropique : l'entropie reste constante $\rightarrow \Delta S = 0$

Ces deux conditions sont indépendantes :

Une transformation peut être isenthalpique sans être isentropique, car elle peut être irréversible et impliquer des frottements ou des pertes (donc une augmentation d'entropie).

Une transformation peut être isentropique sans être isenthalpique, car même si elle est réversible et adiabatique, l'enthalpie peut varier (par exemple, si la température change).

Exemples :

- Détente de Joule-Thomson : isenthalpique mais pas isentropique $\rightarrow$ irréversible, l'entropie augmente.
- Détente isentropique d'un gaz dans un piston : isentropique mais pas isenthalpique $\rightarrow$ réversible et adiabatique, l'enthalpie diminue.

C. Adiabatique VS Isentropique

Une transformation adiabatique n'est pas forcément isentropique. Une transformation isentropique est toujours adiabatique et réversible.

Adiabatique : il n'y a aucun échange de chaleur avec l'extérieur $\rightarrow Q = 0$

Isentropique : l'entropie reste constante $\rightarrow \Delta S = 0$

Ces deux conditions sont liées mais pas équivalentes :

Une transformation peut être adiabatique sans être isentropique si elle est irréversible (présence de frottements, turbulences, pertes). Dans ce cas, il n'y a pas d'échange de chaleur, mais l'entropie augmente.

Une transformation est isentropique seulement si elle est adiabatique et réversible.

Exemples :

- Compression rapide d'un gaz dans un piston : adiabatique mais pas isentropique $\rightarrow$ irréversible, l'entropie augmente.
- Détente isentropique d'un gaz dans une turbine idéale : adiabatique et réversible $\rightarrow$ donc isentropique.

D. Réversibilité et entropie

Une transformation réversible = aucune production d'entropie → $\Delta S_{\text{univers}} = 0$

- Si l'entropie **augmente** ($\Delta S > 0$), cela signifie qu'il y a des **pertes irréversibles** (frottements, turbulence, laminage, dissipation).
- Donc **le cycle n'est pas réversible** dès qu'une étape produit de l'entropie.

E. Compression dans le cycle frigorifique

La compression dans un réfrigérateur, réalisée au niveau du compresseur, possède des caractéristiques thermodynamiques spécifiques :

Compression idéale

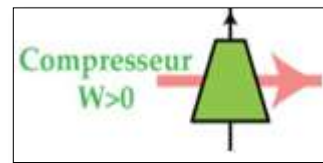
- Adiabatique : pas d'échange de chaleur avec l'extérieur ($Q = 0$).
- Isentropique : si la compression est réversible (pas de frottements, pas de pertes).
- Pas isenthalpique : l'enthalpie augmente (pression et température montent).

Compression réelle

- Adiabatique : le compresseur est isolé thermiquement.
- Pas parfaitement isentropique : il y a des pertes (frottements, échauffement), donc $\Delta S > 0$.
- $\Delta H > 0$: l'enthalpie augmente.

Résumé dans le compresseur :

- Compression idéale : **adiabatique + isentropique**. ($\Delta S = 0$).
- Compression réelle : **adiabatique mais non isenthalpique non isentropique**. ($\Delta S > 0$)
- L'enthalpie augmente ($\Delta H > 0$) car la pression et la température du fluide augmentent.



F. Détente dans le cycle frigorifique

La détente dans un réfrigérateur, réalisée au niveau du détendeur ou du capillaire, possède des caractéristiques thermodynamiques spécifiques :

Détente idéale

- Adiabatique → aucun échange de chaleur ($Q = 0$),
- Isentropique → entropie constante ($\Delta S = 0$),
- Pas isenthalpique → l'enthalpie varie ($\Delta H \neq 0$), car une partie de l'énergie interne se transforme en travail (avec une turbine).

Détente réelle

- Elle est adiabatique : il n'y a pas d'échange de chaleur avec l'extérieur ($Q = 0$).
- Elle est isenthalpique : l'enthalpie reste constante pendant la détente ($\Delta H = 0$).
- Elle n'est pas isentropique : la transformation est irréversible, ce qui entraîne une augmentation d'entropie ($\Delta S > 0$)

Pourquoi $\Delta H = 0$ même si le volume augmente ?

L'enthalpie est définie par la relation $H = U + PV$, où U est l'énergie interne, P la pression et V le volume. Lors de la détente, la pression chute fortement et le volume augmente. Cependant, l'énergie interne U diminue de manière à compenser l'augmentation du terme PV , ce qui permet à l'enthalpie H de rester constante. Cette détente provoque une baisse de température, ce qui permet de produire du froid.

Dans un détendeur : La chute de pression est **brutale**, il y a **turbulences, pertes de charge, dissipation interne**. Même sans frottement, le laminage est **irréversible**. L'entropie augmente → jamais isentropique.

Résumé dans le détendeur :

- Détente idéale : **adiabatique + isentropique** ($\Delta S = 0$).
- Détente réelle : **adiabatique + isenthalpique mais non isentropique**. ($\Delta S > 0$).
- L'entropie ($\Delta S > 0$) car le désordre dans le fluide augmente.

