

PREPARATION À L'EXAMEN

Si vous avez des questions:

Envoyez moi un email: anna.sfyrla@unige.ch

Ou

Venez demander!!

7/1/2019 – 11/1/2019

10:30 – 12:00

213 B – 2ème étage

École de physique

(de preference après avoir envoyé un email!)

THERMODYNAMIQUE

1^{er} principe de la thermodynamique

Travail, chaleur et énergie interne

Transformations d'état

Cycles et machines thermiques

Rendement d'une machine thermique

Cycle de Carnot

Moteur de Stirling

2^{ème} principe de la thermodynamique, Entropie

PGC-11

LA THERMODYNAMIQUE

La thermodynamique c'est l'étude de l'énergie thermique E_T :

son transfert
sa transformation
sa dissipation

Une entité telle qu'une bouteille de gaz ou un moteur est appelée *un système*.

Tout ce qui ne fait pas partie du système est appelé *milieu extérieur* ou *environnement*.

Un système peut interagir avec le milieu extérieur et

- recevoir ou fournir de la chaleur à travers ses parois.
- échanger un travail mécanique.

Un système peut être complètement *isolé* de son environnement

- pas d'échanges thermiques ni de travail.

PREMIER PRINCIPE

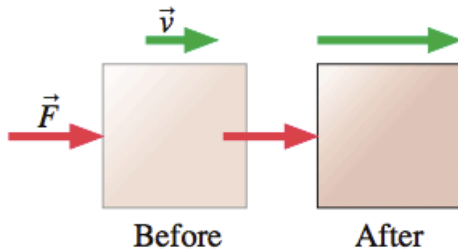
1^{er} PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

L'énergie ne peut être ni créée ni détruite, mais seulement transférée d'un système à un autre ou transformée d'une forme en une autre.

TRAVAIL

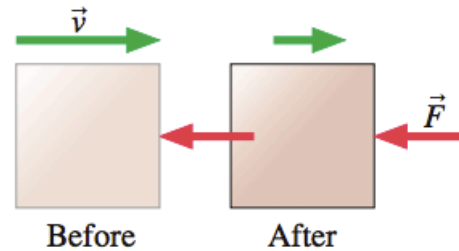
$$W = \vec{F} \cdot \Delta \vec{l}$$

FIGURE 17.3 The sign of work.



Work is *positive* when the force is in the direction of motion.

- The force causes the object to speed up.
- Energy is transferred from the environment to the system.
- The system's energy increases.



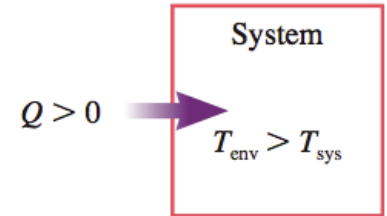
Work is *negative* when the force is opposite to the motion.

- The force causes the object to slow down.
- Energy is transferred from the system to the environment.
- The system's energy decreases.

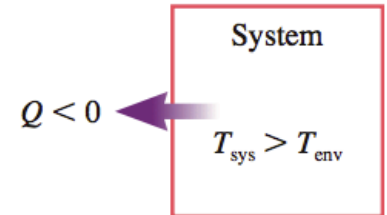
TRAVAIL, CHALEUR

FIGURE 17.11 The sign of heat.

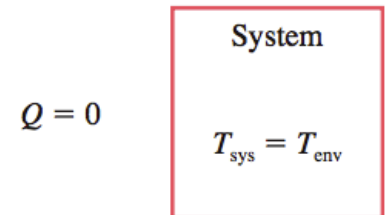
(a) Positive heat



(b) Negative heat



(c) Thermal equilibrium

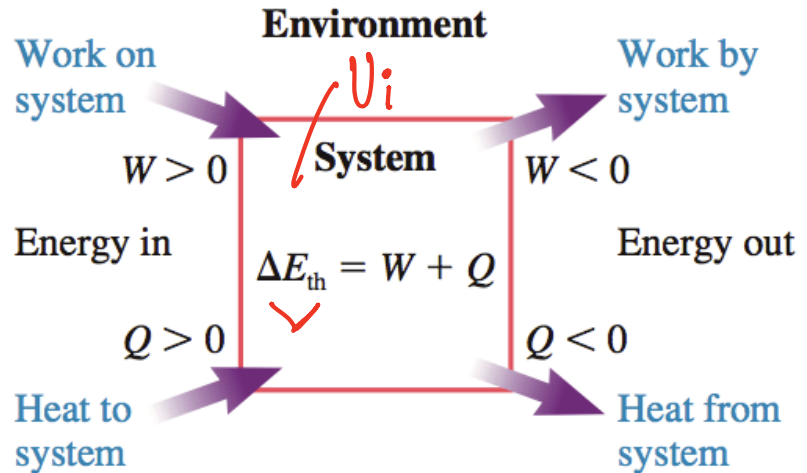


TRAVAIL, CHALEUR ET ÉNERGIE INTERNE

$$U = \overline{E_{cm}} = (n N_A) \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) = \frac{3}{2} n R T$$

$$\Delta U = Q + W$$

FIGURE 17.12 The thermodynamic energy model.



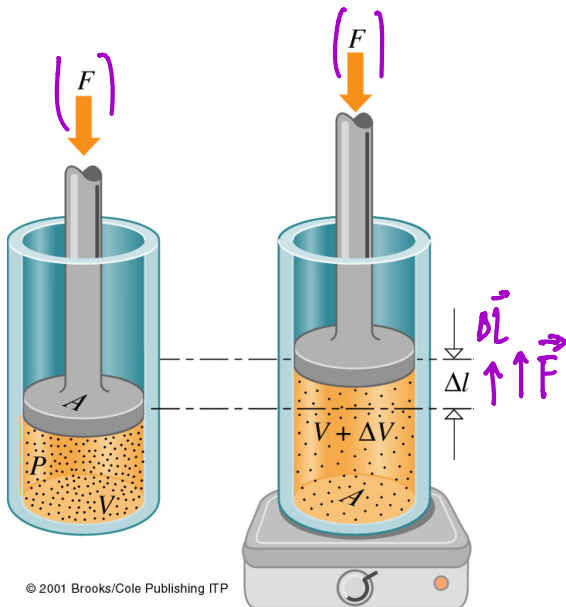
TRAVAIL ET LE PREMIER PRINCIPE

$$W = \vec{F} \cdot \Delta \vec{L} = F \cdot \Delta l = PA \Delta L = P \cdot \underline{\underline{\Delta V}}$$

$$V_i \text{ à } V_f :$$

$$W = \int dW = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

$$W_s = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$



$$(+)$$
 $dV \downarrow$

gain gaz

$$(-)$$
 $dV \uparrow$

perte gaz.

TRANSFORMATIONS

$$P, V, T$$
$$PV = nRT$$

$T = \text{const}$ Isotherme

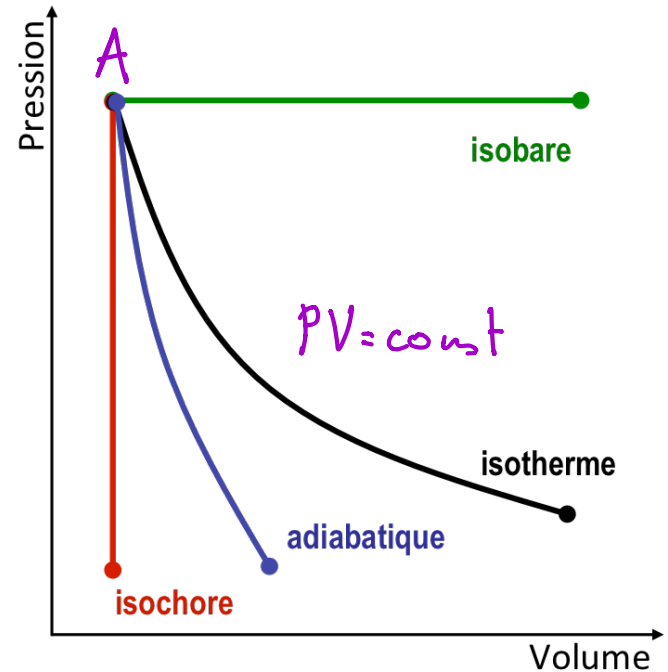
$P = \text{const}$ Isobare

$V = \text{const}$ Isochore

$\Delta Q = 0$ Adiabatique.

Réversibles $A \rightarrow B$ $B \rightarrow A$

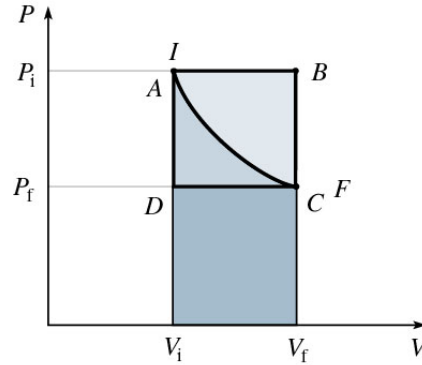
Irreversibles $A \rightarrow B \neq B \rightarrow A$



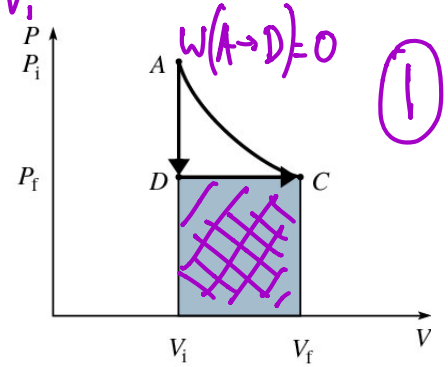
TRAVAIL ET LE PREMIER PRINCIPE

Travail c'est pas
une variable d'
Etat.

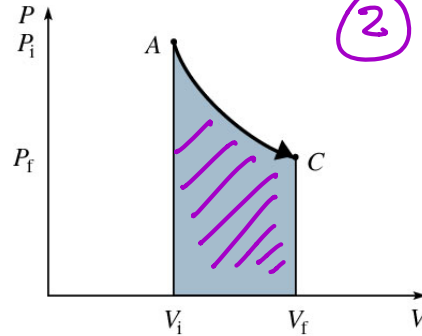
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$



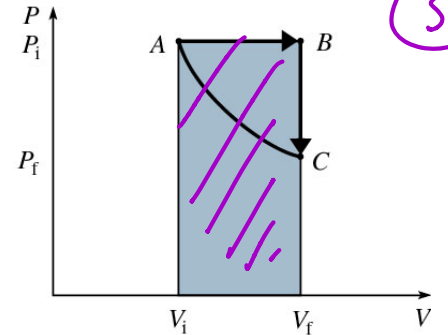
(a)



(c)



(b)



(d)

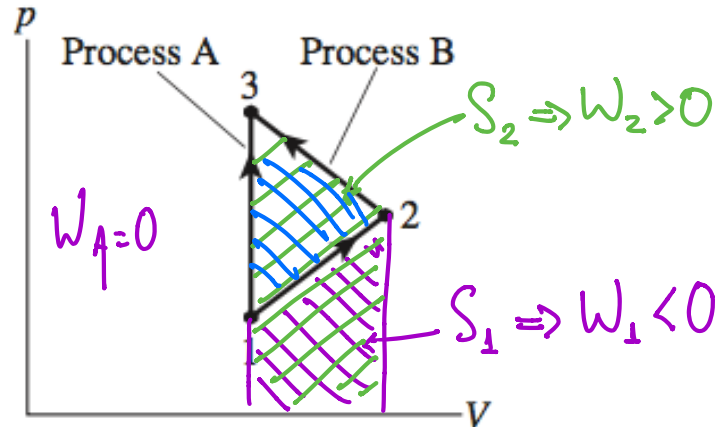
QUESTION

Two processes take an ideal gas from state 1 to state 3. Compare the work done by process A to the work done by process B.

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

$$W_{\text{TOT}} = W_1 + W_2 > 0$$

$$W_A = 0$$



- $W_A = W_B = 0$
- $W_A = W_B$ but neither is zero
- $W_A > W_B$
- $W_A < W_B$

$$\Delta U = Q + W_s$$

TRANSFORMATION ISOTHERME

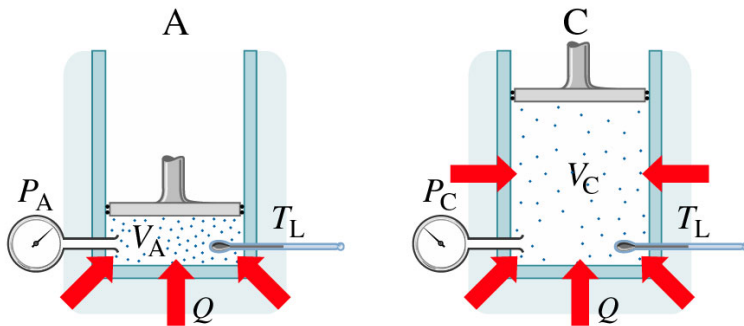
$$T = \text{constante}$$

$$\Delta T = 0 \Leftrightarrow \Delta U = 0 \Leftrightarrow Q = -W_s = W$$

$$PV = nRT = \text{const} \Rightarrow PV = \text{const} \Rightarrow P \propto \frac{1}{V}$$

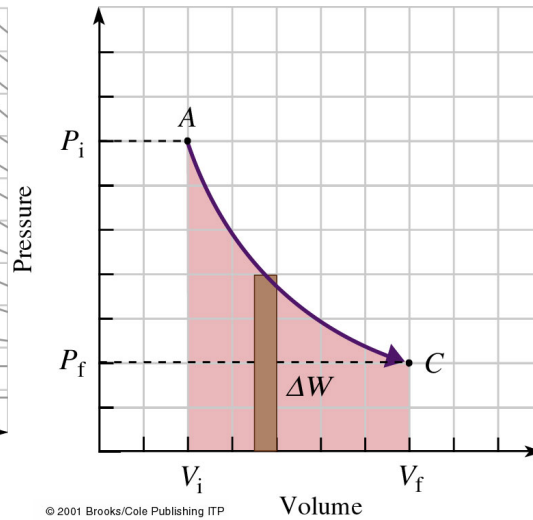
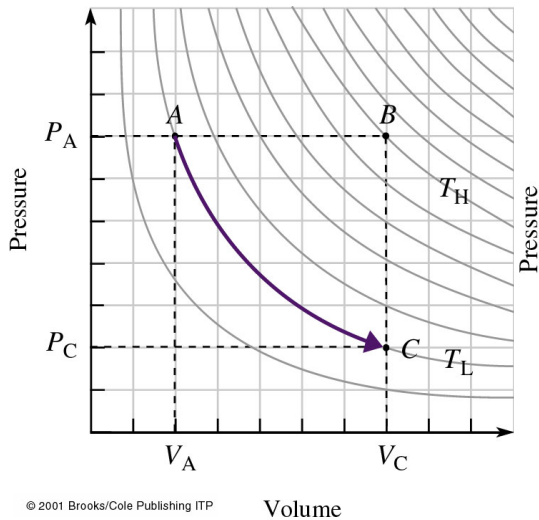
$$W_s = -\int P dV = -nRT \int \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_F}{V_i} \Rightarrow$$

$$W_s = -nRT \ln \frac{V_F}{V_i}$$



TRANSFORMATION ISOTHERME

$$W_s = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = -nRT \ln \frac{P_i}{P_f}$$



$$\Delta U = Q + W$$

TRANSFORMATION ISOCHORE ET ISOBARE

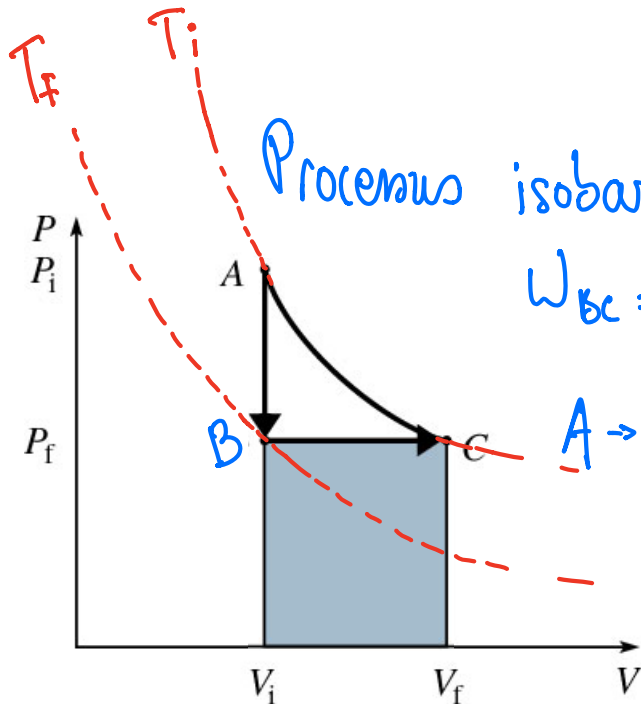
Processus isochore
isovolumique AB $V = \text{const}$

$$\Delta V = 0 \Rightarrow W_{AB} = 0$$

Processus isobare BC $P = \text{const}$

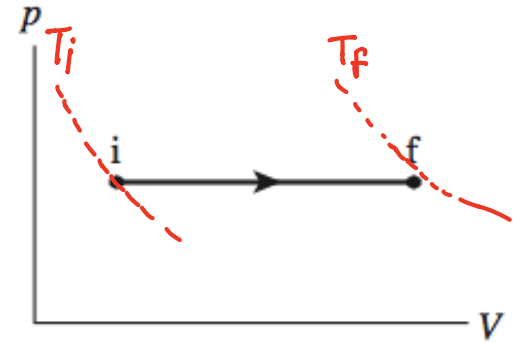
$$W_{BC} = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = - P_c (V_c - V_A) = - P_c \Delta V$$

$$A \rightarrow C : W_{AC} = W_{BC} + W_{AB} = - P_c \Delta V = - \frac{nRT}{V_c} (V_c - V_A)$$

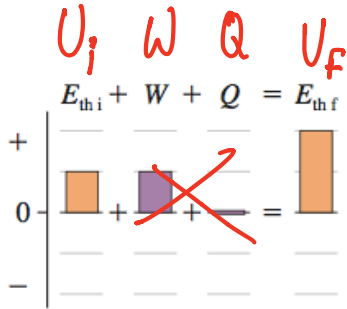


Le travail d'un processus thermodynamique dépend de la façon dont on passe de l'état initial au final.
Le travail n'est pas une variable d'état.

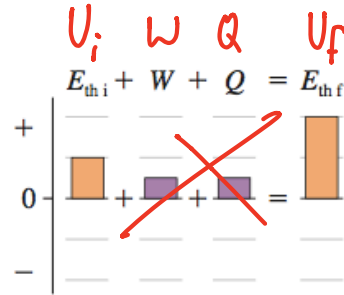
QUESTION



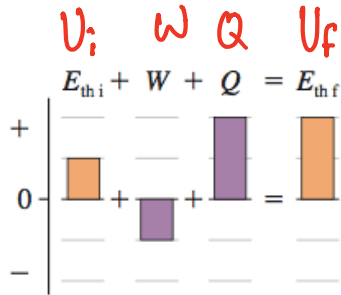
$$W = -P \cdot \Delta V$$



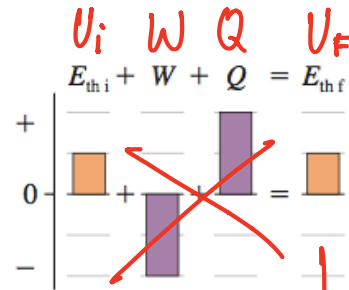
(a)



(b)



(c)



(d)

↳ Pas possible:
 $U_i \neq U_f$ puisque $T_i \neq T_f$

$$Q = mc\Delta T$$

CAPACITÉ CALORIFIQUE MOLLAIRE À VOLUME CONSTANT

$$\begin{aligned} \Delta U = Q_v + W \\ \Delta V = 0 \Rightarrow W = 0 \end{aligned} \left\{ \Rightarrow \Delta U = Q_v = mc\Delta T = n C_v \Delta T \Rightarrow \right.$$

$(m_c = n C_v) \Rightarrow C_v = \frac{1}{n} \frac{\Delta U}{\Delta T} \quad \textcircled{1}$

$$U = \frac{3}{2} nRT \Rightarrow \Delta U = \frac{3}{2} nR \Delta T \Rightarrow \frac{\Delta U}{\Delta T} = \frac{3}{2} nR \quad \textcircled{2}$$

$$\textcircled{1}, \textcircled{2} \Rightarrow C_v = \frac{3}{2} R \quad \text{d'où}$$

$$U = \frac{3}{2} nRT = n C_v T \quad \text{et}$$

$$\boxed{\Delta U = n C_v \Delta T}$$

CAPACITÉ CALORIFIQUE MOLLAIRE À PRESSION CONSTANTE

$$\Delta U = Q_p + W$$

$$W = -P\Delta V = -P \frac{nR\Delta T}{P} = -nR\Delta T \quad \Rightarrow$$

$$\Delta U = nC_v\Delta T$$

$$Q_p = nC_p\Delta T$$

$$\cancel{nC_v\Delta T} = \cancel{nC_p\Delta T} - \cancel{nR\Delta T} \Rightarrow$$

$$C_v = C_p - R$$

TRANSFORMATION ADIABATIQUE

$$\Delta Q = 0 \Leftrightarrow \Delta U = W$$

$$PV^\gamma = \text{const}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{const}$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

DEGRÉ DE LIBERTÉ

$$\gamma = \frac{5/2}{3/2} = 1.67 \quad \text{gaz monoatomique}$$

$$\gamma = 1.40 \quad \text{gaz diatomique}$$

$$\gamma \approx 1.30 \quad \text{gaz polyatomique}$$

