THERMODYNAMIQUE

PGC-22

LA THERMODYNAMIQUE

E_T : Energie Thermique

- Transfert
- Transformat.
- Dissipation

"Système"
"Milieu exterieur", "environment"

"Isolé" : Pas de transfert, ni travail

PREMIER PRINCIPE

1er PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

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

TRAVAIL, CHALEUR ET ÉNERGIE INTERNE

$U = \frac{3}{2} nRT$

Q, W TRANFERT D' ENERGIE.

Convention:

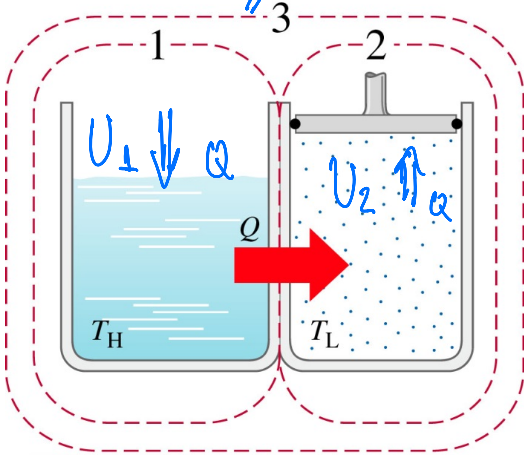
$Q > 0$: Fournie

$Q < 0$: perte

$W > 0$: gain

$W < 0$: perte

$\Delta U_3 = 0$



$$Q = \Delta U - W_s$$

Q: quant. Chaleur Fournie

ΔU: augment de énergie interne

W_s: Travail executé par le système

TRANSFORMATIONS

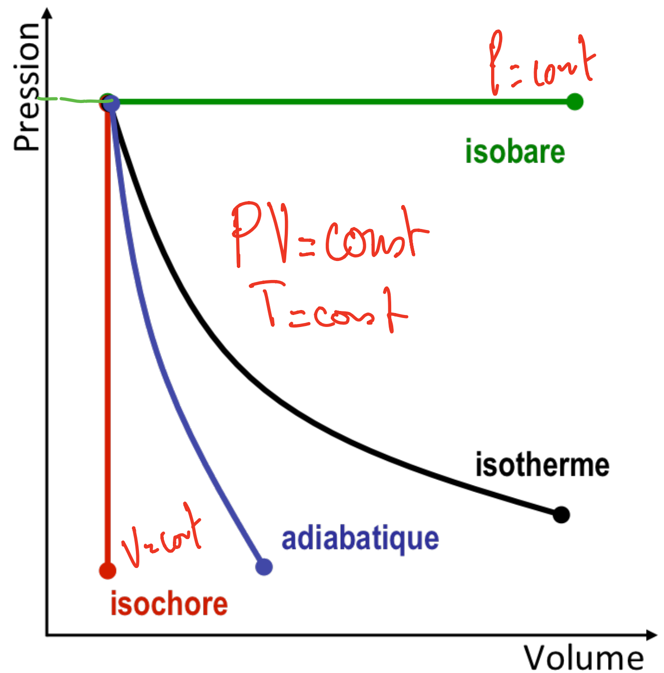
P, V, T

$PV = nRT$

* Isotherme : T = constante
* Isobare : P = constante
* Isochore : V = constant
* Adiabatique : $\Delta Q = 0$

* Réversible chemin A → B
  B → A
  quasi-statique

* IRREVERSIBLE



TRAVAIL ET LE PREMIER PRINCIPE

$$W_s = \vec{F} \cdot d\vec{l} = -(P \cdot A)\,dl = -P(A\,dl) = -P\,dV$$

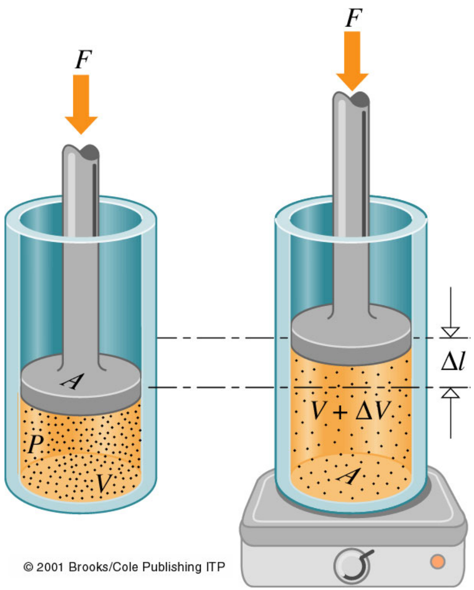
$$W_s = -P \cdot dV$$

V_i à V_f

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

Volume $\Uparrow$ $W_s\,(-)$

$\Downarrow$ $W_s\,(+)$

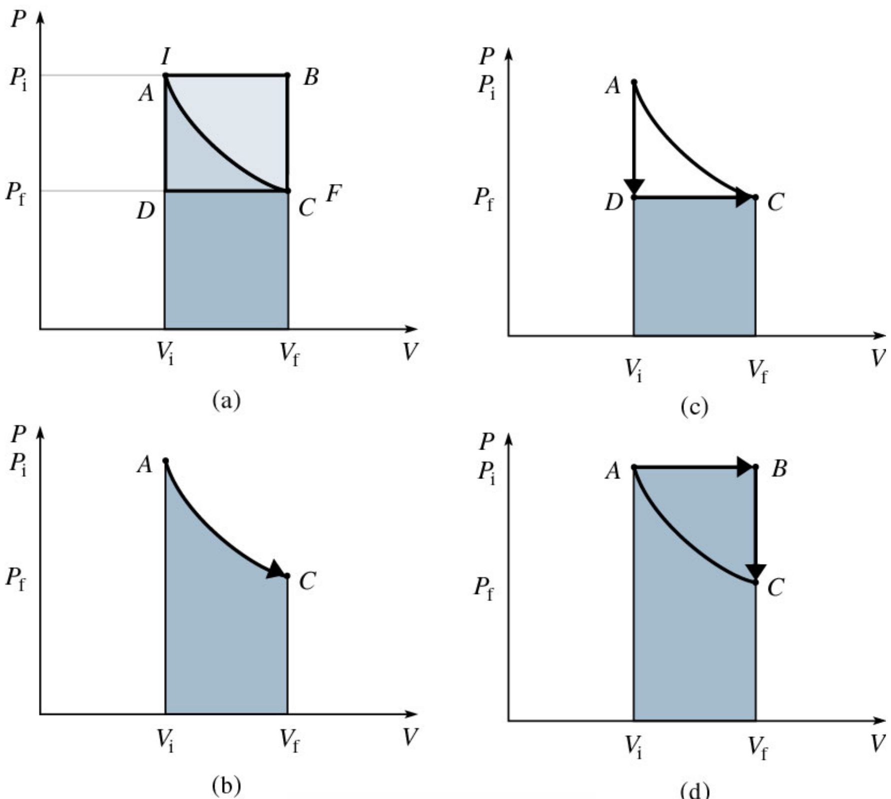


TRAVAIL ET LE PREMIER PRINCIPE

Aire sous P-V

A → C

Depend de la manière



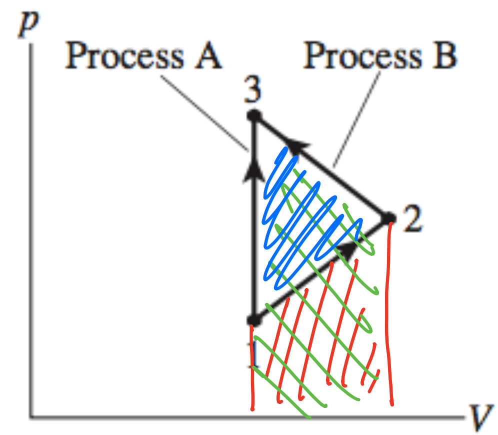
QUESTION

$$W_{1\to 3} = W_{1\to 2} + W_{2\to 3}$$

$$W_{1\to 2} \quad (-)$$

$$W_{2\to 3} \quad (+)$$

$$W_{1\to 3} = |W_{2\to 3}| - |W_{1\to 2}|$$



a. $W_A = W_B = 0$
b. $W_A = W_B$ but neither is zero
c. $W_A > W_B$
d. $W_A < W_B$

TRANSFORMATION ISOTHERME

$\int \frac{1}{x} dx$

$T = \text{const.}$

$\Delta T = 0 \Rightarrow \Delta U = 0$

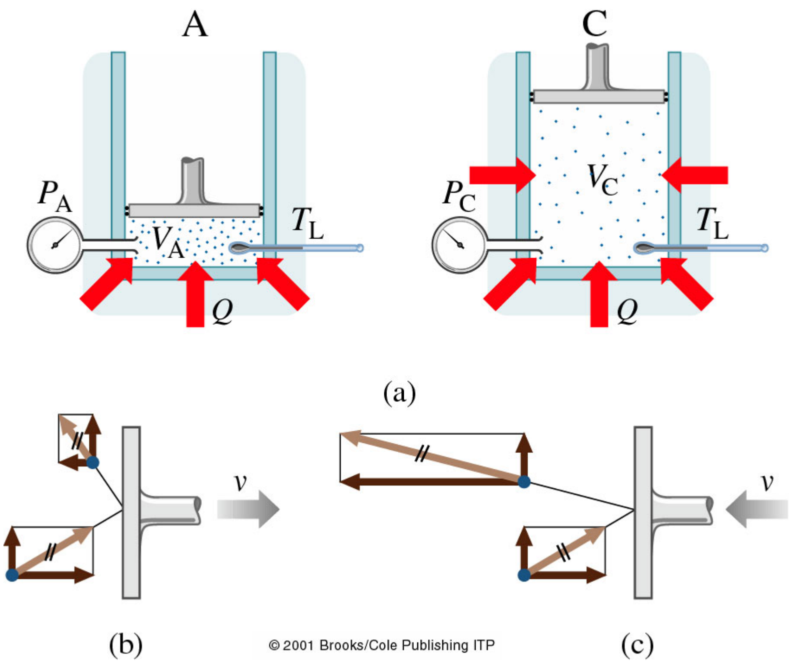
$Q = -W$

$PV = nRT \Rightarrow PV = \text{const} \Rightarrow$

$P \propto \frac{1}{V}$

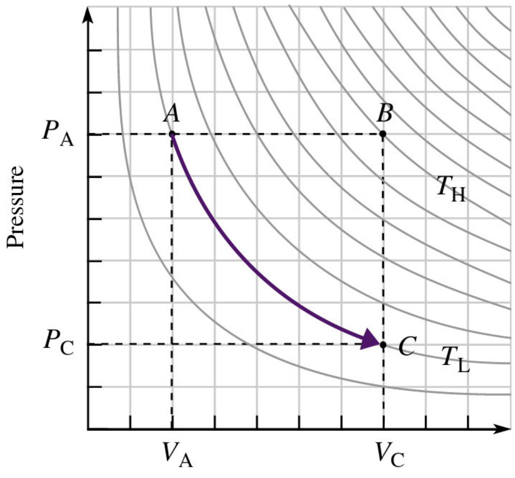
$W = -\int P(V)\, dV \Rightarrow$

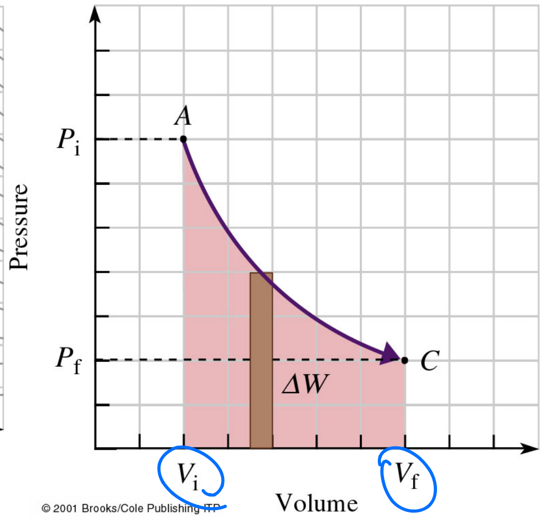
$$W = -nRT \ln \frac{V_F}{V_i} = -nRT \ln \frac{P_F}{P_i}$$



TRANSFORMATION ISOTHERME

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





TRANSFORMATION ISOCHORE ET ISOBARE

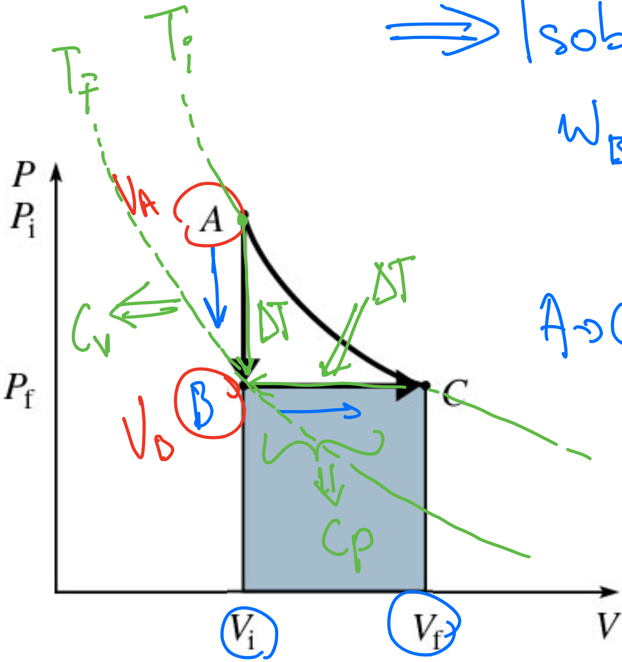
Isovolumique / Isochore $A \to B$ $V = \text{const}$

$\Delta V = 0 \Rightarrow W_{A\to B} = 0$

$\Rightarrow$ Isobare $B \to C$ $P = \text{const}$

$$W_{B\to C} = -\int_{V_i}^{V_f} P\,dV = -P(V_c - V_A) = -P_c \cdot \Delta V$$

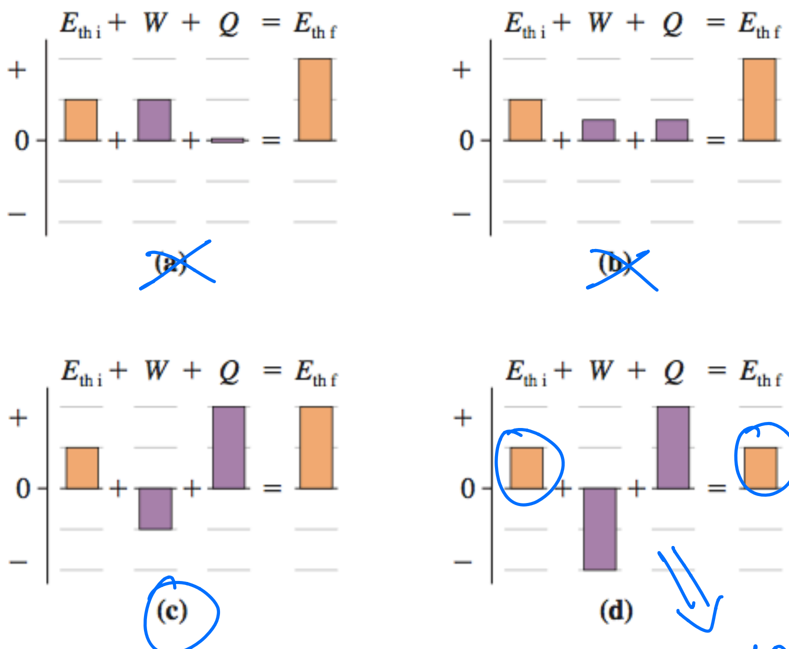
$$A \to C: \quad W_{A\to C} = W_{A\to B} + W_{B\to C} = -P_c \Delta V = -\frac{nRT}{V}\Delta V$$

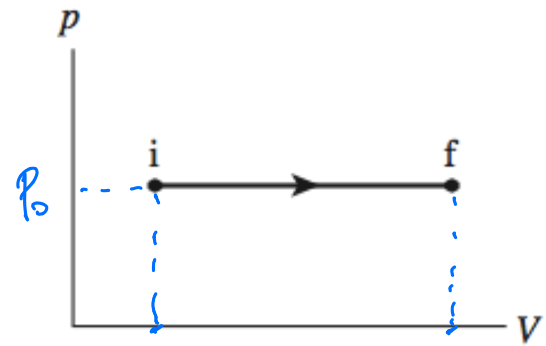


Le travail d'un processus thermodynamique dépend de la façon dont on passe de l'état initial au final. Le travail n'est pas une variable d'état.

QUESTION

$E_{th} = U$





$W = -P_0 \, \Delta V$

$Q = \Delta U - W$

$pV = nRT$

$V \Uparrow \Rightarrow T \Uparrow$

$|Q| = |W| \Rightarrow \Delta U = 0$ (pas possible puisque $\Delta T \neq 0$)

CAPACITÉ CALORIFIQUE MOLAIRE À VOLUME CONSTANT

C_V

$Q = C_V m \Delta T$

$\Delta U = Q_V + W = n C_V \Delta T + W$

$\Delta V = 0 \Rightarrow W = 0 \Rightarrow C_V = \frac{1}{n} \frac{\Delta U}{\Delta T}$

Toute la chaleur sert entierement à accroitre l'energie interne.

Mais $U = \frac{3}{2} n R T \Rightarrow \Delta U = \frac{3}{2} n R \Delta T$

D'où $C_V = \frac{3}{2} R$

et d'où $U = \frac{3}{2} n R T = n C_V T$ et $\Delta U = n C_V \Delta T$

Equations valables pour tout gaz. Consid. valeur juste pour C_V!

CAPACITÉ CALORIFIQUE MOLAIRE À PRESSION CONSTANTE

C_p

$Q = C_p\, n\, \Delta T$ ⇒ Chaleur necessaire pour augmenter la temperature de ΔT pour n moles de gaz.

Notez! Même ΔT que pour C_v ⇒ même ΔU!

$\Delta U = Q_p + W$

$W = -P\Delta V = -P\dfrac{nR\Delta T}{P} = -nR\Delta T$

voir diagramme page 11

$\Delta U = nC_v\Delta T$ et $Q = nC_p\Delta T$

Alors $nC_v\Delta T = nC_p\Delta T - nR\Delta T$

$\Rightarrow \boxed{C_v = C_p - R}$