

Thermodynamique

II-3/4

Phs 2101

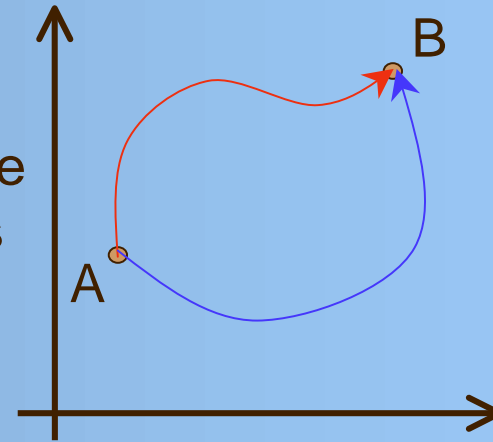
Automne 2001

<http://www.crm.umontreal.ca/~physnum>

4. PREMIER PRINCIPE

Nous avons évoqué le premier principe sans le nommer en écrivant que la variation d'énergie totale d'un système est égale aux échanges d'énergie sous forme de travail et/ou de chaleur:

$$U_{A,B} = W_{A \rightarrow B} + Q_{A \rightarrow B}$$



$U_{A,B} = U_B - U_A$ ne dépend pas du chemin A->B alors que $W_{A \rightarrow B}$ et $Q_{A \rightarrow B}$ dépendent de l'évolution suivie par le système pour aller de A vers B. Infinitésimalement, on exprime cela par

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

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

Variation
de l'énergie du système

Échanges d'énergie
avec l'extérieur

Précisons la composition de **l'énergie totale**:
On distingue trois différentes contributions:

- l'énergie cinétique (vitesse)
- l'énergie potentielle (position dans un champ de pesanteur)
- l'énergie interne, intrinsèque à la substance.

Précisons donc ces trois types de contributions en remplaçant dU par dE

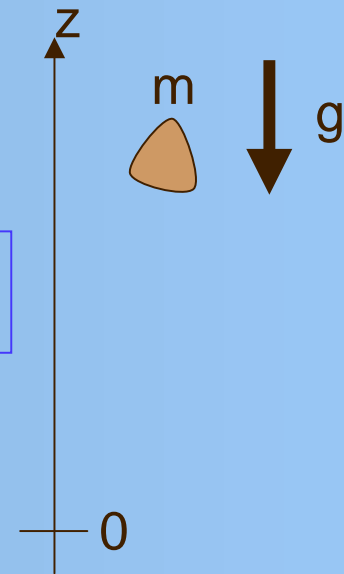
$$dU \rightarrow dE = dU + dE_{\text{cin.}} + dE_{\text{pot.}}$$

où, maintenant, dU représente la variation d'énergie interne (qui ne dépend ni de la position ni de la vitesse du système). Ainsi, la première loi de la thermodynamique est

$$dU + dE_{\text{cin.}} + dE_{\text{pot.}} = \delta W + \delta Q$$

$$E_{\text{cin.}} = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow d E_{\text{cin.}} = m v dv$$

$$E_{\text{pot.}} = m g Z \rightarrow d E_{\text{cin.}} = m g dZ$$



Conclusion: la première loi s'énonce ainsi

la variation d'énergie totale,

$$dE = dU + m\mathbf{v}d\mathbf{v} + m g dZ$$

est égale aux échanges

$$\delta W + \delta Q$$

Ou encore (sur un chemin A->B):

$$U_B - U_A + \frac{m}{2} (v_B^2 - v_A^2) + m g (Z_B - Z_A) = Q_{A \rightarrow B} + W_{A \rightarrow B}$$

$$dU + m\mathbf{v}d\mathbf{v} + m g dZ = \delta W + \delta Q$$

vitesse constante
et altitude constante

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

$$dU \xrightarrow{\text{sommation}} \int_A^B dU = U_B - U_A$$

$$\delta W \xrightarrow{\text{sommation}} \int_A^B \delta W = W_{A \rightarrow B}$$

$$\delta Q \xrightarrow{\text{sommation}} \int_A^B \delta Q = Q_{A \rightarrow B}$$

L'enthalpie:

on considère une évolution à pression constante:

$$\delta W = -P dV \xrightarrow{\text{sommation } P \text{ const.}} W_{A \rightarrow B} = -P(V_B - V_A)$$

Donc:

$$U_B - U_A = -P(V_B - V_A) + Q_{A \rightarrow B}$$

C'est-à-dire:

$$U_B + PV_B - U_A - PV_A = Q_{A \rightarrow B}$$

$$U_B + PV_B - U_A - PV_A = Q_{A \rightarrow B}$$

Soit $H = U + PV$ On obtient: $H_B - H_A = Q_{A \rightarrow B}$

On introduit l'énergie interne par unité de masse, u

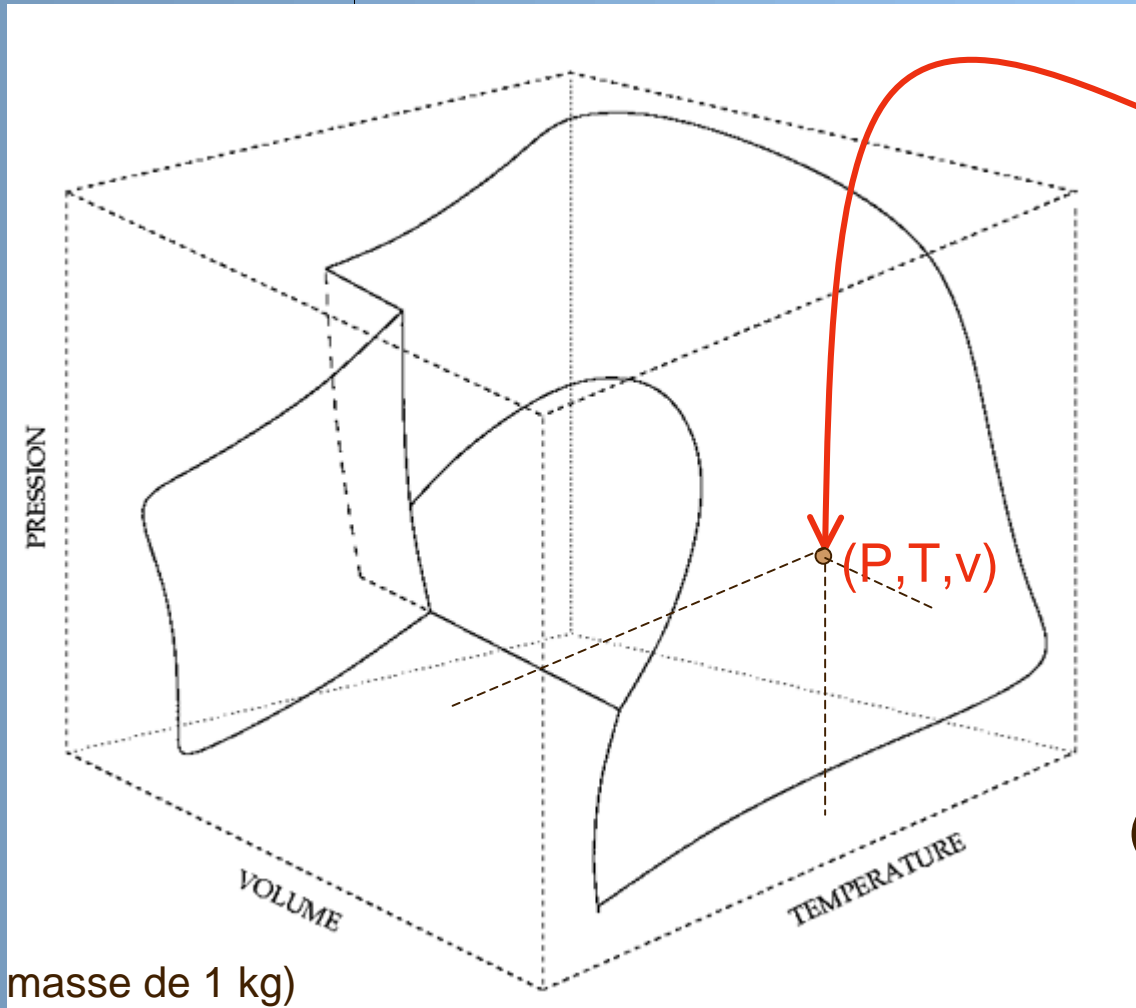
$$H = m u + m P v$$

Volume massique

$$h = \frac{H}{m} \Rightarrow h = u + P v$$

Enthalpie massique

Énergie interne massique



u :
énergie int.

$h = u + P v$:
enthalpie

(Voir Tables)

(pour une masse de 1 kg)

Chaleurs Massiques

$$dU = \delta W + \delta Q \quad \Rightarrow \quad \delta Q = dU + P dV$$

$$C_V \stackrel{\text{def}}{=} \frac{1}{m} \left(\frac{\delta Q}{\delta T} \right)_{V \text{ const.}}$$

V constant $\rightarrow dV=0$ donc $\delta Q = dU = m du$

$$C_V = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_{V \text{ const.}}$$

Chaleurs Massiques (suite)

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

$$\Rightarrow \delta Q = dH - P dV - V dP + P dV$$

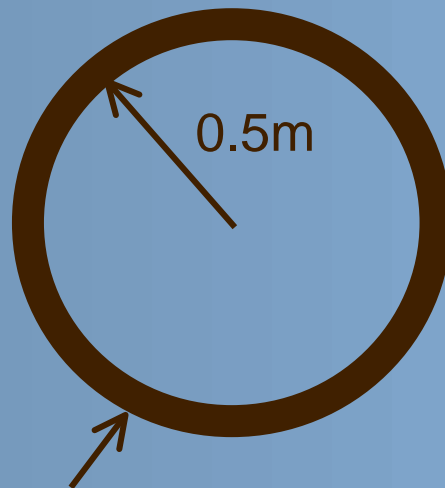
$$\Rightarrow \delta Q = dH - V dP$$

$$C_P \stackrel{\text{def}}{=} \frac{1}{m} \left(\frac{\delta Q}{\delta T} \right)_{P \text{ const.}}$$

P constante $\rightarrow dP = 0$ donc $\delta Q = dH = m dh$

$$C_P = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_{P \text{ const.}}$$

Exemple:



épaisseur: 1cm

$$C_P = \frac{1}{m} \left(\frac{\delta Q}{\delta T} \right)_{P \text{ const.}}$$

Initialement, cette sphère d'Al est à 25 °C
A la fin, elle est à 146.1 °C.

Question: quelle est la quantité de chaleur
qu'il a fallu fournir ?

Table A.7 (p. 729):

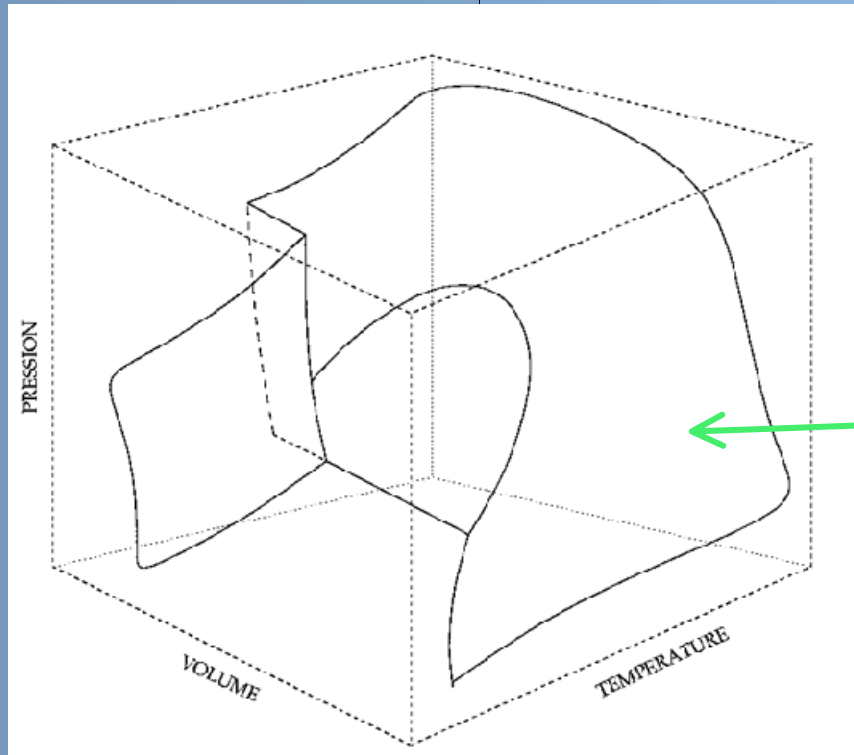
Al : $C_P = 0.9 \cdot 10^3 \text{ J/kg/K}$ et $\rho = 2700 \text{ kg/m}^3$

$$\Rightarrow Q_{Al} = m C_P \Delta T = \rho \cdot \text{Vol.} \cdot C_P \Delta T$$

On trouve $Q_{al} = 2404.9 \text{ kJ}$

Cas des gaz parfaits (GP)

Pour une masse de GP de 1 Kg: $P v = R T$

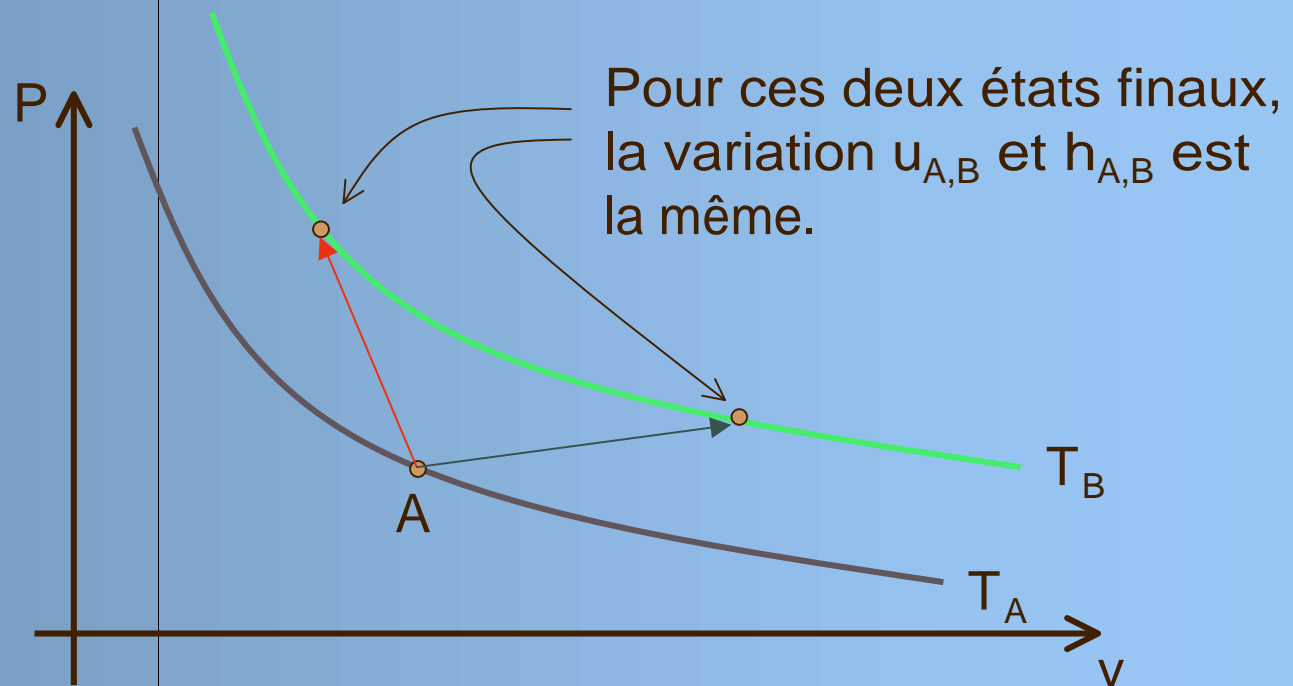


C'est un modèle pour décrire la partie « vapeur » du diagramme de phases pour certaines substances pures.

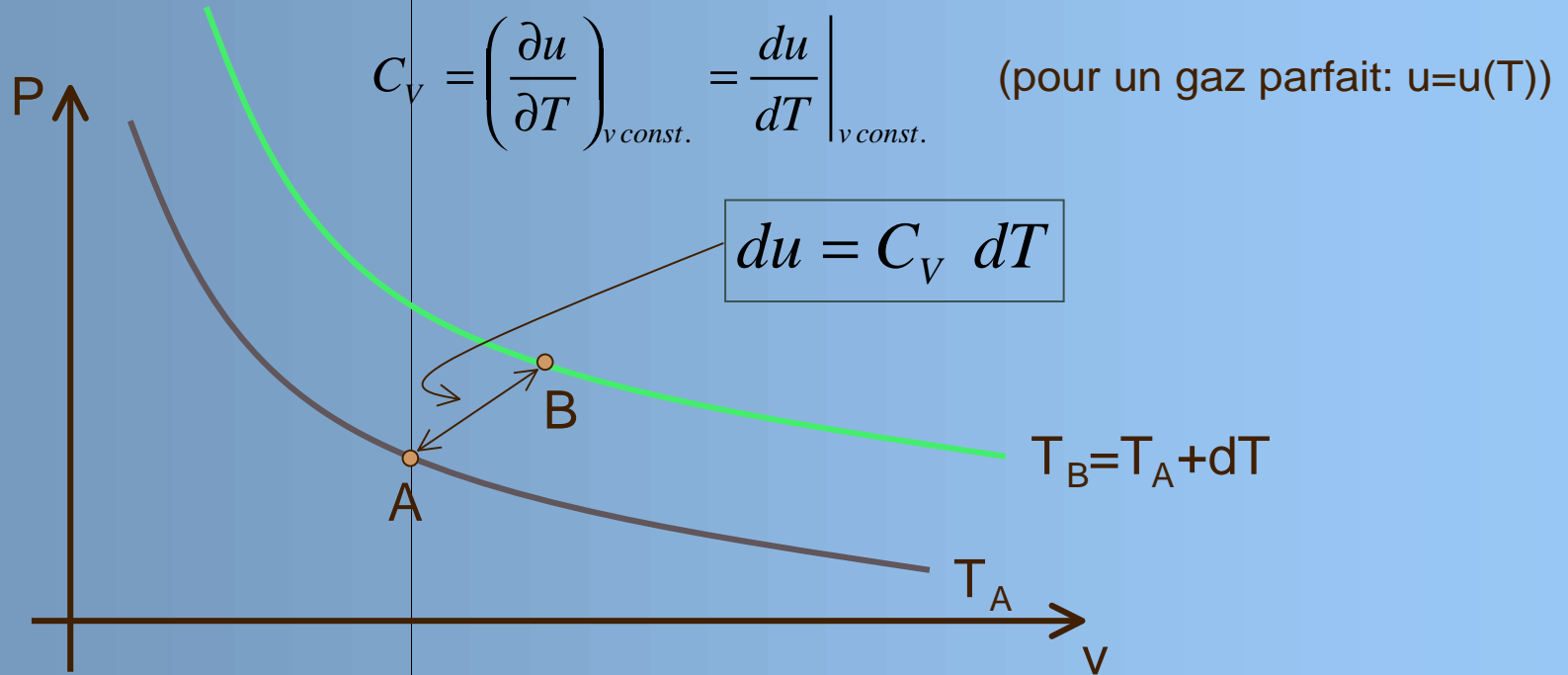
L'expérience de Joule:
 $u = u(T)$
pour les gaz parfaits.

Cas des gaz parfaits (suite)

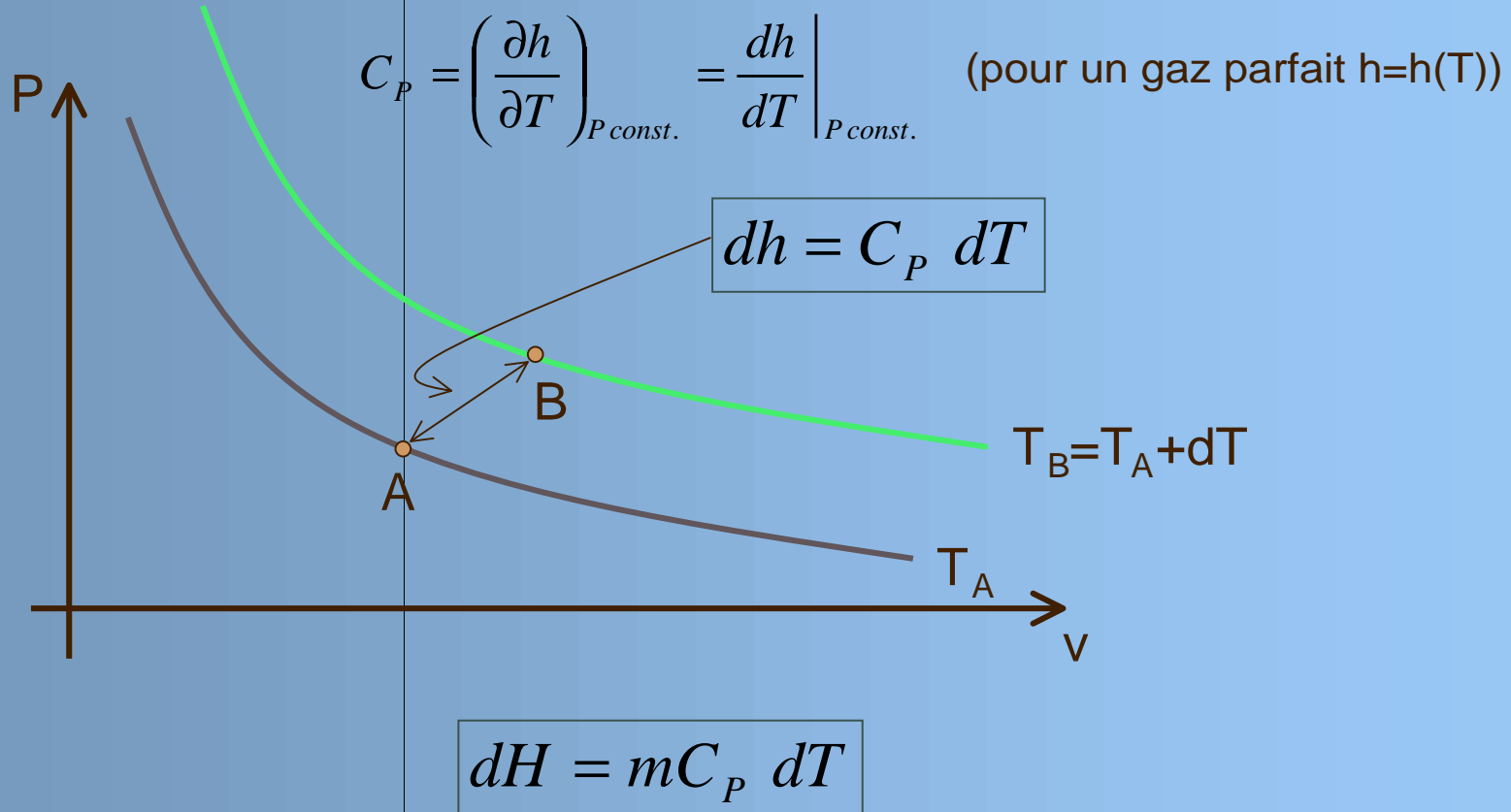
Enthalpie massique: $h = u(T) + Pv$ où $Pv = RT$ donc $h = h(T)$



Cas des gaz parfaits (suite)



Cas des gaz parfaits (suite)



EXERCICE: No. 5.27, p.153

De l'He, considéré comme un gaz parfait est chauffé de 500 a 1000 °K.

On demande de calculer la variation d'enthalpie par Kg en supposant que la chaleur massique est constante (voit Table A.8).

Pour l' He

Table A.8: $R = 2.077 \cdot 10^3 \text{ J/kg/K}$

$C_p = 5.1926 \cdot 10^3 \text{ J/kg/K}$

$C_v = 3.1156 \cdot 10^3 \text{ J/kg/K}$

$$dH = mC_p dT$$

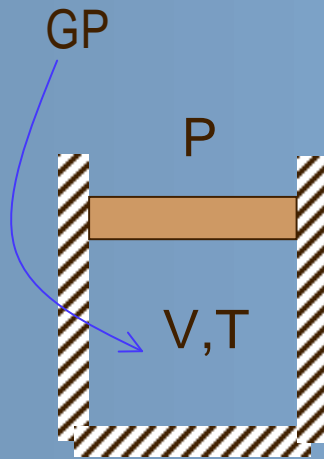
Remarque: on a un GP, donc $P V = m R T$ et

$$dH = d(U + PV) = d(U + mRT) = dU + mR dT$$

Mais: $dU = mC_v dT$ donc: $C_p = C_v + R$ (GP)

On trouve: $\Delta H = C_p \Delta T = 5.1926 \cdot 10^3 \cdot 500 = 2596.3 \text{ kJ}$

Cas des gaz parfaits (suite): la détente adiabatique d'un GP



Paroi isolante: pas d'échange de chaleur

$$dU = \delta W + \cancel{\delta Q}$$

$$\text{GP: } \begin{aligned} dU &= mC_V dT \\ PV &= mRT \end{aligned}$$

$$\text{Donc: } \delta W = -P dV = -mRT \frac{dV}{V}$$

$$\text{et } mC_V dT = -mRT \frac{dV}{V}$$

Cas des gaz parfaits (suite): la détente adiabatique d'un GP

$$C_V \frac{dT}{T} + R \frac{dV}{V} = 0$$

$$\frac{dT}{T} + \frac{R}{C_V} \frac{dV}{V} = 0$$

$$d(\ln T) + \frac{R}{C_V} d(\ln V) = 0$$

$$d(\ln T) + d\left(\ln V^{\frac{R}{C_V}}\right) = 0 \quad \rightarrow \quad d\left[\ln\left(TV^{\frac{R}{C_V}}\right)\right] = 0$$

Cas des gaz parfaits (suite): la **détente adiabatique** d'un GP

$$d \left[\ln \left(TV^{\frac{R}{C_V}} \right) \right] = 0 \quad \text{donc} \quad TV^{\frac{R}{C_V}} = \text{constante}$$

$$PV = mRT \quad \Rightarrow \quad T = \frac{1}{mR} PV$$

$$P V^{\frac{R}{C_V}+1} = \text{const.}$$

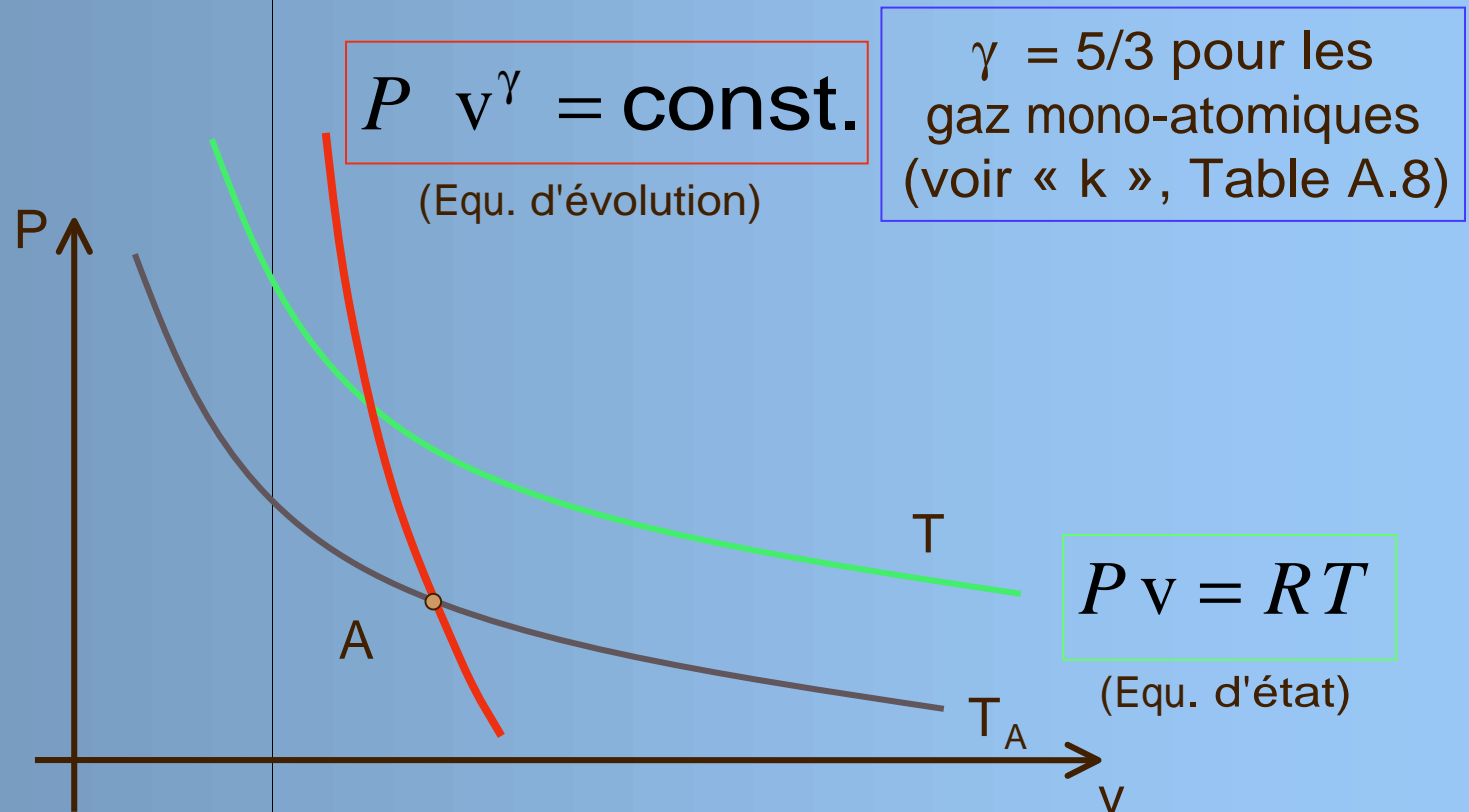
$$R = C_P - C_V$$

$$P V^{\frac{C_P}{C_V}} = \text{const.}$$

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

(indice adiabatique)

Cas des gaz parfaits (suite): la **détente adiabatique** d'un GP



Exercice

De l'air, considéré comme un GP ($R = 0.287 \text{ kJ/kg/K}$), est dans un cylindre fermé par un piston. L'enceinte est toute entière adiabatique. La température de l'air est $38 \text{ }^\circ\text{C}$, la masse du piston est 12 kg et la pression atmosphérique est de 100 kPa .

Le diamètre intérieur du cylindre est $d = 10 \text{ cm}$, la hauteur initiale de gaz dans le cylindre est 25 cm .

Une résistance est placée à l'intérieur du cylindre.

Question: Quelle est l'énergie électrique qu'on doit dépenser pour que le piston s'élève de 12 cm ?

On donne les informations suivantes:

$$C_v = 0.7165 \text{ kJ/kg/K}$$

$$g = 9.8 \text{ m/s}^2$$

This document was created with Win2PDF available at <http://www.daneprairie.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.