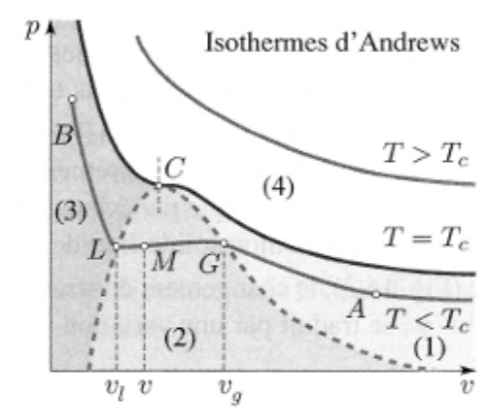


Deuxième loi de Joule
 $H = H(T)$

monoatomique
 $U = 3/2 nRT$
 $C_V = 3/2 nR$
 $H = 5/2 nRT$
 $C_p = 5/2 nR$
 $\gamma = \frac{C_p}{C_V} = 5/3$

quelconque
 $\gamma = \frac{C_p}{C_V}$
 $C_p - C_V = nR$ (Relation de Mayer)
 $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}$
 $C_p = \gamma \frac{nR}{\gamma - 1}$

Phase condensée
 $C_p \simeq C_V \simeq C$
 $dU \simeq dH \simeq C dT$



Chaleur latente de vaporisation : chaleur nécessaire pour réaliser, de façon réversible, la vaporisation d'une masse m de corps pur

$$Q_{L \rightarrow G} = \Delta H_{L \rightarrow G} = L$$

Chaleur latente massique de changement d'état

$$\frac{L}{m} = \ell = \Delta h_{L \rightarrow G}$$

Le long du palier

$$\Delta h_{1 \rightarrow 2} = \Delta x_{1 \rightarrow 2} \Delta h_{L \rightarrow G}$$

Le changement d'état s'effectue sur un palier, à pression et température constantes.

Lorsque le corps pur est sous forme liquide

$$\Delta h_{1 \rightarrow 2} = c_p \Delta T$$

Gaz parfait
 Cas particuliers

Bilans d'énergie

Premier principe de la thermodynamique : Pour un système isolé, l'énergie totale E est constante.

$$\Delta \mathcal{E} = 0 = \Delta \mathcal{E}_m + \Delta U$$

Énergie interne, extensive
 U

Énergie mécanique, souvent constante

$$\mathcal{E}_m \simeq Cte$$

$$\Delta \mathcal{E} \simeq \Delta U$$

Bilan d'énergie : Pour un système fermé, l'échange d'énergie se fait sous forme de travail W et de transfert thermique Q.

$$\Delta U = W + Q$$

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

Calorimétrie

À volume V constant

$$dU = C_V dT = \delta Q$$

À pression p constante, pour une transformation quasi-statique

$$dH = C_p dT = \delta Q$$

Enthalpie
 $H = U + pV$

Capacités thermiques

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$