



---

# SCP301T Thermodynamique

---

23 décembre 2008

Autiwa

## TABLE DES MATIÈRES

<b>1</b>	<b>Les différents états d'équilibre</b>	<b>3</b>
1.1	Équilibre Thermique . . . . .	3
1.2	Équilibre Mécanique . . . . .	3
1.3	Équilibre Osmotique . . . . .	3
<b>2</b>	<b>Entropie</b>	<b>3</b>
<b>3</b>	<b>Les Équations d'État</b>	<b>3</b>
3.1	Gaz Parfait Monoatomique . . . . .	3
<b>4</b>	<b>Coefficients Thermoélastiques</b>	<b>4</b>
<b>5</b>	<b>Fonctions D'États</b>	<b>4</b>
5.1	Relation de Gibbs-Duheim . . . . .	4
5.2	Coefficients Calorimétriques . . . . .	5
5.2.1	Relation de Mayer . . . . .	5
5.2.2	Autre formulation . . . . .	5
<b>6</b>	<b>Transformation d'un système fermé</b>	<b>5</b>
6.1	Gaz réel . . . . .	5
6.2	gaz parfait . . . . .	5
6.3	Adiabatique du Gaz Parfait . . . . .	5
6.4	Isentropique du Gaz Parfait . . . . .	6
6.5	Isotherme et Quasi-statique d'un gaz Parfait . . . . .	6
6.6	Cycles . . . . .	6
<b>7</b>	<b>Changement de phase des corps purs</b>	<b>6</b>
7.1	Règle des moments . . . . .	6
7.2	Chaleur latente . . . . .	6
7.3	Relation de Clapeyron . . . . .	6

## 1 LES DIFFÉRENTS ÉTATS D'ÉQUILIBRE

### 1.1 Équilibre Thermique

Variable qui s'équilibre :  $T = T_0$

Échange de Chaleur  $Q > 0$

### 1.2 Équilibre Mécanique

variable qui s'équilibre :  $P = P_0$

### 1.3 Équilibre Osmotique

Variable qui s'équilibre : potentiel chimique  $\mu$

## 2 ENTROPIE

$$S(U, V, N) = k_B \ln(\Omega(U, V, N)) \quad (2.1)$$

## 3 LES ÉQUATIONS D'ÉTAT

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial S}\right)_{V,N} dS + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_{S,N} dV + \left(\frac{\partial U}{\partial N}\right)_{S,V} dN \quad (3.1)$$

$$= T dS - p dV + \mu dN \quad (3.2)$$

$$T = \left(\frac{\partial U}{\partial S}\right)_{V,N} \quad (3.3a)$$

$$p = -\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_{S,N} \quad (3.3b)$$

$$\mu = \left(\frac{\partial U}{\partial N}\right)_{S,V} \quad (3.3c)$$

### 3.1 Gaz Parfait Monoatomique

$$k_B \ln \Omega = S(U, V, N) = k_B \ln\left(\frac{V}{N}\right) + \frac{3}{2} N k_B \ln\left(\frac{U}{N}\right) + \frac{3}{2} N k_B \ln\left(\frac{m}{3\pi\hbar^2}\right) + \frac{5}{2} N k_B \quad (3.4)$$

## 4 COEFFICIENTS THERMOÉLASTIQUES

DÉFINITION 1 (COEFFICIENT DE DILATATION ISOBARE)

$$\alpha = \frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right)_p \quad (4.1)$$

DÉFINITION 2 (COEFFICIENT DE VARIATION DE PRESSION ISOCHORE)

$$\beta = \frac{1}{P} \left( \frac{\partial p}{\partial T} \right)_V \quad (4.2)$$

DÉFINITION 3 (COEFFICIENT DE COMPRESSIBILITÉ ISOTHERME)

$$\chi_T = -\frac{1}{V} \left( \frac{\partial p}{\partial V} \right)_T \quad (4.3)$$

On a la relation :

$$\alpha = p\beta\chi_T \quad (4.4)$$

## 5 FONCTIONS D'ÉTATS

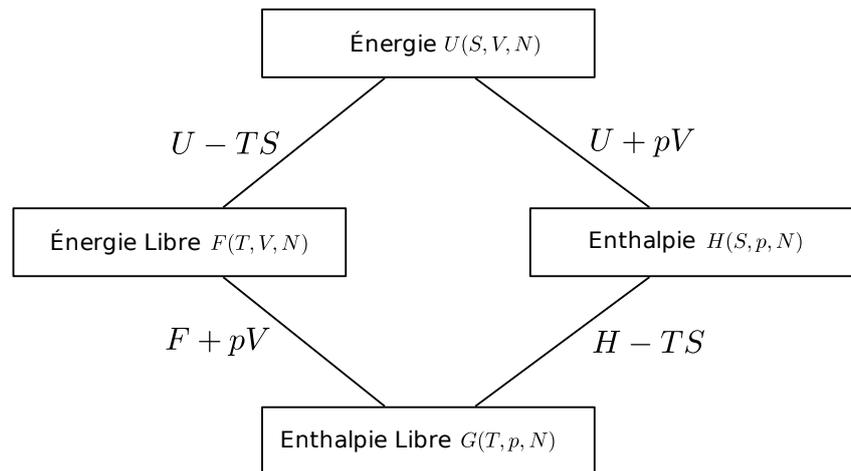


FIG. 1 – Transformations de Legendre

### 5.1 Relation de Gibbs-Duheim

$$\mu(T, p) = g_N(T, p) \quad (5.1)$$

## 5.2 Coefficients Calorimétriques

DÉFINITION 4 (COEFFICIENT CALORIMÉTRIQUE À VOLUME CONSTANT)

$$C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_{v,N} \quad (5.2)$$

DÉFINITION 5 (COEFFICIENT CALORIMÉTRIQUE À PRESSION CONSTANTE)

$$C_p = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_{p,N} \quad (5.3)$$

### 5.2.1 Relation de Mayer

$$C_p - C_v = T \left( \frac{\partial p}{\partial T} \right)_{v,N} \left( \frac{\partial v_N}{\partial T} \right)_p \quad (5.4)$$

$$C_p - C_v = R$$

### 5.2.2 Autre formulation

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

$$C_v = \frac{R}{\gamma - 1} \quad (5.5a)$$

$$C_p = \frac{R\gamma}{\gamma - 1} \quad (5.5b)$$

## 6 TRANSFORMATION D'UN SYSTÈME FERMÉ

### 6.1 Gaz réel

Pour un gaz réel on a :

$$dU = Nc_v dT + (l - p) dV \quad (6.1)$$

### 6.2 gaz parfait

Pour un gaz parfait, on a  $l = p$ , ça nous donne les relations :

$$dU = Nc_v dT \quad (6.2)$$

$$pV = k_B T \quad (6.3)$$

### 6.3 Adiabatique du Gaz Parfait

Adiabatique, par définition, ça implique

$$Q = 0 \quad (6.4)$$

d'où :

$$\Delta U = W \quad (6.5)$$

$$= Nc_v \Delta T \quad (6.6)$$

$$= \frac{Nk_B}{\gamma - 1} \Delta T \quad (6.7)$$

## 6.4 Isentropique du Gaz Parfait

isentropique nous donne par définition :

$$\Delta S = 0 \quad (6.8)$$

On peut le décomposer en disant qu'on a une adiabatique (donc  $Q = 0$ ) réversible (donc  $\Delta S = \frac{Q}{T_0}$ )

On a la *Relation de Laplace* :

$$T_f V_f^{\gamma-1} = T_i V_i^{\gamma-1}$$

Que l'on peut aussi écrire :

$$pV^\gamma = \text{constante} \quad (6.9)$$

## 6.5 Isotherme et Quasi-statique d'un gaz Parfait

on a un système fermé et isolé, donc :

$$\Delta U = 0 \quad (6.10)$$

car on a  $U(T)$  et  $T$  est une constante

Donc

$$W = -Q \quad (6.11)$$

$$= - \int p dV \quad (6.12)$$

## 6.6 Cycles

Un cycle est dit *moteur* s'il est décrit dans le sens des aiguilles d'une montre ( $W_{\text{total}} < 0$ ). Une autre manière de le voir est de faire

# 7 CHANGEMENT DE PHASE DES CORPS PURS

## 7.1 Règle des moments

quand on est sur la ligne de coexistence entre deux phases, la règle des moments nous permet de trouver les nombres de moles respectifs de ces deux phases :

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{V_g - V_m(M)}{V_m(M) - V_l} \quad (7.1)$$

## 7.2 Chaleur latente

C'est la quantité d'énergie nécessaire pour transformer un corps pur d'une phase à une autre.

$$\Delta h_N = T_0 \Delta S_N = L_N \quad (7.2)$$

## 7.3 Relation de Clapeyron

Lors d'un équilibre diphasé, on se déplace sur une courbe d'équilibre osmotique où les potentiels chimiques des deux phases sont équilibrés. On a la relation :

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta V} \quad (7.3a)$$

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L}{T_0 \Delta V} \quad (7.3b)$$