

## CHALEUR, TRAVAIL & ENERGIE INTERNE DES GAZ PARFAITS

### LES 4 TRANSFORMATIONS THERMODYNAMIQUES DE BASE

### EQUATION CARACTERISTIQUE DES GAZ PARFAITS

- GAZ PARFAITS**

L'état d'un gaz parfait est décrit par ses trois variables d'état: P, V, T. Ces trois variables sont liées par la relation caractéristique des gaz parfaits:

$$P.V = n.R.T$$

Avec:

**n**: quantité de matière (1 mole =  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules).  
**R**: constante des gaz parfaits.  $R = 8,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Dans la pratique, on utilise souvent la masse d'un gaz au lieu de sa quantité de matière. Dans ce cas, l'équation DU GAZ (puisque'elle dépend alors de la nature du gaz) s'écrit:

$$P.V = m.r.T$$

Avec:

**m**: masse du gaz (kg)  
**r**: constante thermodynamique du gaz considéré.

$$r = \frac{R}{M} = \frac{8,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}}{\text{Masse molaire du gaz (kg.mol}^{-1})}$$

- APPLICATION A L'AIR:**

$M = 28,9 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol}$

$$r_{\text{air}} = 287 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

- GAZ PARFAIT:**

$$P.V = n.R.T$$

Avec:

**n**: quantité de matière (1 mole =  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules).  
**R**: constante des gaz parfaits.  $R = 8,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$$P.V = m.r.T$$

Avec:

**m**: masse du gaz (kg)  
**r**: constante thermodynamique du gaz considéré.

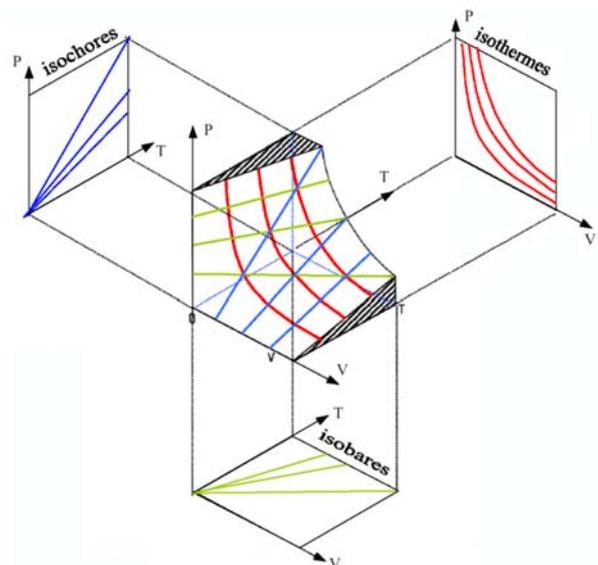
$$r = \frac{R}{M} = \frac{8,3 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}}{\text{Masse molaire du gaz (kg.mol}^{-1})}$$

- APPLICATION A L'AIR:**

$M = 28,9 \cdot 10^{-3} \text{ kg/mol}$

$$r_{\text{air}} = 287 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Dans bien des cas, les résultats issus de l'équation des gaz parfaits suffisent à comprendre les phénomènes, c'est pourquoi on étudie toujours un gaz à partir de l'équation des gaz parfaits pour prévoir son comportement global, puis on affine si nécessaire en ajoutant quelques corrections à l'équation. On peut représenter également la surface caractéristique d'un gaz parfait dans l'espace PVT afin de prévoir d'un coup d'œil l'évolution d'un Gaz Parfait.



**ENERGIE INTERNE "U" D'UN GAZ PARFAIT**

• **EXPERIENCE DE JOULES**

Deux récipients sont placés dans un calorimètre. Le réservoir A est rempli de gaz, le réservoir B est vide. Le thermomètre indique une température stable T1. Le système est à l'état initial P1, V1, T1.

On ouvre le robinet; le gaz se détend et occupe le volume des deux réservoirs soit V2 = Va + Vb. Quand l'opération est terminée, le système est de nouveau en équilibre. On constate que la **température n'a pas varié**. Le système est à l'état final P2, V2, T1.

La variation d'énergie interne est donnée par la relation:

$$W_{12} + Q_{12} = U_2 - U_1$$

Or  $Q_{12} = 0$  puisque la température du calorimètre n'a pas varié. De plus  $W_{12} = 0$  car il n'y a pas de paroi mobile susceptible de fournir du travail au milieu extérieur.

Donc  $U_2 - U_1 = 0$   
L'énergie interne du gaz n'a pas varié. et pourtant volume et pression ont varié.

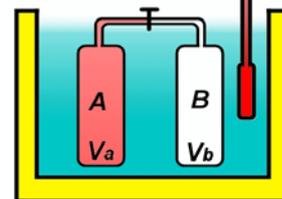
• **LOI DE JOULES:**

**L'ENERGIE INTERNE D'UN GAZ PARFAIT N'EST FONCTION QUE DE LA TEMPERATURE DU GAZ.**

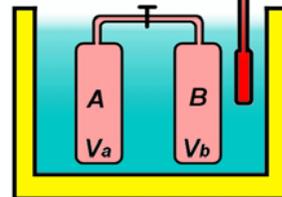
• **LOI DE JOULES**

**L'ENERGIE INTERNE D'UN GAZ PARFAIT N'EST FONCTION QUE DE LA TEMPERATURE DU GAZ.**

*Etat initial 1:*  
Gaz dans réservoir A  
P1, V1, T1



*Etat final 2:*  
Gaz dans réservoirs A+B  
P2, V2, T1



**CHALEUR MASSIQUE D'UN GAZ PARFAIT.**

• **CHALEUR MASSIQUE A VOLUME CONSTANT D'UN GAZ PARFAIT (CV).**

Considérons une transformation à volume constant V1 d'une masse m = 1kg de gaz. On a :

$$W_{12} + Q_{12} = U_2 - U_1 \text{ (J/kg)}$$

Or  $W_{12} = 0$  puisque le piston ne s'est pas déplacé. Donc

$Q_{12} = (U_2 - U_1)$  Joules/kg pour une élévation de température de 1°C.

L'énergie interne d'une gaz parfait ne dépendant que de sa température, sa chaleur massique à volume constant Cv ne dépendra également que de la température.

Dans une transformation au cours de laquelle la variation de la température est très petite Δt, on peut admettre que la chaleur massique Cv n'a pas varié. Donc:

$$\Delta U = M \cdot C_v \cdot \Delta T$$

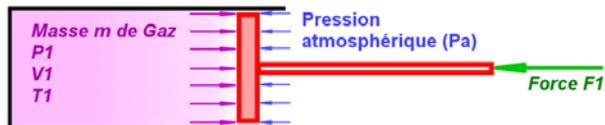
Avec: M : masse de gaz (kg); Cv : chaleur massique à volume constant (J/kg/°K); Δt : variation de température(°).

L'expérience montre que la variation de Cv avec la température est relativement faible de sorte que l'on peut souvent la considérer comme constante.

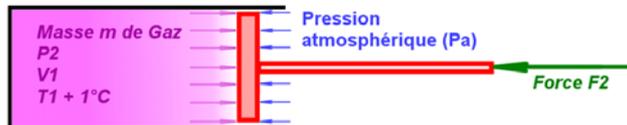
Dans une transformation 1.2 la variation d'énergie interne de la masse de gaz est donnée par la relation ci contre:

• **CHALEUR MASSIQUE A VOLUME CONSTANT D'UN GAZ PARFAIT (CV).**

*Etat initial 1*



*Etat final 2*



$$U_2 - U_1 = m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1)$$

Avec:

- M : masse de gaz (kg);
- Cv : chaleur massique à volume constant (J/kg/°K);
- Δt : variation de température (°).

- **CHALEUR MASSIQUE A PRESSION CONSTANTE D'UN GAZ PARFAIT (Cp).**

Considérons une transformation à pression constante P1 d'une masse m=1 kg de gaz. On a :

$$W_{12} + Q_{12} = U_2 - U_1 \text{ (J/kg)}$$

Or il y a échange de travail avec le milieu extérieur donc  $W_{12} = -P \cdot \Delta V$  avec  $\Delta V > 0$ . Donc  $W_{12} = -P \cdot \Delta V < 0$  ; ce travail élémentaire est fourni par le kg de gaz au milieu extérieur.

Nous savons également que  $U_2 - U_1 = m \cdot C_v \cdot \Delta T$

Pour une masse m=1kg qui subit une augmentation de température de 1°, on a:  $U_2 - U_1 = C_v \text{ (J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1})$

De plus, d'après la définition de la chaleur massique à pression constante:

$$Q_{12} = C_p \text{ (J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1})$$

donc  $W_{12} + C_p = C_v$

Calcul de  $W_{12} = -P_1 \cdot \Delta V$

$$P_1 \cdot V_1 = r \cdot T_1$$

$$P_1 \cdot V_2 = r \cdot T_2$$

$$\text{d'où } V_2/V_1 = T_2 / T_1$$

$$(V_1 + \Delta V) / V_1 = (T_1 + \Delta T) / T_1$$

$$1 + \Delta V/V_1 = 1 + \Delta T/T_1$$

d'où

$$\Delta V/V_1 = 1/T_1$$

et finalement  $\Delta V = V_1/T_1$

$$W_{12} = - (P_1 \cdot V_1) / T_1 \text{ or } P_1 \cdot V_1 = r \cdot T_1 \text{ donc}$$

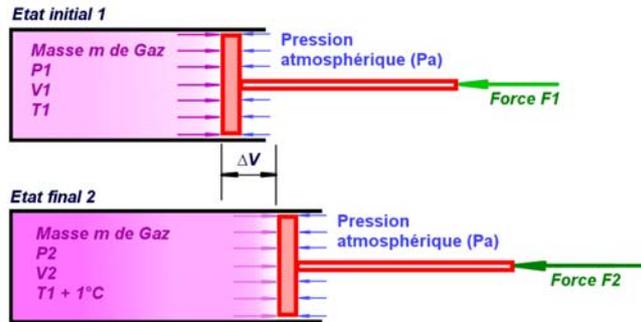
$$W_{12} = - r \cdot T_1 / T_1 = -r$$

on obtient alors la relation de Mayer:

$$C_p - C_v = r \text{ (J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1})$$

pour l'air  $r = 287 \text{ J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1}$

- **CHALEUR MASSIQUE A PRESSION CONSTANTE D'UN GAZ PARFAIT (Cp).**



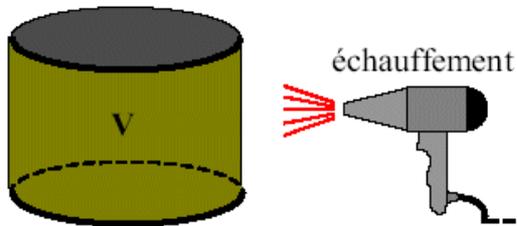
- **RELATION DE MAYER:**

$$C_p - C_v = r \text{ (J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1})$$

pour l'air  $r = 287 \text{ J.kg}^{-1} \cdot \text{°K}^{-1}$

**ETUDE DES 4 TRANSFORMATIONS THERMODYNAMIQUES SANS TRANSVASEMENT**

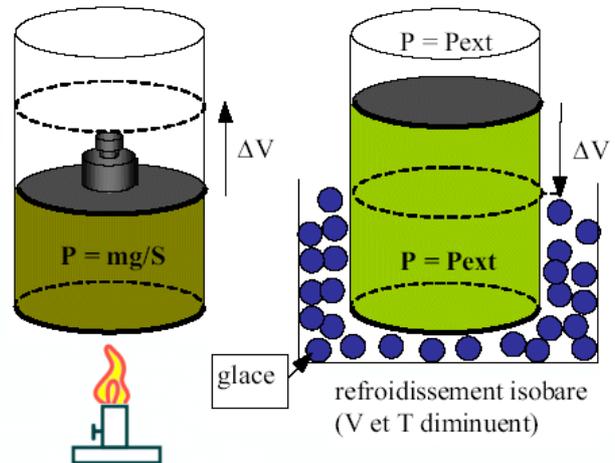
**TRANSFORMATION ISOCHORE (VOLUME CONSTANT)**



compression isochore  
(P et T augmentent)  $W = 0$

**Loi :  $V = Cte$**   
 $\Delta U_{12} = m \cdot C_v \cdot \Delta T$   
 $Q_{12} = m \cdot C_v \cdot \Delta T$   
 $W_{12} = 0$

**TRANSFORMATION ISOBARE (PRESSION CONSTANTE)**

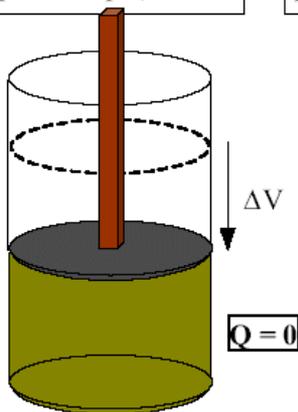


expansion isobare  
(V et T augmentent)  $W = -P \cdot \Delta V$

**Loi :  $P = Cte$**   
 $\Delta U_{12} = m \cdot C_v \cdot \Delta T$   
 $Q_{12} = m \cdot C_p \cdot \Delta T$   
 $W_{12} = -P(V_2 - V_1)$

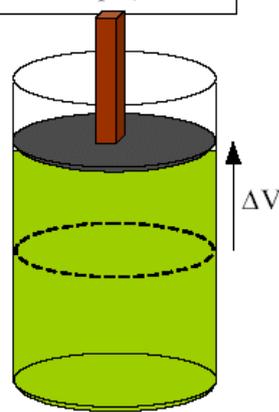
**TRANSFORMATION ADIABATIQUE OU ISENTROPIQUE (SANS ECHANGE DE CHALEUR AVEC L'EXTERIEUR)**

piston poussé très rapidement (< 1min par exemple)



compression adiabatique  
(T et P augmentent, V diminue).

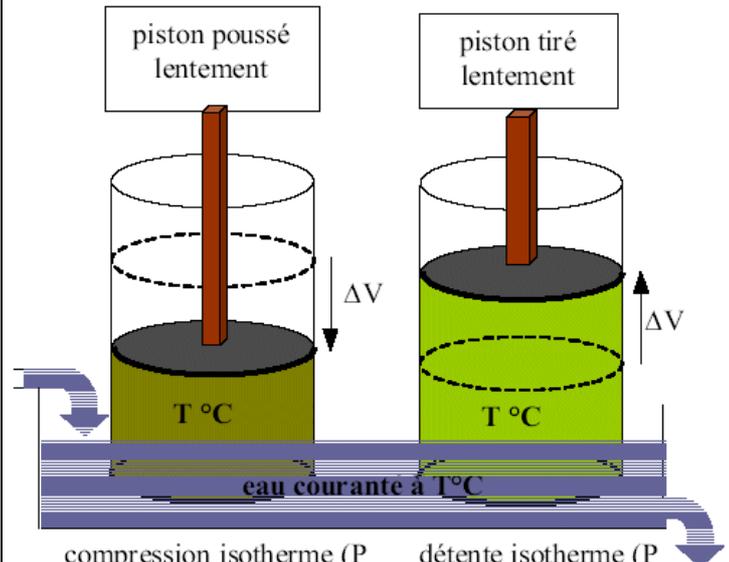
piston tiré très rapidement (< 1min par exemple)



détente adiabatique  
(T et P diminuent, V augmente).

**Loi :  $P \cdot V^\gamma = Cte$**   
 $\Delta U_{12} = m \cdot C_v \cdot \Delta T$   
 $Q_{12} = 0$   
 $W_{12} = m \cdot C_v \cdot \Delta T$   
 $= (P_2 \cdot V_2 - P_1 \cdot V_1) / (\gamma - 1)$

**TRANSFORMATION ISOTHERME (TEMPERATURE CONSTANTE)**



compression isotherme (P augmente et V diminue)      détente isotherme (P diminue et V augmente)

On verra que cela correspond à  $W + Q = 0$

**Loi :  $P \cdot V = Cte$**   
 $\Delta U_{12} = 0$   
 $Q_{12} = -W_{12}$   
 $W_{12} = -m \cdot r \cdot T \cdot \ln(V_2/V_1) = -Q_{12}$   
 $W_{12} = -P_1 \cdot V_1 \cdot \ln(V_2/V_1)$

