

**1-Equation d'état des gaz parfaits** : le modèle d'un gaz parfait se base sur les hypothèses suivantes :

1- Les molécules sont supposées ponctuelles, leurs dimensions sont négligeables devant les distances intermoléculaires.

2- Pas d'interactions à distance entre les molécules.

Un gaz dilué est un gaz parfait. Dans ce cas, la distance moyenne entre les molécules est suffisamment grande pour pouvoir négliger les forces intermoléculaires et les chocs entre les particules sont rares, donc il y a seulement les chocs molécules-paroi.

Le comportement d'un gaz parfait est décrit par l'équation d'état suivante :

$$PV = nRT$$

Avec : **P** : La pression d'un gaz parfait

$$\left( \text{Pas}, \text{atm}, \frac{N}{m^2} \right)$$

$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ pas}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ pas} \quad \text{et} \quad \frac{N}{m^2} = \text{pas}$$

**V** : Le volume d'un gaz parfait ( $m^3$ , L )

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ Cm}^3$$

**n** : Le nombre de moles du gaz (mol )

**T** : La température du gaz ( K )

$$T ( K ) = T ( C^\circ ) + 273,15$$

**R** : constantes des gaz parfaits.

Le calcul de cette constante **R** se fait dans des conditions normales de température et de pression ( C.N.T.P ).

C.N.T.P  $\rightarrow$   $T = 0^\circ\text{C} = 273,15\text{K}$  et  $P = 1 \text{ atm}$

Dans les C.N.T.P une mole d'un gaz parfait occupe un volume  $V = 22,4 \text{ L}$

$$R = 8,314 \text{ Joul/mol K (P en pas, V en m}^3)$$

$$\text{Avec pas} \times \text{m}^3 = \text{Joul}$$

$$R = 0,082 \text{ L atm / mol K (P en atm et V en L)}$$

$$R = 1,987 \text{ cal / mol K (1 cal = 4,18 Joul)}$$

## 2- La loi de Dalton :

Un mélange de gaz parfaits est un gaz parfait. Considérons un mélange de  $N$  gaz parfaits contenus dans un volume  $V$  à la température  $T$ . Pour un gaz  $i$  donné (du mélange),  $n_i$  désigne son nombre de moles et  $P_i$  sa pression partielle dans le mélange.

On applique la loi des gaz parfaits sur le gaz (i) :

$$P_i V = n_i R T \dots \dots \dots (1)$$

On sait que :  $n_t = \sum n_i$

et  $x_i = \frac{n_i}{n_t}$  (fraction molaire du gaz i dans le mélange)

$$(1) \rightarrow P_i = n_i \frac{RT}{V}$$

$$P_i = \frac{n_i}{n_t} \times \frac{n_t RT}{V}$$

$$P_i = x_i \times \frac{n_t RT}{V} \dots \dots \dots (2)$$

La loi des gaz parfait le cas d'un mélange:

$$P_i V = n_t R T \rightarrow P_t = \frac{n_t R T}{V} \text{ Avec } P_t : \text{ la pression totale du mélange}$$

On le remplace dans l'équation (2)

$$P_i = x_i \times P_t$$

La loi de Dalton

$$\sum_{i=1}^n P_i = \sum_{i=1}^n x_i P_t = P_t \sum_{i=1}^n x_i$$

$$\sum_{i=1}^n P_i = P_t$$

La loi de Dalton est vérifiée

**3-Définition de la transformation** : on appelle une transformation toute évolution du système d'un état initial vers un état final sous l'influence d'une perturbation c'est à dire une modification du milieu extérieur. Une transformation s'accompagne souvent de modifications d'une ou plusieurs variables d'états qui caractérisent le système.

**3-1- Transformations d'un gaz parfait:**

*a- Transformations isobare ( P = constante ):*

Etat initial	$\xrightarrow{\text{isobare}}$	Etat final
$P_i$		$P_f = P_i = \text{const}$
$V_i$		$V_f$
$T_i$		$T_f$

C'est une transformation au cours de laquelle la pression reste **constante**.

La loi des gaz parfaits à l'état initial  $P_i V_i = nRT_i$

La loi des gaz parfaits à l'état final  $P_f V_f = nRT_f$

Avec  $P_i = P_f = P = \text{constante}$

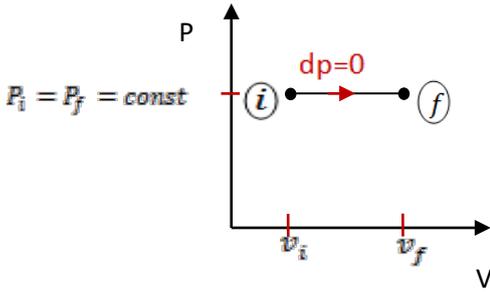
$$\Rightarrow \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} = \frac{nR}{P} = \text{const}$$

$$\frac{V}{T} = \text{constant (loi de Gay - lussac)}$$

**Diagramme (P,V)**

$$P = f(V)$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \text{const}$$



**b- Transformation isotherme ( T = constante ) :**

La transformation est isotherme lorsque la température du système subissant cette transformation reste constante.

Etat initial	isotherme	Etat final
$P_i$		$P_f$
$V_i$		$V_f$
$T_i$		$T_f = T_i \text{ const}$

La loi des gaz parfaits :

$$P_i V_i = nRT_i$$

$$P_f V_f = nRT_f \quad \text{avec } T_i = T_f = \text{const}$$

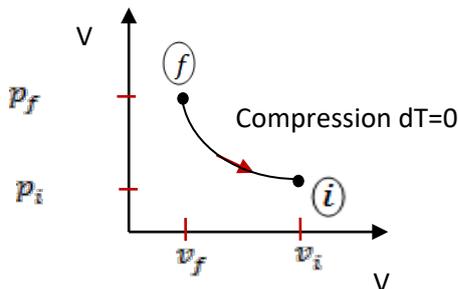
Alors 
$$P_i V_i = P_f V_f = PV = \text{Const}$$

**PV = constante ( La loi de Boyle - Mariotte )**

**Diagramme ( P, V )**

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

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{\text{const}}{V} \quad (\text{Hyperbole})$$



**C- Transformation isochore (  $V = \text{constante}$  ) :**

Une transformation isochore d'un système est une transformation au cours de laquelle le volume reste **constant** (  $V = \text{const}$  ).

L'application de la loi des G.P

$$P_i V_i = nRT_i \longrightarrow \textcircled{1}$$

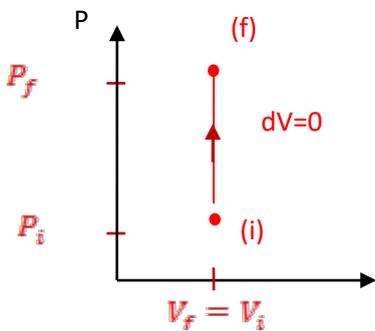
$$P_f V_f = nRT_f \longrightarrow \textcircled{2}$$

$$\frac{\textcircled{1}}{\textcircled{2}} = \frac{P_i}{P_f} = \frac{T_i}{T_f} \Rightarrow \frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} = \frac{P}{T} = \text{constante}$$

$$\frac{P}{T} = \text{constante (la loi de Charles)}$$

**Diagramme ( P, V )**

$$P = \frac{nRT}{V}$$



**d- Transformation adiabatique (  $Q = 0$  ) :**

Une transformation adiabatique est une transformation au cours de laquelle la quantité de chaleur échangée est nulle (  $Q = 0$  ). Les lois d'une transformation adiabatique :

$$\left. \begin{aligned} PV^\gamma &= \text{Const} \\ TV^{\gamma-1} &= \text{const} \\ TP^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} &= \text{const} \end{aligned} \right\} \text{Relations de Laplace}$$

$\gamma$ : Coefficient d'une transformation adiabatique

avec  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$  et  $\gamma=1,6$  gaz monoatomique (He)

$\gamma=1,4$  gaz diatomique (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, ...)

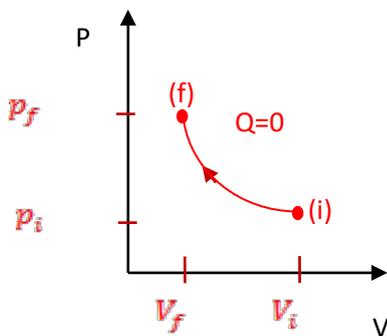
### Diagramme (P, V)

$$PV^\gamma = \text{const} \longrightarrow P = \frac{\text{const}}{V^\gamma}$$

#### Compression adiabatique

$$V_f < V_i$$

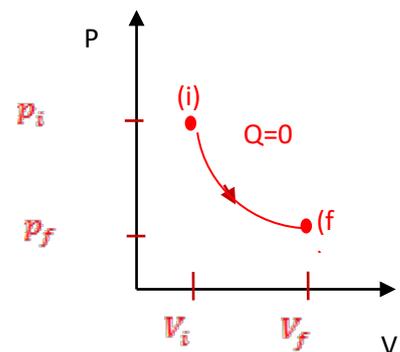
$$P_f > P_i$$



#### Detente adiabatique

$$V_f > V_i$$

$$P_f < P_i$$



### 4- Travail des forces de pression :

La relation  $\delta W = -P_{\text{ext}} dv$  est applicable quelque soit la forme du récipient et la nature de la transformation du système

Pour une transformation finie allant de l'état initial vers un état final

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = \int_i^f -P_{\text{ext}} dv = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} dv$$

#### 4-1-ravail d'une transformation réversible

##### a- Transformation isotherme réversible

$$\delta W = -P_{\text{ext}} dv \longrightarrow W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} dv$$

isotherme  $\rightarrow T_i = T_f = \text{const}$

Réversible  $\rightarrow P_{\text{ext}} = P_{\text{int}} = P_{\text{GP}} = \frac{nRT}{V}$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$dT = 0 \quad \Rightarrow P_i V_i = T_f V_f = \text{const} \quad \Rightarrow \frac{V_i}{V_f} = \frac{P_i}{P_f}$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = -nRT \ln \frac{P_i}{P_f}$$

### b- Transformation isochore réversible

Isochore  $\Rightarrow V_i = V_f = \text{const}$  donc  $dV = 0$

$$\delta W = -P_{\text{ext}} dV$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} dV$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = 0 \text{ joul}$$

### c- Transformation isobare réversible

Isobare  $\Rightarrow P_i = P_f = P = \text{const}$

$$\delta W = - \int_i^f P_{\text{ext}} dV$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} dV$$

avec  $P_{\text{ext}} = P_{\text{G.P}} = P_i = P_f \Rightarrow W_{(i) \rightarrow (f)} = -P_i \int_{V_i}^{V_f} dV$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = -P_i(V_f - V_i) \Rightarrow W_{(i) \rightarrow (f)} = -P_f(V_f - V_i)$$

**d- Transformation adiabatique réversible**

Adiabatique  $\Rightarrow Q=0$  joule

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_i^f P_{\text{ext}} dv$$

avec  $P_{\text{ext}} = P_{\text{ext}} = P_{\text{G.P}}$

$$PV^\gamma = \text{const}$$

$$P = \frac{\text{const}}{V^\gamma} = \frac{P_i V_i^\gamma}{V^\gamma} = \frac{P_f V_f^\gamma}{V^\gamma}$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} \text{const} \frac{dv}{V^\gamma}$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \frac{P_f V_f - P_i V_i}{\gamma - 1}$$

**4-2-- Travail d'une transformation irréversible (spontanée) :**

Variation brutal de la pression P:  $P_i \rightarrow P_f$

**Irréversible**  $\Rightarrow P_{\text{ext}} \neq P_{\text{G.P}}$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} P_{\text{ext}} dv$$

Dès l'instant initial la pression extérieure est égale à  $P_f$  et pendant la transformation le gaz travaille contre cette pression  $P_{\text{ext}} = P_f = \text{const}$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = - \int_{V_i}^{V_f} P_f dV$$

$$W_{(i) \rightarrow (f)} = -P_f(V_f - V_i)$$

**5- Chaleur ou quantité de chaleur :**

La chaleur est caractérisée par une variation de la température du système, ou d'un changement d'état physique de la matière du système.

**5-1- Variation de la température :**

La quantité de chaleur qui est échangée entre deux corps sans changement de phase se traduit par une modification de température des corps.

$$\delta Q = mcdT = nc'dT$$

Avec : c en  $\text{Jkg}^{-1}\text{K}^{-1}$  et c' en  $\text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$

La quantité de chaleur pour une transformation finie

$$Q_{(i) \rightarrow (f)} = \int_i^f \delta Q = \int_{T_i}^{T_f} mcdT = \int_{T_i}^{T_f} nc'dT$$

$$\text{si } c = \text{const et } c' = \text{const} \quad Q_{i \rightarrow f} = mc(T_f - T_i) = nc'(T_f - T_i)$$

$$\text{si } c \neq \text{const et } c' \neq \text{const} \quad Q_{(i) \rightarrow (f)} = \int_{T_i}^{T_f} mcdT = \int_{T_i}^{T_f} nc'dT$$

**Le cas des gaz parfaits**

❖ Transformation isochore  $V = \text{const}$  :

$$Q_{(i) \rightarrow (f)} = Q_V = \int mc_V dT = \int n\hat{c}_V dT$$

❖ Transformation isobare  $P = \text{const}$

$$Q_{(i) \rightarrow (f)} = Q_P = \int mc_P dT = \int n\hat{c}_P dT$$

**5-2- Chaleur du changement d'état physique :**

\* Les transformations de changement d'états physiques se font à une température ( T ) et pression ( P ) constants.

\* La chaleur latente de changement d'état physique est la quantité de chaleur qui permet de transformer :

\* Une unité de masse d'un corps

$$L = \frac{Q}{m} \rightarrow Q = mL \text{ avec } L \text{ en } \text{Jkg}^{-1}$$

\* Unité de mole d'un corps :

$$L = \frac{Q}{n} \rightarrow Q = nL \text{ avec } L \text{ en } \text{Jmol}^{-1}$$

### 6- Calorimétrie :

On plonge dans un calorimètre de capacité calorifique  $C_{cal}$  contenant une masse  $m_1$  d'eau à la température  $T_1$ , un cylindre métallique de masse  $m_2$  et de température  $T_2$  (avec  $T_2 > T_1$ ) .  
La température finale de l'ensemble est  $T_{eq} = ?$

Le bilan thermique à l'état d'équilibre

$$\sum Q_i = 0 \Rightarrow Q_{cédée} + Q_{reçu} = 0$$

$T_2 > T_1 \rightarrow$  le métal cède de la chaleur au calorimètre + eau

l'ensemble (calorimètre + eau) reçoit de la chaleur du métal

La température du métal :  $T_2 \rightarrow T_{eq}$

La température de l'ensemble (calorimètre + eau) :  $T_1 \rightarrow T_{eq}$

$$Q_{cédée} = Q_{mét} = m_2 C_{mét} (T_{sq} - T_2)$$

$$Q_{reçu} = (C_{cal} + m_1 C_{eau}) (T_{sq} - T_1)$$

$$m_2 C_{métal} (T_{sq} - T_2) + (C_{cal} + m_1 C_{eau}) (T_{sq} - T_1) = 0$$

$$T_{sq} (m_2 C_{métal} + C_{cal} + m_1 C_{eau}) = m_2 C_{métal} T_2 + (C_{cal} + m_1 C_{eau}) T_1$$

$$T_{sq} = \frac{m_2 C_{métal} T_2 + (C_{cal} + m_1 C_{eau}) T_1}{C_{cal} + m_2 C_{métal} + m_1 C_{eau}}$$

avec :  $C_{\text{métal}}$  : Capacité thermique massique du métal.

$C_{\text{eau}}$  : Capacité thermique de l'eau.