

# THERMODYNAMIQUE des GAZ PARFAITS

## A. GAZ PARFAIT

### 1. Modèle, relation



« **Modèle idéal** » : les molécules n'exercent aucune action les unes sur les autres.

Seuls existent des chocs élastiques.  
Aucune énergie n'est dissipée au cours de ces chocs.

Modèle qui représente une bonne approximation de la réalité, même si les interactions mutuelles ne sont pas nulles.

L'état d'un gaz, en équilibre thermodynamique, est caractérisé par des variables d'état : P, V, T.

**$P.V = n.R.T$  relation des gaz parfaits, quelque soit le gaz (loi de Kelvin)**

**P** : pression en pascals (Pa)

**V** : volume en mètres cubes ( $m^3$ )

**T** : température en kelvin (K)

**n** : quantité de matière en moles (mol)

**R** : *constante des gaz parfaits*

**$R = 8,314$  (S.I)**

#### Exercice 1 :

- 1) Rappeler la loi des gaz parfaits, en précisant les unités de chaque terme de la formule.
- 2) Convertir en kelvins les températures  $\theta_1 = 15^\circ\text{C}$  et  $\theta_2 = 30^\circ\text{C}$ .
- 3) a- Calculer la quantité d'air (en mol) contenu dans une pièce fermée de dimensions  $3\text{ m} \times 5\text{ m} \times 6\text{ m}$ , à la température de  $15^\circ\text{C}$  et à la pression atmosphérique de  $1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}$ .  
b- En déduire la masse d'air contenu dans la pièce.
- 4) Quelle est la nouvelle pression, si la température est  $30^\circ\text{C}$  ?  
(masse molaire de l'air :  $M = 29\text{ g.mol}^{-1}$  et  $R = 8,31\text{ m}^3.\text{Pa.K}^{-1}$ )

#### Exercice 2 :

On considère une masse  $m = 1,5\text{ g}$  d'un gaz supposé à l'état parfait.

Sous la pression de 1 atmosphère et à la température  $\theta = 19^\circ\text{C}$ , le volume est  $V = 1,3\text{ L}$ .

- 1) Quelle est la masse molaire de ce gaz ?
- 2) Quel est le nom de ce gaz ?

#### Exercice 3 :

Un récipient de volume constant  $10\text{ L}$  contient  $0,5\text{ mol}$  de dioxyde de carbone à la température  $\theta_1 = 0^\circ\text{C}$ .

- 1) Calculer la pression de ce gaz.
- 2) Quelle est la pression atteinte lorsque le récipient est porté à la température  $\theta_2 = 100^\circ\text{C}$  ?

A la température  $\theta_2$ , le robinet qui ferme le récipient se met à fuir, si bien qu'une partie du dioxyde de

carbone s'échappe dans l'atmosphère, sans que l'air extérieur puisse rentrer.

Pendant la **fuite** la température reste constante et égale à  $\theta_2$ .

La fuite cesse dès que les pressions interne et externe sont égales.

3) Quelle quantité de dioxyde de carbone reste-t-il dans le récipient ?

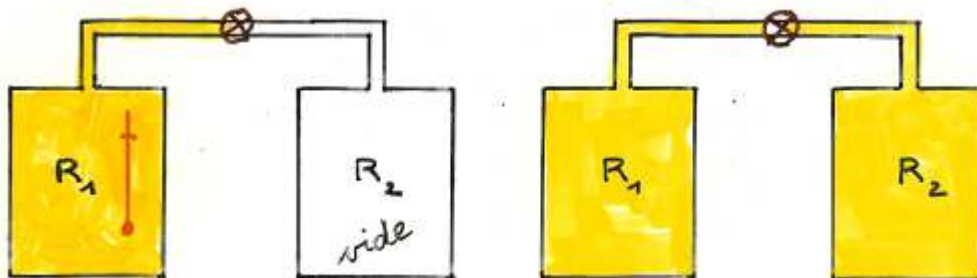
(pression atmosphérique :  $10^5$  Pa)

#### Exercice 4 :

Calculer la variation de volume  $\Delta V$  de quatre moles de gaz parfait sous une pression constante de cinq atmosphères, à une température de 300 K lorsque la température augmente de un centième de kelvin.

#### Exercice 5 :

Soient deux flacons 1 et 2 reliés entre eux :



Initialement le flacon 1 contient du diazote à la température de  $0^\circ\text{C}$ , sous la pression  $P_1 = 2$  bars et le flacon 2 est vide.

On maintient la température constante et on ouvre le robinet.

Calculer dans l'état final :

- 1) La pression qui règne dans chaque flacon.
- 2) la quantité de diazote présent dans chaque flacon.

## 2. Volume molaire

$$V_m = \frac{V}{n} \quad V_m = \frac{R.T}{P}$$

#### Exercice 6 :

1) Calculer le volume  $V_0$  occupé par une mole d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression :  $\theta_0 = 0^\circ\text{C}$  et  $P_0 = 101325$  Pa.

2) Que devient ce volume molaire à  $80^\circ\text{C}$  et  $P_0$ ?

(coefficient de dilatation à pression constante :  $\alpha = \frac{1}{T_0}$ )

Remarque : Au cours d'une combustion, le volume molaire gazeux sera de 24 voire de  $25 \text{ L.mol}^{-1}$ .

## 3. Gaz parfait et masse volumique et densité

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{m}{\frac{nRT}{P}} = \frac{mP}{nRT}$$

$$\frac{m}{n} = M \text{ (masse molaire)}$$

$$\rho = \frac{MP}{RT}$$

$$d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{\frac{M_{\text{gaz}} P}{RT}}{\frac{M_{\text{air}} P}{RT}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}}$$

$$M_{\text{air}} \approx 29 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$d = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$$

#### Exercice 7 :

1) Etablir la relation donnant la masse volumique  $\rho$  d'un gaz parfait à une température  $T$  et à une pression  $P$  en fonction de la masse volumique  $\rho_0$  de ce même gaz pris dans les conditions normales de température et de pression ( $T_0$  et  $P_0$ ) :

$$\rho = \rho_0 \cdot \frac{P}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T}$$

( $T_0 = 273 \text{ K}$  soit  $\theta = 0^\circ\text{C}$  ;  $P_0 = 1 \text{ atm (atmosphère)} = 76 \text{ cm de mercure} = 101325 \text{ Pa}$ )

2) Application :

10 L d'un gaz pris à 27 K, sous la pression de 68,4 mm de mercure et de masse 16,15 g.

a- calculer la masse volumique  $\rho_0$  de ce gaz dans les conditions normales ?

b- quelle est la masse molaire et la densité de ce gaz ?

c- quel est le nom de ce gaz ?

d- comparer sa densité avec celle du dihydrogène. Conclusion ?

#### Exercice 8 :

On introduit 5,6 g de diazote dans un cylindre fermé par un piston.

Ce dernier coulisse sans frottement et se place de telle façon que la pression à l'intérieur du cylindre reste constamment égale à 1 bar (pression atmosphérique).

1) Quelle est la température absolue  $T_1$  du gaz, sachant que son volume  $V_1 = 4 \text{ L}$ .

2) Quelle est sa masse volumique  $\rho_1$  ?

On place le cylindre dans un thermostat à température constante  $T_2 = 400 \text{ K}$ .

3) Déterminer le nouveau volume  $V_2$  et la nouvelle masse volumique  $\rho_2$ .

$$(M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1})$$

### 4. Gaz parfait et degré hygrométrique

#### Exercice 9 :

On appelle **degré hygrométrique**  $d^0 (H_r)$  le rapport de la pression partielle de vapeur d'eau à la pression saturante de vapeur d'eau.

Calculer la masse d'eau contenue dans l'air d'une pièce de dimensions  $5 \text{ m} \times 4 \text{ m} \times 3 \text{ m}$  à  $20^\circ\text{C}$ , sachant que  $H_r = 80\%$  et que la pression saturante de vapeur d'eau à cette température est de 1,75 cm de mercure.

$$(P_{\text{atmosphérique}} = 101325 \text{ Pa} = 76 \text{ cm de mercure})$$

#### Exercice 10 :

On suppose l'atmosphère terrestre **saturée d'humidité** jusqu'à 10 km d'altitude.

On se place à la température  $\theta = 0^\circ\text{C}$ .

A cette température, la pression de vapeur d'eau saturante est de 4,58 mm de mercure.

Quelle hauteur de précipitation obtiendrait-on si toute l'eau se changeait en pluie ?

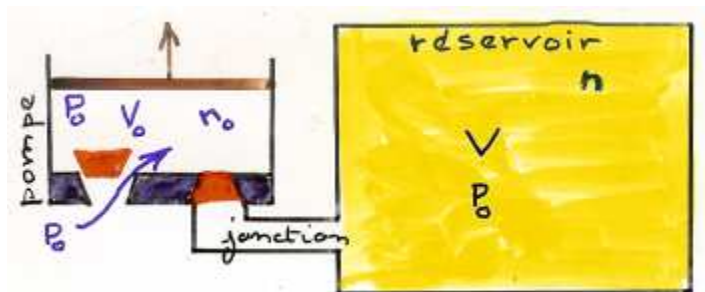
$$(\rho_{\text{eau}} = 10^3 \text{ kg.m}^{-3})$$

## 5. Compresseur

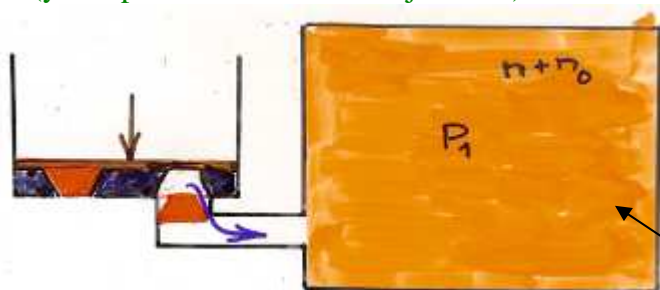
### Exercice 11 :

Initialement le réservoir est rempli de  $n$  moles d'air à la pression  $P_0$ .

A chaque aspiration la pompe se remplit avec  $n_0$  moles d'air, à la pression  $P_0 = 1$  bar, occupant le volume  $V_0$ .



A chaque refoulement la totalité de l'air de la pompe (dont le volume s'annule) est transféré dans le réservoir (y compris la canalisation de jonction).



Désignons par  $P_1, P_2, P_3, \dots, P_k$ , les pressions dans le réservoir après le premier refoulement, après le deuxième refoulement, après le troisième refoulement, ... après le  $k^{\text{ième}}$  refoulement.

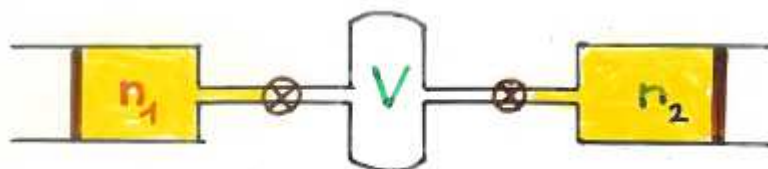
- 1) Ecrire la loi des gaz parfaits pour le réservoir, en fin de premier refoulement.  
En déduire la relation entre  $P_1, P_0, V_0$  et  $V$ .
- 2) Ecrire la loi des gaz parfaits pour le réservoir, en fin du deuxième refoulement.  
En déduire la relation entre  $P_2, P_0, V_0$  et  $V$ .
- 3) En extrapolant les résultats précédents, montrer que, à la fin du  $k^{\text{ième}}$  refoulement, la pression dans le réservoir est :  $P_k = P_0 \cdot \left( k \cdot \frac{V_0}{V} + 1 \right)$ .
- 4) Calculer le nombre de coups de pompe  $k$  qu'il a fallu donner pour avoir...  $P_k = 7$  bars.

## 6. Mélange de gaz parfaits

### 6A. mélange idéal

Ce mélange est idéal si chaque gaz se comporte comme s'il occupe, seul, tout le volume, ignorant les autres gaz.

Les particules, identiques ou non, composant ces gaz, n'ont aucune interaction entre elles, elles ne subissent que des chocs élastiques.



### 6<sub>B</sub>. fraction molaire d'un constituant du mélange

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{totale}}} \quad n_{\text{totale}} = \sum_{i=1}^n n_i \quad \sum_{i=1}^n x_i = 1$$

$x_i$  : fraction molaire de chaque constituant  $i$  présent dans le mélange  
 $n_i$  : quantité de matière de chaque constituant  $i$  présent dans le mélange  
 $n_{\text{totale}}$  : quantité de matière totale dans le mélange

### 6<sub>C</sub>. masse molaire moyenne d'un mélange

$$M_{\text{mélange}} = \frac{m_{\text{totale}}}{n_{\text{totale}}} \quad M_{\text{mélange}} = \sum_{i=1}^n x_i \cdot M_i$$

$M_{\text{mélange}}$  : masse molaire du mélange  
 $m_{\text{totale}}$  : masse totale du mélange  
 $M_i$  : masse molaire de chaque constituant  $i$  présent dans le mélange

### 6<sub>D</sub>. masse volumique et densité d'un mélange

$$\rho_{\text{mélange}} = \frac{m_{\text{totale}}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{M_{\text{mélange}} P_{\text{totale}}}{RT} \quad d_{\text{mélange}} = \frac{M_{\text{mélange}}}{29}$$

$\rho_{\text{mélange}}$  : masse volumique du mélange  
 $T$  : température du mélange  
 $d_{\text{mélange}}$  : densité du mélange

### 6<sub>E</sub>. pression partielle d'un constituant du mélange

$$P_i = x_i P_{\text{totale}} \quad P_i = \frac{n_i RT}{V_{\text{mélange}}} \quad P_{\text{totale}} = \sum_{i=1}^n P_i$$

$P_i$  : pression partielle de chaque constituant  $i$  présent dans le mélange  
 $P_{\text{totale}}$  : pression totale du mélange

#### Exercice 12 :

Dans un récipient de volume  $V = 10 \text{ L}$  on mélange, à  $T = 300 \text{ K}$ ,  $8,08 \text{ g}$  de néon  $\text{Ne}$  et  $7,10 \text{ g}$  de dichlore  $\text{Cl}_2$ .

- 1) a- Calculer les quantités de matière de chaque constituant, ainsi que la quantité de matière totale.  
 b- En déduire la fraction molaire de chaque constituant de ce mélange.
- 2) a- Quelle est la masse totale du mélange.  
 b- Calculer la masse molaire du mélange de deux façons différentes.
- 3) Calculer la masse volumique de ce mélange, ainsi que sa densité par rapport à l'air.
- 4) a- Calculer la pression totale du mélange gazeux dans l'enceinte.  
 b- En déduire les pressions partielles de chaque gaz de ce mélange de deux façons différentes.  
 $(M_{\text{Ne}} = 20,2 \text{ g.mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1})$

#### Exercice 13 :

Un gaz parfait  $G_1$  occupe un volume  $V_1$  sous la pression  $P_1$  et à la température  $\theta_1$ .

Un gaz parfait  $G_2$  occupe un volume  $V_2$  sous la pression  $P_2$  et à la température  $\theta_2$ .

On mélange ces deux gaz dans un récipient de volume  $V$ , la température du mélange étant maintenue

constante et égale à  $\theta$ .

Quelle est la pression finale ?

Données :

$$P_1 = 2 \text{ atm} ; P_2 = 4 \text{ atm}$$

$$V_1 = 10^{-3} \text{ m}^3 ; V_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 ; V = 4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\theta_1 = 27^\circ\text{C} ; \theta_2 = 37^\circ\text{C} ; \theta = 22^\circ\text{C}$$

Exercice 14 :

Deux gaz, l'hélium et l'argon, sont dans deux flacons distincts, dans les conditions suivantes :

- hélium He :  $P_1 = 1 \text{ bar} ; V_1 = 4 \text{ L} ; T_1 = 300 \text{ K}$

- argon Ar :  $P_2 = 2 \text{ bars} ; V_2 = 1,5 \text{ L} ; T_2 = 450 \text{ K}$ .

On les mélange dans un récipient de volume  $V_3 = 10 \text{ L}$ , la pression est alors  $P_3 = 1 \text{ bar}$ .

- 1) Calculer la quantité de chaque gaz, ainsi que la quantité totale dans le mélange.
- 2) Quelle est la température du mélange gazeux ?
- 3) Calculer la fraction molaire de chaque constituant de ce mélange.
- 4) Quelles sont les pressions partielles de chacun des gaz dans le mélange ?

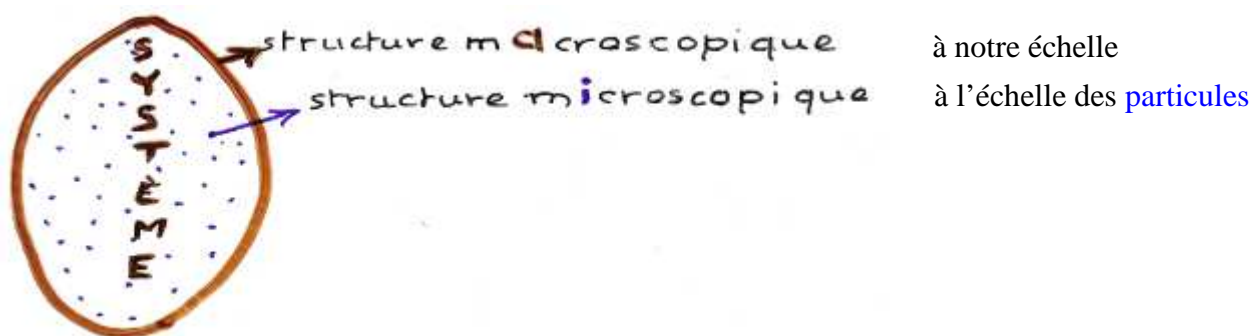
## B. THERMODYNAMIQUE

### 1. Définition

Science qui étudie tous les phénomènes qui dépendent de la température et de ses changements.

Elle étudie des systèmes matériels, formés d'un grand nombre de particules élémentaires.

(atomes, ions ou molécules)



### 2. Echantillon de matière

- Homogène : les propriétés physiques sont indépendantes du point de l'échantillon.
- Isotrope : les propriétés physiques sont indépendantes de la direction en tout point de l'échantillon.

### 3. Démarche du physicien

#### 3A. de l'expérience au modèle

- 1) Le physicien étudie expérimentalement les propriétés macroscopiques du système.  
(comment varie le volume  $V$  d'un gaz en fonction de la température  $T$  quand la pression  $P$  est maintenue constante...)
- 2) Il interprète les propriétés trouvées par un modèle microscopique, qui décrit la nature, les propriétés et l'évolution dans l'espace et le temps des diverses particules...qui précise aussi le mode d'interaction entre elles.
- 3) Il considère que le modèle représente une bonne approximation de la réalité quand son utilisation permet de deviner de nouvelles propriétés confirmées par l'expérience.  
Dans le cas contraire, il peut alors s'avérer nécessaire de retoucher le modèle.  
« la réalité microscopique ne peut être atteinte que par approximations successives »
- 4) Il raisonne alors sur des gaz parfaits, le corps noir,...

### 3<sub>B</sub>. transformations

5) Il décrira des transformations :

#### 3<sub>B1</sub>. exemples

- isobare à pression constante
- isochore à volume constant
- isotherme à température constante
- adiabatique sans échange de chaleur
- cyclique si l'état final est identique à l'état initial

#### 3<sub>B2</sub>. caractéristiques

##### a- réversible

A chaque instant le système ainsi que le milieu extérieur sont en équilibre thermodynamique simultanément.

Les paramètres varient, alors, sans discontinuité par une succession d'états d'équilibre infiniment voisins.

Le système et le milieu extérieur peuvent repasser par tous les états antérieurs quand on fait varier en sens inverse les paramètres.

*(chauffage ou refroidissement du liquide contenu dans un tube à essai plongé dans un bain-marie)*

##### b- irréversible

Le système ne répond pas au critère précédent.

*(diffusion d'une goutte d'encre dans un verre d'eau, enfoncement d'un piston dans un cylindre lorsqu'il y a des frottements,...)*

##### c- cas limites

Ces concepts représentent des cas limites dont les phénomènes réels s'approchent suffisamment dans certaines conditions.

### 3<sub>C</sub>. principes et relations

6) Il prévoit, à partir de principes, les relations entre les grandeurs physiques directement accessibles à l'expérience et leur évolution.

## 4. Système thermodynamique

#### 4<sub>A</sub>. définition

Ensemble des corps isolés du milieu extérieur par une enceinte.

#### 4<sub>B</sub>. exemples

- Système ouvert : il peut échanger de la matière et de l'énergie avec l'extérieur...masse variable...(*pompe hydraulique, autocuiseur, corps humain...*)
- Système fermé : il peut échanger de l'énergie avec l'extérieur...masse constante...  
*(pile jetable, pompe...)*
- Système isolé : il n'échange ni matière, ni énergie avec l'extérieur.  
*(chute libre dans le vide, vase du calorimètre à enceinte adiabatique...)*
- Système en équilibre : il n'y a ni échanges avec l'extérieur, ni échanges entre les parties intérieures du système.

#### 4<sub>C</sub>. états d'un système

Il est caractérisé par des grandeurs physiques appelées, paramètres ou variables d'état.



Ces variables sont nécessaires et suffisantes pour la description macroscopique du système.

(pression  $P$ , volume  $V$ , température  $T$ , quantité de matière  $n$ ,...)

a- Variables extensives : elles dépendent de la taille du système.

(masse  $m$ , quantité de matière  $n$ , énergie  $E$ ,...)

b- Variables intensives : elles ne dépendent pas de la taille du système.

(pression  $P$ , température  $T$ , masse volumique  $\rho$ , densité  $d$ , concentration molaire  $C$ , volume molaire  $V_m$ ,...)

#### 4D. équation d'état

Elle lie entre eux, par une relation, les paramètres d'état.

( $P.V = n.R.T$ , pour les gaz parfaits)

#### 4E. système en équilibre

Les paramètres intensifs et extensifs ne dépendent pas du temps.

#### 4F. système en « non » équilibre

- il évolue.
- il subit une transformation.
- il passe d'un état d'équilibre initial à un état d'équilibre final.

### 5. Convention de signe des échanges d'énergie



Toute énergie gagnée par le système est comptée positivement.

Toute énergie cédée par le système est comptée négativement.

*Exemple : réaction chimique*

- exothermique : transformation au cours de laquelle le système dégage de la chaleur.
- endothermique : transformation au cours de laquelle le système absorbe de la chaleur.
- athermique : transformation au cours de laquelle le système n'échange pas de la chaleur.

### 6. Energies

#### 6A. énergies macroscopiques

##### 6A1. définition

Elles sont dues au mouvement et à la position.

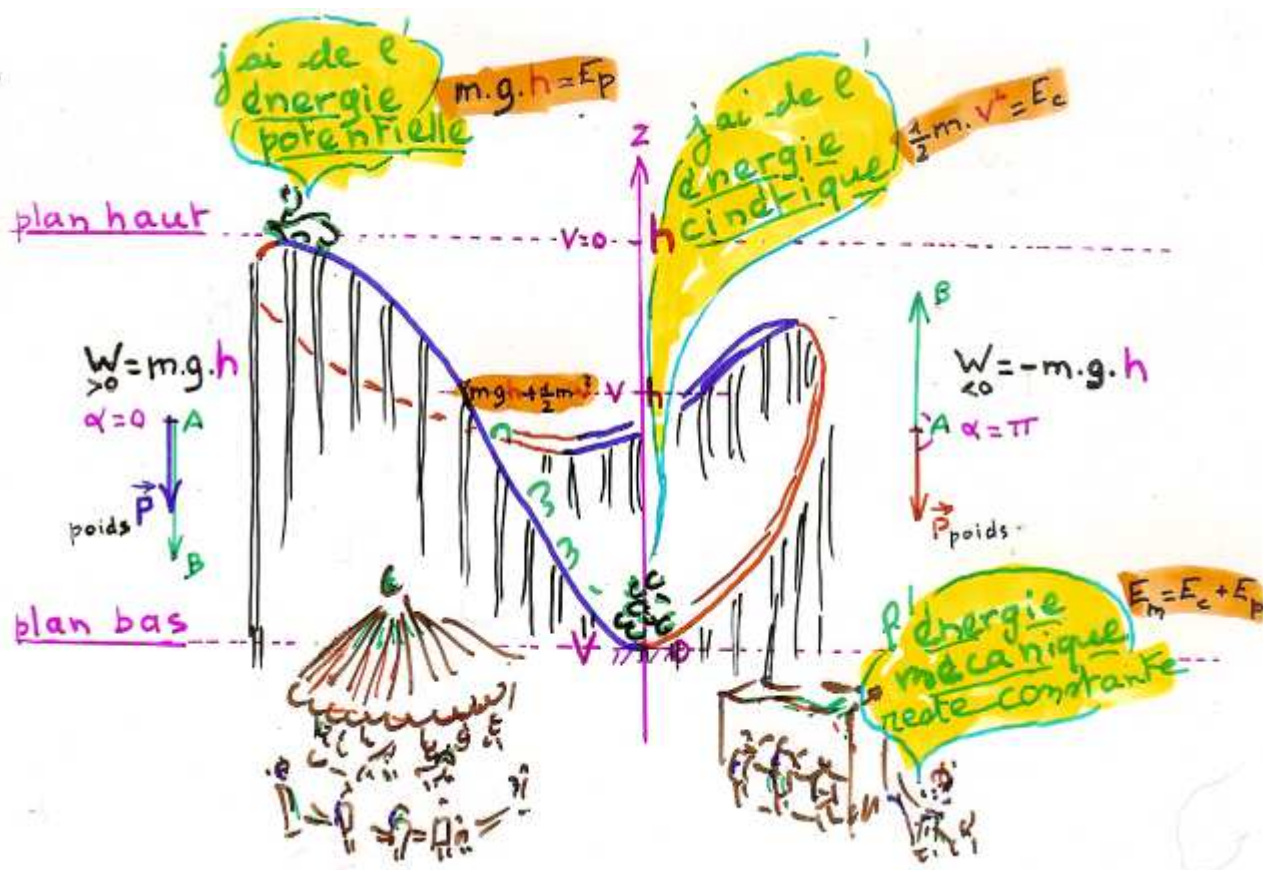
Energie cinétique et énergie potentielle...

##### 6A2. exemples

##### $\alpha$ - pesanteur

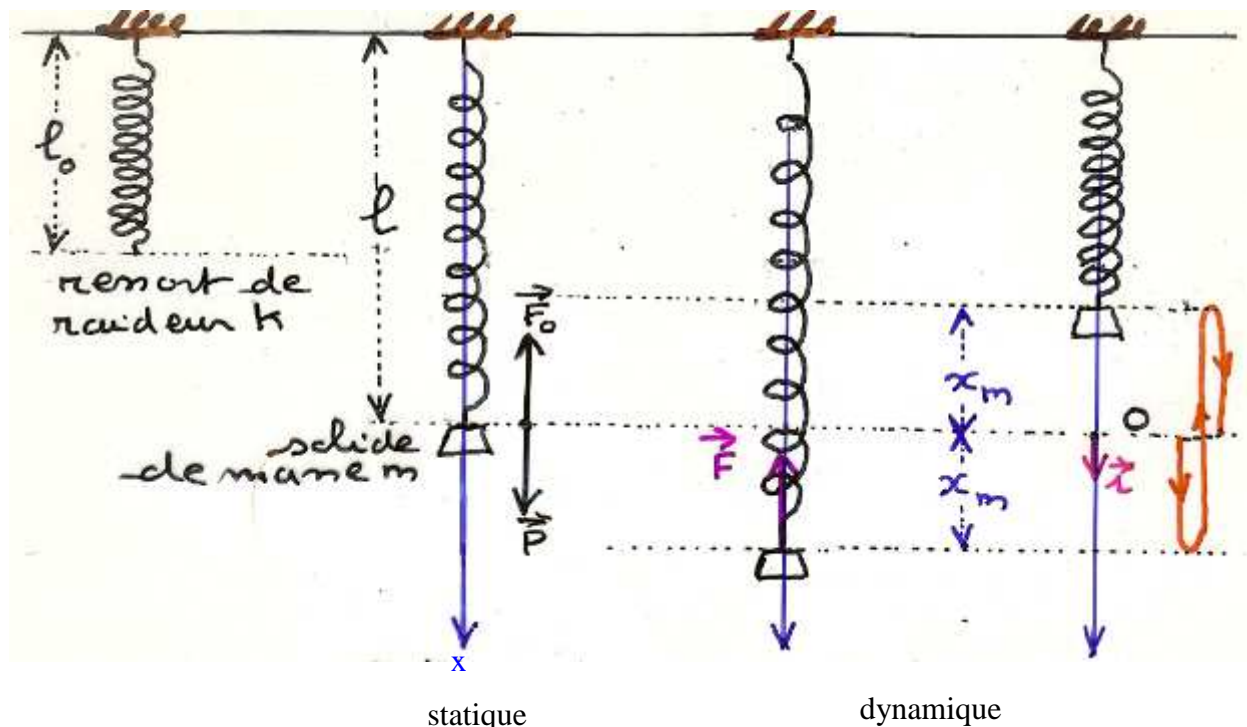
Les énergies sont dues au mouvement et à la position du corps.





### b. ressort

Les énergies sont dues au mouvement et à l'action du ressort.



Energie mécanique (constante) = Energie cinétique ( $\frac{1}{2} m.v^2$ ) + Energie potentielle élastique ( $\frac{1}{2} k.x^2$ )

## 6<sub>B</sub>. énergie microscopique : énergie interne

C'est l'**énergie interne U**

Elle est due aux mouvements et interactions des particules du système.

$$U = \sum_{i=1}^n e_{ci} + \sum_{i=1}^n e_{pi}$$

$e_{pi}$  : énergie potentielle de chaque particule

$e_{ci}$  : énergie cinétique de chaque particule

## 7. Echange d'énergie

### 7<sub>A</sub>. par travail d'une force

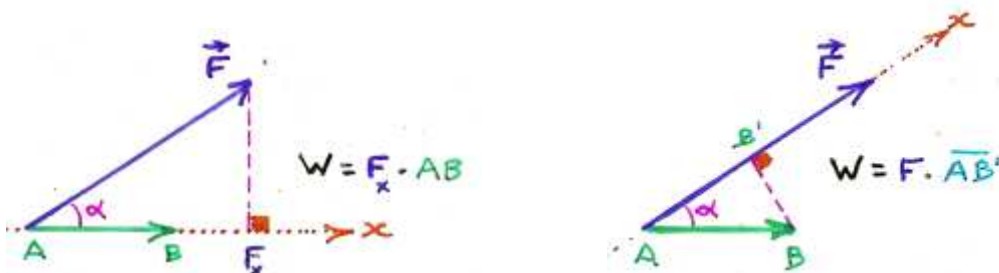
#### Z<sub>A1</sub>: forces mécaniques

$$W = \vec{F} \cdot \vec{\ell} = F \cdot \ell \cdot \cos \alpha$$

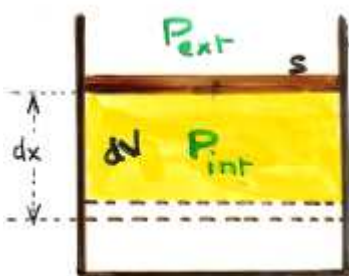
$$-\frac{\pi}{2} \geq \alpha \geq \frac{\pi}{2} \quad \text{travail moteur} \quad W > 0$$

$$\alpha = \pm \frac{\pi}{2} \quad \text{travail nul} \quad W = 0$$

$$\frac{\pi}{2} > \alpha \geq \pi \text{ ou } -\pi \leq \alpha < -\frac{\pi}{2} \quad \text{travail résistant} \quad W < 0$$



#### Z<sub>A2</sub>: forces de pression



Gaz enfermé dans un cylindre dont le volume V peut varier grâce au déplacement d'un piston mobile, dont le poids est négligeable.

Les seules forces extérieures sont les forces de pression qui résultent de la pression extérieure  $P_{ext}$ .

A chaque instant, si la transformation est réversible :  $P_{ext} = P_{int} = P$ .

La variation de volume du système est opposée à celle de l'extérieur :

$$dV_{\text{système}} = -dV_{\text{extérieur}} = dV = -S \cdot dx$$

Pour un déplacement fini du piston, le travail est en rapport avec la dilatation ou la contraction du système.

$$W = \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} dW = \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P_{\text{ext}} \cdot dV_{\text{ext}} = - \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P_{\text{ext}} \cdot dV_{\text{système}}$$

$$W = - \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P \cdot dV$$

## 7<sub>B</sub>. par transfert thermique

$$Q = m.c.\Delta T$$

$$Q = n.C.\Delta T$$

c : capacité thermique massique (J.kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>)

C : capacité thermique molaire (J.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>)

## 7<sub>C</sub>. par rayonnement

Loi de Stéphan :  $\Phi = \sigma.T^4.S$

## 8. Puissance

$$P = \frac{E}{t} \quad P = \frac{W}{t} \quad P = \frac{Q}{t}$$

P : puissance à laquelle l'énergie E (J) est échangée (W)

t : temps pendant lequel le transfert d'énergie se produit

W : énergie échangée sous forme de travail

Q : énergie échangée sous forme de chaleur

## 9. PREMIER PRINCIPE

La somme des variations...

- de l'énergie interne  $\Delta U$ ,
  - de l'énergie cinétique macroscopique  $\Delta E_c$ ,
  - et de l'énergie potentielle macroscopique  $\Delta E_p$ ,
- est égale à la somme...
- des travaux des forces extérieures
  - et des énergies échangées par transfert thermique ou rayonnement

$$\Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p = W_{\text{extérieures}} + Q_{\text{extérieures}}$$

$$\Delta E_p = E_{p_{\text{finale}}} - E_{p_{\text{initiale}}}$$

$$\Delta E_c = E_{c_{\text{finale}}} - E_{c_{\text{initiale}}}$$

$$\Delta U = U_{\text{finale}} - U_{\text{initiale}}$$

Cette équation ne se démontre pas (**principe**).

Les échanges et variation d'énergie de tous les systèmes satisfont à cette équation.

## C. THERMODYNAMIQUE des GAZ PARFAITS

### 1. Propriétés thermoélastiques (les transformations)

#### 1<sub>A</sub>. coordonnées de Clapeyron

En système fermé :  $\frac{P.V}{T} = n.R = K$  (K : constante, pour une quantité de gaz donnée)

$$T_0 = 273,15 \text{ K (0°C)}$$

Les coordonnées de Clapeyron représentent les transformations réversibles :

- volume en abscisse
- pression en ordonnée

#### 1<sub>B</sub>. transformations

##### 1<sub>B1</sub>. transformation isobare

Loi de Gay-Lussac (Joseph-Louis, 1778-1850, chimiste et physicien français)

Echauffement ou refroidissement à pression constante.

(Dilatation ou contraction)

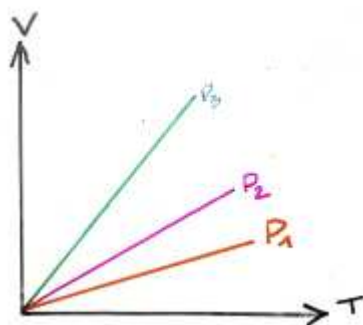
Coefficient thermo élastique : *coefficient de dilatation*  $\alpha = \frac{1}{273,15} = \frac{1}{T_0} \approx 0,003363 \text{ K}^{-1}$

$$\alpha = \frac{1}{V} \cdot \left( \frac{\Delta V}{\Delta T} \right)_P$$

$$\Delta V = \alpha \cdot V \cdot \Delta T$$

$$V - V_0 = \frac{1}{T_0} \cdot V \cdot (T - T_0)$$

$$V - V_0 = \frac{V \cdot T}{T_0} - V$$

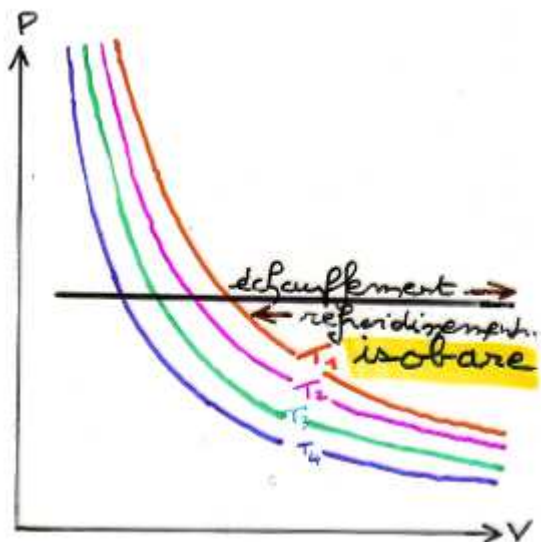


$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}$$

$$\frac{PV}{T} = K \Leftrightarrow \frac{V}{T} = K_1 = \frac{nR}{P}$$

$K_1$  est une constante qui dépend, uniquement de la quantité de matière et de la pression.

Coordonnées de Clapeyron :



**1<sub>B2</sub>. transformation isochore**

Loi de Charles (Jacques, 1746-1823, inventeur et physicien français)

Echauffement ou refroidissement à volume constant.

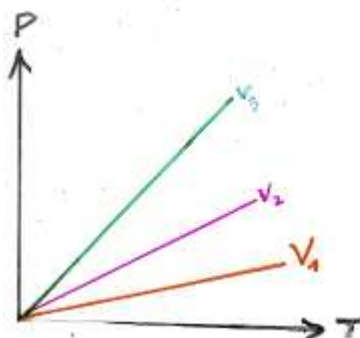
Coefficient thermo élastique:  $\beta = \frac{1}{273,15} = \frac{1}{T_0} \approx 0,003363 \text{ K}^{-1}$

$$\beta = \frac{1}{P} \cdot \left( \frac{\Delta P}{\Delta T} \right)_V$$

$$\Delta P = \beta \cdot P \cdot \Delta T$$

$$P - P_0 = \frac{1}{T_0} \cdot P \cdot (T - T_0)$$

$$P - P_0 = \frac{P \cdot T}{T_0} - P$$

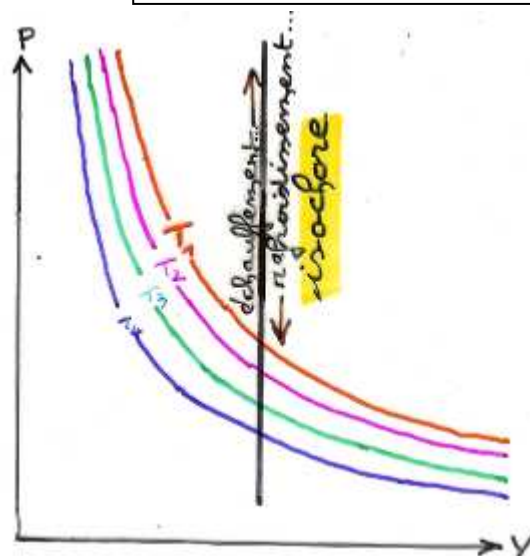


$$\frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}$$

$$\frac{PV}{T} = K \Leftrightarrow \frac{P}{T} = K_2 = \frac{nR}{V}$$

$K_2$  est une constante qui dépend, uniquement de la quantité de matière et du volume.

Coordonnées de Clapeyron :



### 1<sub>B3</sub>. transformation isotherme

Loi de Boyle-Mariotte (Edme, 1620-1684, physicien français)

Compression ou détente à température constante.

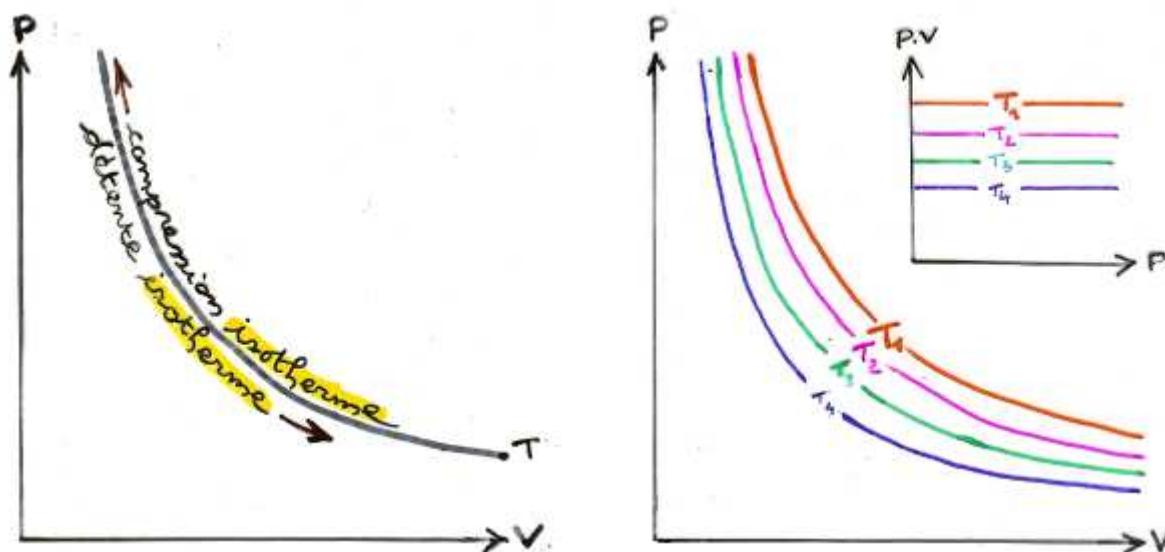
Coefficient thermo élastique :  $\chi = -\frac{1}{V} \left( \frac{\Delta V}{\Delta P} \right)_T$

$$P.V = P_0.V_0$$

$$\frac{PV}{T} = K \Leftrightarrow PV = K_3 = nRT$$

$K_3$  est une constante qui dépend, uniquement de la quantité de matière et de la température.

Coordonnées de Clapeyron :



Les isothermes sont des hyperboles.

### 1<sub>B4</sub>. transformation adiabatique

Compression ou détente. Coordonnées de Clapeyron (Emile, 1799-1864)

L'adiabatique décroît plus rapidement que les isothermes.

On montre que, en un point commun, pour une isotherme et une adiabatique

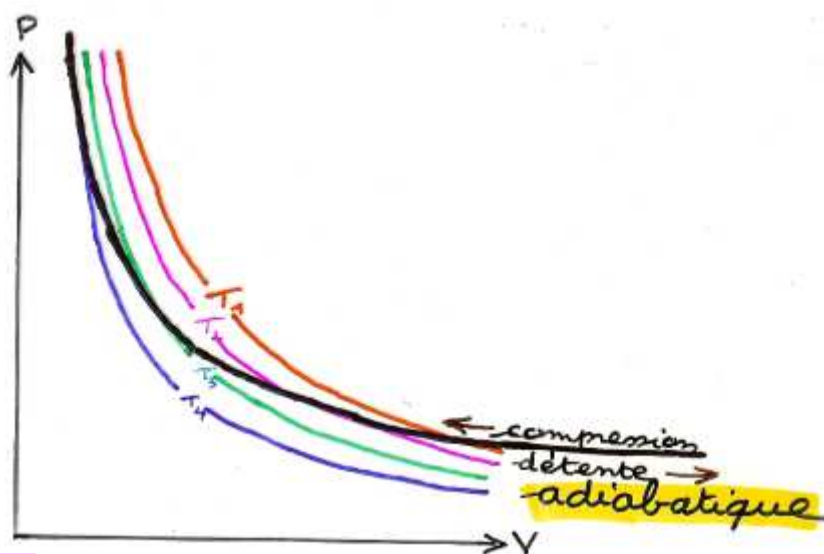
$$\gamma = \frac{\text{pente adiabatique}}{\text{pente isotherme}}$$

$$\frac{P.V}{T} = n.R = K$$

Loi de Laplace (Pierre-Simon 1749-1827)

$PV^\gamma = K'$ , mais aussi :

$P^{(1-\gamma)}T^\gamma = K''$  et  $TV^{(\gamma-1)} = K'''$



$$\frac{P.V}{T} = \frac{P_0.V_0}{T_0}$$

$$PV^\gamma = P_0V_0^\gamma$$

$$P^{(1-\gamma)}T^\gamma = P_0^{(1-\gamma)}T_0^\gamma$$

$$TV^{(\gamma-1)} = T_0V_0^{(\gamma-1)}$$



## 2. Equation d'état des gaz parfaits

### 2A. un gaz comporte une mole

Il subit une suite de transformations :

- état 1 :  $P_0, V_0, T_0$

- état 2 :  $P, V_0, T_0$

- état 3 :  $P, V, T$

1  $\xrightarrow[\text{isotherme}]{\text{compression}}$  2  $\xrightarrow[\text{isobare}]{\text{dilatation}}$  3

$$P_0 \cdot V_0 = P \cdot V_0 \quad \frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}$$

$$V_0' = \frac{P_0 \cdot V_0}{P}$$

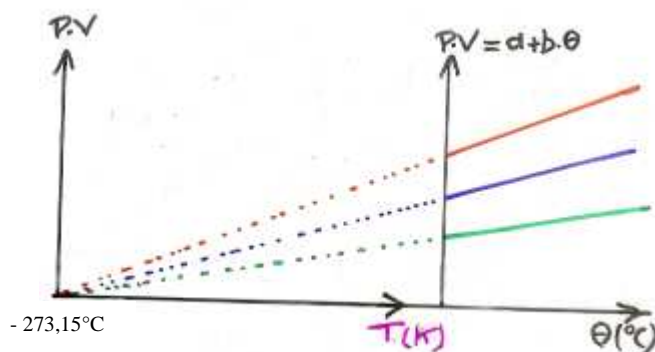
$$\frac{V}{T} = \frac{\frac{P_0 \cdot V_0}{P}}{T_0} = \frac{P_0 \cdot V_0}{P \cdot T_0}$$

$$\boxed{\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = R}$$

### 2B. un gaz comporte n moles (loi de Kelvin)

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$



Pour supprimer b, on définit une autre échelle de température :  $\theta(^{\circ}\text{C}) \rightarrow T(K)$

#### Exercice 15 :

Une certaine masse m de dioxygène assimilé à un gaz parfait occupe un volume  $V_1 = 1 \text{ m}^3$  à la pression atmosphérique et à la température  $\theta_1 = 27^{\circ}\text{C}$ .

1) On la comprime sous 5 atmosphères à température constante.

Quel sera son volume  $V_2$  ?

2) On la chauffe, ensuite, à  $127^{\circ}\text{C}$  sous 5 atmosphères.

Quel sera son volume  $V_3$  ?

3) On porte, enfin, cette masse de gaz à 2 atmosphères et à  $87^{\circ}\text{C}$ .

Quel sera son volume  $V_4$  ?

4) Trouver la quantité de dioxygène et la masse m mise en jeu.

( $P_{\text{atmosphérique}} = 101325 \text{ Pa}$ )



Exercice 16 :

Une quantité  $n$  de gaz parfait passe d'un état 1 ( $P_1, V_1, T_1$ ) à un état 2 ( $P_2, V_2, T_2$ ).

A partir de l'équation de Laplace  $P.V^\gamma = \text{constante}$  et l'équation des gaz parfaits  $P.V = n.R.T$  :

- 1) Trouver la relation entre  $P_1, P_2, T_1, T_2$  et  $\gamma$  :  $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{1}{\gamma}}$
- 2) Trouver la relation entre  $V_1, V_2, T_1, T_2$  et  $\gamma$  :  $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}$
- 3) Réfléchir ensuite sur :
  - a- le **refroidissement** par détente adiabatique.
  - b- le briquet à air.

Exercice 17 :

Un réservoir indéformable de volume  $V_r = 200 \text{ L}$  est rempli d'air à la pression  $P_0 = 10^5 \text{ Pa}$  et à la température  $\theta_0 = 17^\circ\text{C}$

On désire **abaisser la pression**  $P_0$  jusqu'à la pression finale  $P_f = 10^4 \text{ Pa}$ .

Pour cela on utilise un piston étanche qui se déplace en translation, sans frottement, dans un cylindre muni de deux soupapes  $S_1$  et  $S_2$ .

Fonctionnement :

- Le piston étant dans la position  $ab$ , la soupape  $S_1$  est ouverte et la soupape  $S_2$  fermée. Le piston est ensuite entraîné jusqu'à la position  $cd$  et il y a **aspiration** d'un volume  $V_c$  d'air égal à  $50 \text{ cm}^3$ , ce qui permet d'abaisser la pression dans le réservoir à la pression  $P_1$ .
  - Dès que le piston revient vers la position  $ab$ , la soupape  $S_2$  s'ouvre et la soupape  $S_1$  se ferme, ce qui permet d'évacuer l'air emprisonné à l'intérieur du cylindre vers l'atmosphère libre.
  - Le piston, repartant vers la position  $cd$ , aspire un nouveau volume  $V_c$  d'air et permet d'abaisser la pression dans le réservoir à la pression  $P_2$ .
- Au cours de son retour, le piston évacue ce volume  $V_c$  dans l'atmosphère, un nouveau cycle recommence.

Après  $n$  cycles consécutifs, la pression résiduelle dans le réservoir est  $P_n$ .

On suppose que toutes ces opérations de pompage correspondent à des transformations adiabatiques réversibles.

L'air est assimilé à un gaz parfait, son coefficient adiabatique est  $\gamma = 1,40$  et sa masse molaire  $M = 29 \text{ g.mol}^{-1}$ .

La constante des gaz parfaits est  $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

- 1) Calculer la masse d'air  $m_0$  contenue initialement dans le réservoir.
- 2) Calculer la pression  $P_1$  dans le réservoir après le premier cycle.
- 3) Calculer la pression  $P_2$  dans le réservoir après le deuxième cycle en fonction de  $P_0, V_r, V_c$  et  $\gamma$ .
- 4) Montrer qu'après le  $n^{\text{ième}}$  cycle, la pression  $P_n$  de l'air dans le réservoir s'exprime par :

$$P_n = P_0 \cdot \left( \frac{V_r}{V_r + V_c} \right)^{n \cdot \gamma}$$

- 5) Calculer la température  $T_1$  (en kelvins) dans le réservoir après le premier cycle, puis la température  $T_2$  après le deuxième cycle.

Montrer qu'après le  $n^{\text{ième}}$  cycle, la température  $T_n$  s'exprime par :

$$T_n = T_0 \cdot \left( \frac{V_r}{V_r + V_c} \right)^{n \cdot (\gamma - 1)}$$

6) Déterminer le nombre de cycles nécessaires pour obtenir la pression finale  $P_f = 10^4$  Pa et la température correspondante  $T_f$ .

### 3. Quantité de chaleur Q échangée au cours d'une transformation

#### 3A. transformations

##### 3A1- transformation isobare

$$Q_p = m \cdot c_p \cdot \Delta T$$

$c_p$  : capacité thermique massique à pression constante ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$m$  : masse du gaz (kg)

$$Q_p = n \cdot C_p \cdot \Delta T$$

$C_p$  : capacité thermique molaire à pression constante ( $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$n$  : quantité de matière du gaz (mol)

##### 3A2- transformation isochore

$$Q_v = m \cdot c_v \cdot \Delta T$$

$c_v$  : capacité thermique massique à volume constant ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$m$  : masse du gaz (kg)

$$Q_v = n \cdot C_v \cdot \Delta T$$

$C_v$  : capacité thermique molaire à volume constant ( $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$n$  : quantité de matière du gaz (mol)

##### 3A3- transformation isotherme

$$Q_t = -W \quad ???$$

##### 3A4- transformation adiabatique

$$Q_a = 0$$

#### 3B. relation de Mayer

##### 3B1- capacités thermiques...

Les capacités thermiques (massiques et molaires) des gaz parfaits, à volume constant et à pression constante, sont différentes (contrairement aux liquides et aux solides pour lesquels les valeurs sont confondues)

$$C_p - C_v = R$$

$$c_p - c_v = \frac{R}{M}$$

$M$  : masse molaire du gaz ( $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

$R$  : constante des gaz parfaits ( $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$$\frac{c_p}{c_v} = \frac{C_p}{C_v} = \gamma \quad \text{coefficient sans dimension}$$

$$C_p - C_v = \gamma \cdot C_v - C_v = C_v \cdot (\gamma - 1) = R$$

$$C_v = \frac{R}{\gamma - 1} ; \quad C_p = \frac{\gamma R}{\gamma - 1} ; \quad - \quad c_v = \frac{R}{M(\gamma - 1)} = \frac{C_v}{M} ; \quad - \quad c_p = \frac{\gamma R}{M(\gamma - 1)} = \frac{C_p}{M}$$

**3<sub>B2</sub>. exemples**

- gaz monoatomiques (gaz rares : He, Ne, Ar...) :

$$C_v = \frac{3}{2}R \quad \text{et} \quad C_p = \frac{5}{2}R \quad (12,46 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \text{ et } 20,80 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$$

- gaz diatomiques ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,...)

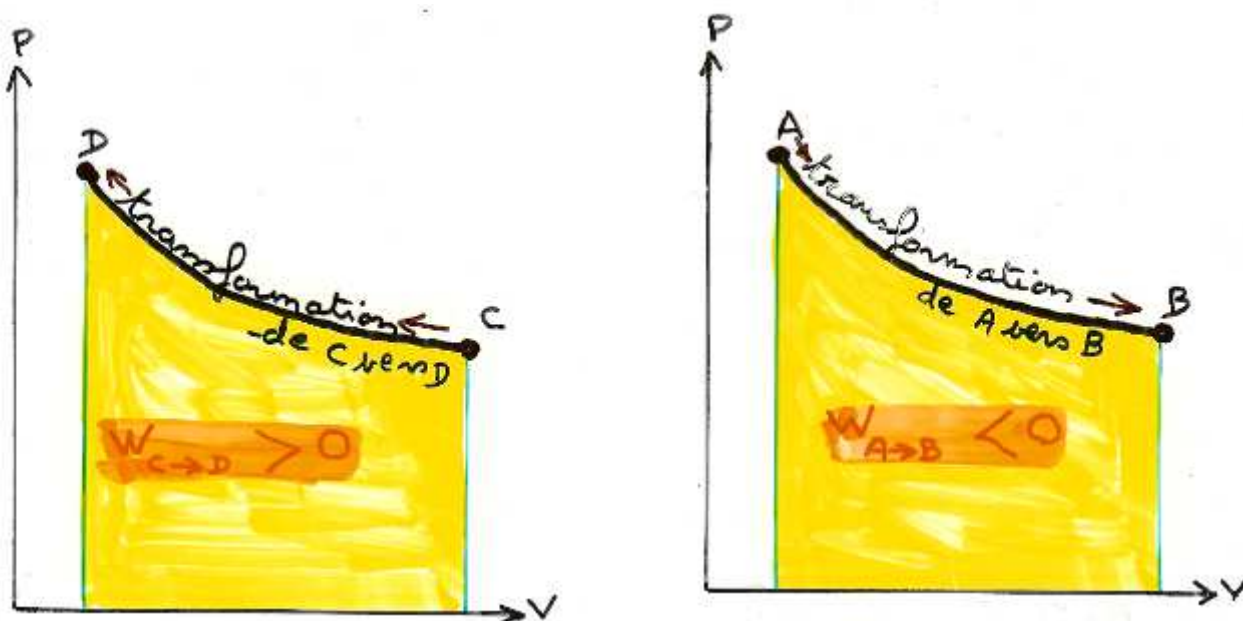
$$C_v = \frac{5}{2}R \quad \text{et} \quad C_p = \frac{7}{2}R \quad (20,60 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \text{ et } 29,00 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$$

**4. Travail échangé au cours d'une transformation****4<sub>A</sub>. calcul**

Travail des forces de pression échangé avec l'extérieur :

$$W = - \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P.dV$$

Le résultat d'une intégrale est donné par l'aire algébrique comprise entre la courbe et l'axe des abscisses.



Le travail des forces de pression est moteur ( $> 0$ ) ou résistant ( $< 0$ )

**4<sub>B</sub>. transformations****4<sub>B1</sub>. transformation isobare (P constante)**

$$W = - \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P.dV = -P \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} dV = -P(V_{\text{final}} - V_{\text{initial}})$$

$$W = -P.\Delta V$$

$\Delta V$  : variation du volume du gaz

P : pression constante à laquelle se réalise la transformation

$$-P.\Delta V = -n.R.\Delta T \quad W = -n.R.\Delta T$$

**4<sub>B2</sub>. transformation isochore (V constant)**

$$W = - \int_{V_{\text{initial}}}^{V_{\text{final}}} P.dV \quad dV = 0$$

$$W = 0$$

#### 4B3. transformation isotherme (T constante, $P = \frac{n.R.T}{V}$ )

$$W = -\int_{V_{initial}}^{V_{final}} P.dV = -\int_{V_{initial}}^{V_{final}} \frac{n.R.T}{V}.dV = -n.R.T \int_{V_{initial}}^{V_{final}} \frac{1}{V}.dV = -n.R.T \ln \frac{V_{final}}{V_{initial}}$$

$$W = -n.R.T \ln \frac{V_{final}}{V_{initial}} = -n.R.T \ln \frac{P_{initiale}}{P_{finale}} \quad (P_{initiale} \cdot V_{initiale} = P_{finale} \cdot V_{finale})$$

T : température absolue à laquelle se réalise la transformation  
n : quantité de matière du gaz

#### 4B4. transformation adiabatique ( $PV^\gamma = \text{constante}$ )

$$W = -\int_{V_{initial}}^{V_{final}} P.dV = -\int_{V_{initial}}^{V_{final}} P \cdot \frac{V^\gamma}{V^\gamma}.dV = -P.V^\gamma \cdot -\int_{V_{initial}}^{V_{final}} \frac{1}{V^\gamma}.dV = -P.V^\gamma \cdot \left( \frac{V_{final}^{1-\gamma} - V_{initial}^{1-\gamma}}{1-\gamma} \right) = -\frac{P_{finale} \cdot V_{finale} - P_{initiale} \cdot V_{initiale}}{1-\gamma}$$

$$W = \frac{P_{initiale} \cdot V_{initiale} - P_{finale} \cdot V_{finale}}{1-\gamma} = n.R \frac{T_{initiale} - T_{finale}}{1-\gamma} \quad (P.V = n.R.T)$$

### 5. Premier principe et transformation

#### 5A. U et H

Les variations d'énergies macroscopiques sont nulles :  $\Delta E_c = \Delta E_p = 0$ .

L'**énergie interne**  $U = \sum e_{ci} + \sum e_{pi}$  d'un gaz parfait, ainsi que son **enthalpie**  $H = U + P.V$  ne dépendent que de la température T du gaz.

(l'enthalpie du gaz permet de simplifier le calcul des échanges d'énergie pour les transformations isobares)

#### 5B. transformation réversible

Au cours d'une **transformation réversible**, la variation d'énergie interne est égale à la somme des travaux des forces extérieures et de la quantité de chaleur échangés avec l'extérieur.

$$\Delta U = W_{extérieures} + Q_{extérieures}$$

BILAN	Isobare*	Isochore	Isotherme	adiabatique
Relation entre paramètres d'état	$\frac{V_{finale}}{T_{finale}} = \frac{V_{initiale}}{T_{initiale}}$	$\frac{P_{finale}}{T_{finale}} = \frac{P_{initiale}}{T_{initiale}}$	$P_{finale} V_{finale} = P_{initiale} V_{initiale}$	$P_{finale} V_{finale}^\gamma = P_{initiale} V_{initiale}^\gamma$
Quantité de chaleur échangée Q	$n.C_p \cdot \Delta T = Q_p$	$n.C_v \cdot \Delta T = Q_v$	$n.R.T \ln \frac{V_{finale}}{V_{initiale}}$	0
Travail échangé W	$-P \cdot (V_{finale} - V_{initiale})$	0	$-n.R.T \ln \frac{V_{finale}}{V_{initiale}}$	$n.R \cdot \frac{T_{initiale} - T_{finale}}{\gamma - 1}$
Variation d'énergie interne $\Delta U$	$W + Q_p$	$Q_v$	0	W

### 5c. transformation isobare

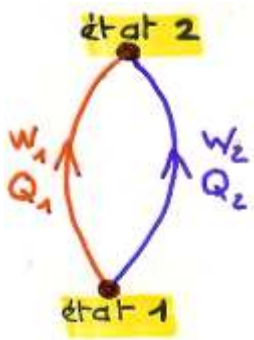
$$\Delta U = W + Q_p$$

$$\Delta U = -P.(V_{\text{final}} - V_{\text{initial}}) + Q_p = U_{\text{finale}} - U_{\text{initiale}}$$

$$Q_p = (U_{\text{finale}} + P.V_{\text{finale}}) - (U_{\text{initiale}} + P.V_{\text{initiale}})$$

$$Q_p = \Delta H$$

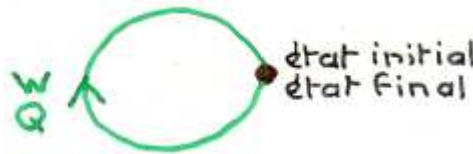
### 5d. $\Delta U$ et états



La variation d'énergie interne est indépendante de la transformation utilisée. Elle ne dépend que de l'état initial (état 1) et de l'état final.

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2$$

## 6. Transformation cyclique



L'état initial et l'état final sont confondus.

$$\Delta U_{\text{cycle}} = U_{\text{final}} - U_{\text{initial}} = 0$$

$$\Delta U_{\text{cycle}} = \sum_{i=1}^{i=n} W_i + \sum_{j=1}^{j=m} Q_j = W + Q = 0$$

Q : somme des quantités de chaleur échangées avec l'extérieur

W : somme des travaux échangés avec l'extérieur

## 7. DEUXIEME PRINCIPE (...entropie S)

### 7A. premier principe et échanges d'énergie

Le premier principe permet de faire le bilan des échanges d'énergie d'un système avec l'extérieur. Il stipule la conservation de l'énergie d'un système, sans imposer de conditions sur les types d'échanges possibles.

Mais il **ne fait pas** de différence entre les différentes formes d'énergie.

Il **ne permet pas** de faire la différence entre les transformations réversibles et irréversibles, car pour lui toutes les transformations sont possibles.

- pour le transfert spontané de la chaleur du chaud vers le froid, il n'exclue pas, par son bilan, le transfert inverse, ce qui est impossible.

### 7B. deuxième principe et évolution

Le deuxième principe fait ces différences :

C'est un principe d'évolution, qui décrit des faits expérimentaux et qui permet de prévoir l'évolution d'un système.

S'il est possible de transformer intégralement de l'énergie électrique, de l'énergie mécanique, de l'énergie

chimique,...en chaleur, l'inverse n'est pas complètement possible.

(la chaleur n'est pas de « l'énergie » totalement utilisable)

- il n'existe pas de moteur qui fournit du travail à partir d'une seule source de chaleur.
- il n'existe pas de processus dont le seul effet serait de faire passer de la chaleur d'une source froide à une source chaude.

Un système ne peut produire du travail, que s'il est en contact avec deux sources de chaleur, à des températures différentes ( $T_1 \neq T_2$ )

## 7c. entropie S

L'**entropie S** d'un système est une fonction d'état.

Elle mesure le désordre d'un système.

Sa variation  $\Delta S$ , positive ou nulle (sinon la transformation est impossible), mesure le degré d'irréversibilité d'une transformation.

$$\Delta S = \sum_i \frac{Q_i}{T_i}$$

- transformation réversible :  $\Delta S_{\text{système} + \text{extérieur}} = 0$
- transformation irréversible :  $\Delta S_{\text{système} + \text{extérieur}} > 0$

Conséquences : **transformations cycliques dithermes**

## 8. Machines à cycle ditherme

### 8A. moteur thermique

#### 8A1 Exemple : moteur à explosion à quatre temps.

Le mouvement alternatif du piston est transmis à l'axe de rotation par un système de bielle-manivelle, MN-NO.

##### TEMPS 1

##### Admission AB, isobare.

Le piston descend entraîné par un volant calé sur l'arbre.

SA est ouverte, SE est fermée.

Le cylindre s'emplit d'un mélange d'air et de vapeur d'essence dosé par le carburateur, par aspiration.

##### TEMPS 2

##### Compression BC, adiabatique.

Le piston remonte toujours entraîné par le volant.

SA et SE sont fermées.

Le mélange est comprimé et s'échauffe.

En fin de compression, se produit l'allumage.

Une étincelle jaillit entre les électrodes

##### TEMPS 3

##### Explosion CD

##### Détente DE, adiabatique.

Une explosion se produit.

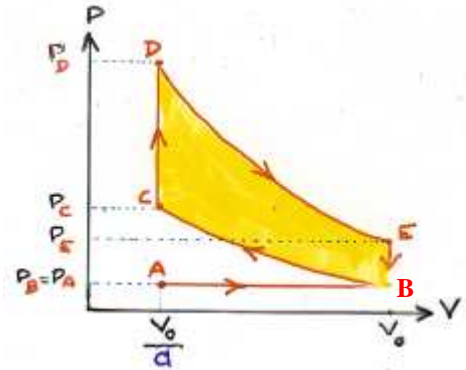
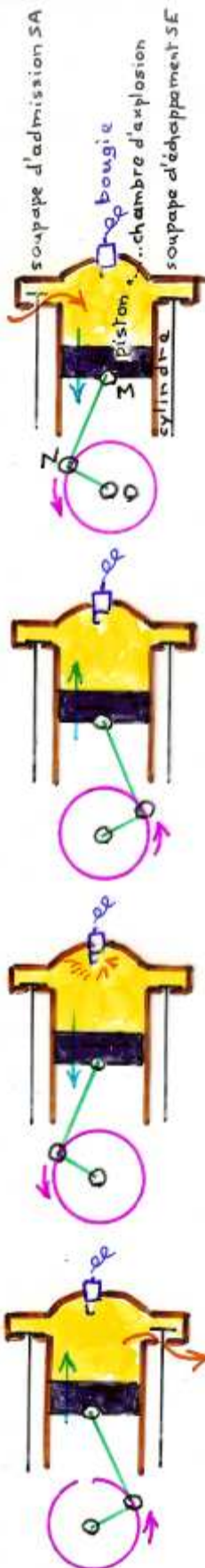
Le mélange formé de l'air et des produits de la combustion quasi instantanée de l'essence, est porté à haute température et, par suite, à très forte pression. Ce mélange ensuite se détend en repoussant le piston vers le bas.

##### TEMPS 4

##### Echappement EB, isochore et BA, isobare.

SA est fermée et SE est ouverte pendant un temps très bref.

Les gaz brûlés sont refoulés par la remontée du piston, entraîné par le volant. SE se referme en même temps que SA s'ouvre.



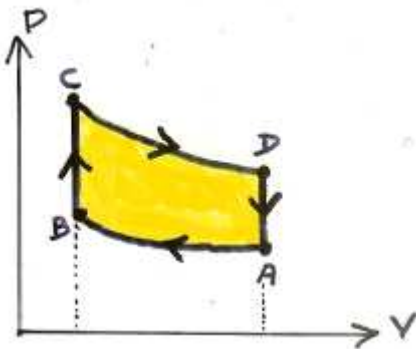
Cycle de Beau de Rochas

(ingénieur français 1815 – 1893)



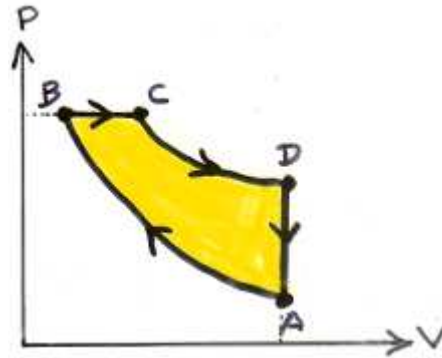
### 8<sub>A2</sub> moteur à essence – moteur diésel

#### Moteur à essence



Compression adiabatique AB ( $Q = 0, W$ )  
 Compression isochore BC ( $Q$ )  
 Détente adiabatique CD ( $Q = 0, W$ )  
 Compression isochore DA ( $Q$ )

#### Moteur diésel



Compression adiabatique AB ( $Q = 0, W$ )  
 Compression isobare BC ( $Q, W$ )  
 Détente adiabatique CD ( $Q = 0, W$ )  
 Compression isochore DA ( $Q$ )

Autres exemples : machine à vapeur, turbine à vapeur,...

### 8<sub>A3</sub> principe

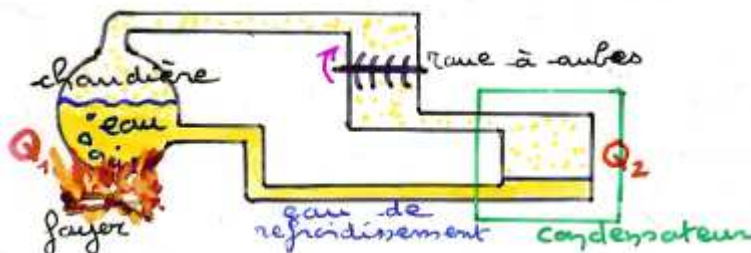
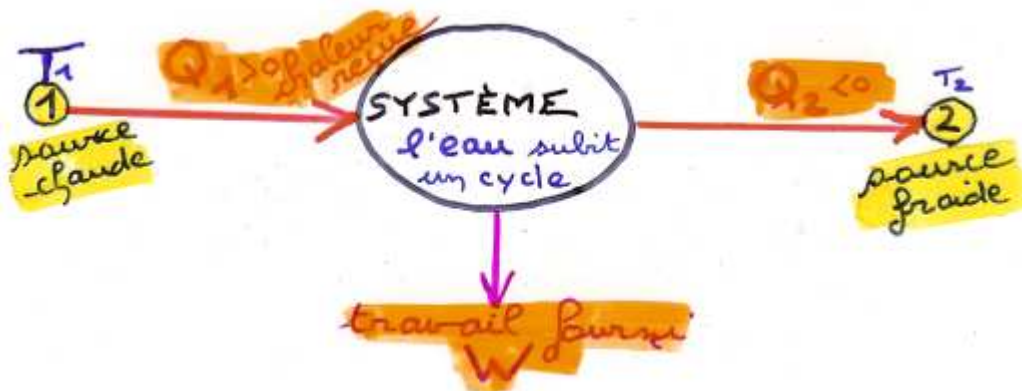
Le **moteur thermique** transforme de la « chaleur en travail ».

Il consomme de l'énergie sous forme de transfert thermique reçu de la source chaude ( $Q_1 > 0$ ).

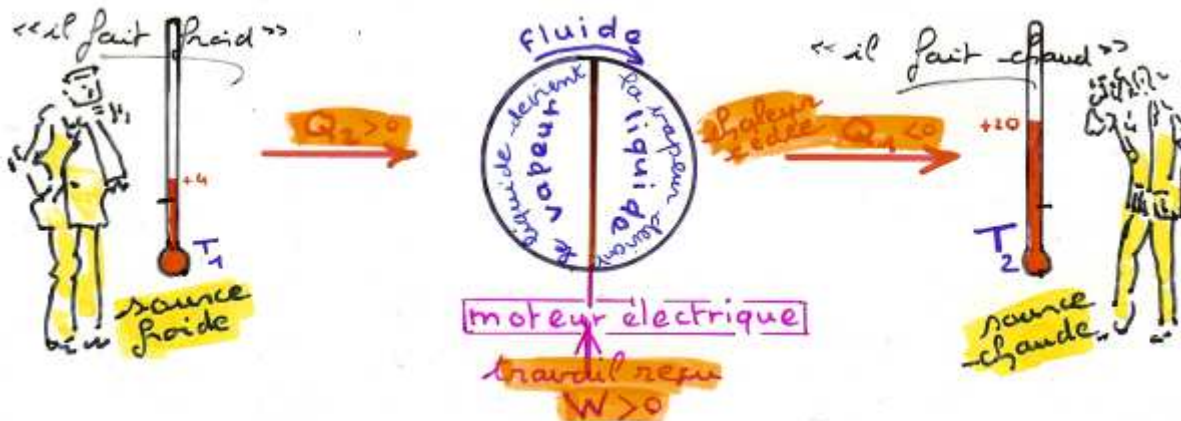
Il réchauffe la source froide, souvent l'air ambiant ( $Q_2 < 0$ ).

Il permet d'obtenir de l'énergie, sous forme de travail ( $W < 0$ ).

$$\Delta U_{\text{cycle}} = Q_1 + Q_2 + W = 0 \quad (\text{cycle moteur, } \sum w = W)$$



## 8B. machine frigorifique, machine à air conditionné, pompe à chaleur



Elle consomme de l'énergie (électrique ou mécanique) sous forme de travail ( $W > 0$ ).

Elle refroidit la source froide ( $Q_2 > 0$ ) (aliment, air à refroidir, air extérieur d'un bâtiment, rivière,...).

Elle chauffe la source chaude ( $Q_1 < 0$ ) (air extérieur, intérieur d'un habitat,...).

$$\Delta U_{\text{cycle}} = Q_1 + Q_2 + W = 0 \text{ (cycle récepteur)}$$

## 9. Rendement et efficacité

### 9A. bilan

Bilan	Energie utilisable	Energie dépensée	Rendement, efficacité
Moteur thermique	$W < 0$	$Q_1 > 0$	Rendement $\eta = \left  \frac{W}{Q_1} \right $ $\eta < 1$
Système réfrigérant	$Q_2 > 0$	$W > 0$	Efficacité $\eta = \left  \frac{Q_2}{W} \right $ $\eta > 1$
Pompe à chaleur	$Q_1 < 0$	$W > 0$	Efficacité $\eta = \left  \frac{Q_1}{W} \right $ $\eta > 1$

$$\text{Chaîne énergétique : } \eta_{\text{total}} = \eta_1 \times \eta_2 \times \eta_3 \dots = \prod_i \eta_i$$

### 9B. moteur thermique idéal

(cycle réversible)

Premier principe :  $Q_1 + Q_2 + W = \Delta U = 0$

Deuxième principe :  $\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = \Delta S = 0$       $\frac{Q_1}{Q_2} = -\frac{T_1}{T_2}$

$$\eta = \left| \frac{W}{Q_1} \right| = \frac{|Q_1| - |Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \text{ d'atteindre....limite impossible}$$

( $\eta < 1$ , car il est impossible de transformer intégralement de la chaleur en travail)

### 9C. moteur thermique réel

$$\text{(cycle irréversible)} \eta < 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Exemples : ( $r$  : rendement maximum et  $r'$  : rendement réel)

- moteur à essence :  $0,3 < \frac{r'}{r} < 0,45$

- moteur diésel :  $0,6 < \frac{r'}{r} < 0,7$

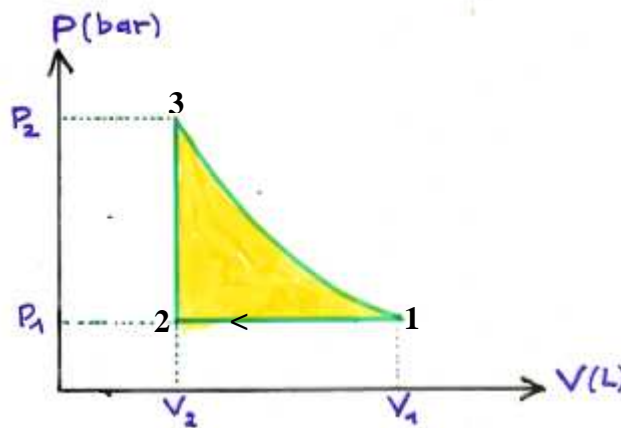
Exercice 18 :

On considère **0,04 mole** d'un gaz diatomique, supposé parfait, contenu dans un cylindre, fermé par un piston qui se déplace sans frottement.

Ce gaz va décrire un **cycle thermodynamique** constitué de **trois transformations** successives.

A l'état initial, ce gaz a une température  $T_1 = 300 \text{ K}$ , un volume  $V_1 = 1 \text{ L}$  et une pression  $P_1 = 1 \text{ bar}$ .  
( $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ )

(Capacités thermiques molaires du gaz :  $C_p = 29,4 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$  et  $C_v = 21,0 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ )



Pour chaque transformation réversible, après avoir précisé les trois paramètres  $P$ ,  $V$  et  $T$ , calculer :

- La quantité de chaleur échangée.
- Le travail échangé.
- La variation d'énergie interne.

1) Ce gaz passe de l'état 1 à l'état 2 en subissant un compression isotherme. ( $P_2 = 10 \text{ bars}$ ).

2) Le gaz passe ensuite de l'état 2 à l'état 3 par un refroidissement isochore.

3) Enfin le gaz est ramené à son état initial par une transformation isobare.

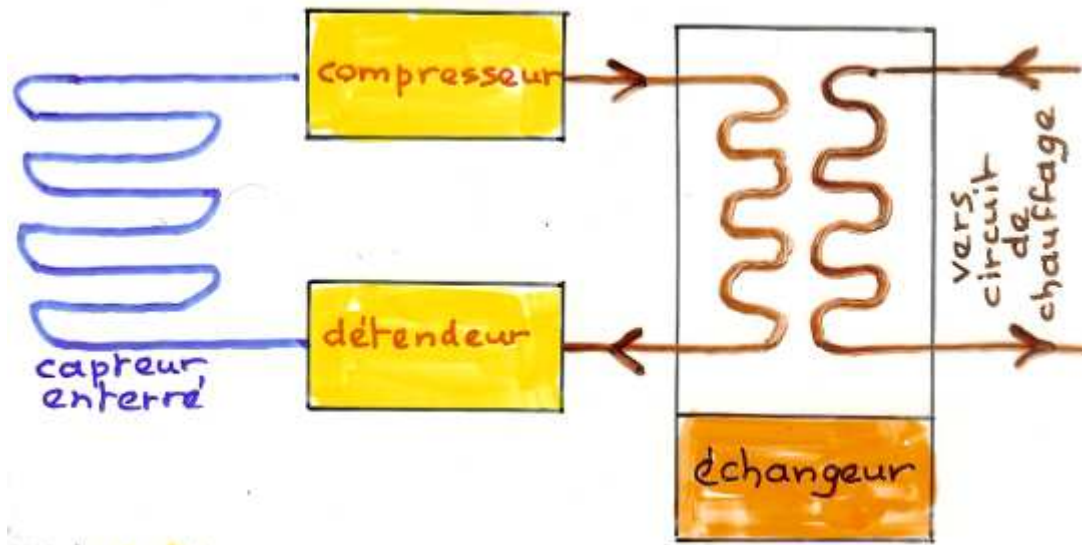
Ce gaz vient de décrire un cycle.

4) Calculer :

a- le travail effectué pendant le cycle, ainsi que la quantité de chaleur échangée au cours de ce cycle.

b- la puissance du dispositif, si on effectue trois cycles par seconde.

5) Vérifier que la variation d'énergie interne, au cours d'un cycle est pratiquement nulle.

Exercice 19 :Utilisation d'une pompe à chaleur pour le chauffage individuel (PAC).

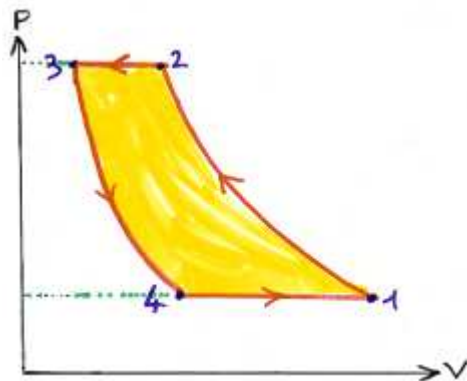
On réalise un chauffage individuel à l'aide d'une PAC.

L'installation comporte un compresseur, un détendeur et deux serpentins qui sont le siège des échanges thermiques.

La température du sous-sol est de  $10^{\circ}\text{C}$ .

Le fluide caloporteur est de l'air, assimilé à un gaz parfait ( $c_p = 1,0 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  et  $\gamma = 1,40$ ).

On étudie les transformations réversibles de 1 kg d'air décrivant le cycle suivant :



1-2 : Dans le compresseur, la compression est adiabatique.

$P_1 = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  passe à  $P_2 = 15 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  et  $T_1 = 283 \text{ K}$  passe à  $T_2$ .

2-3 : Dans le serpentin, au contact du circuit de chauffage, le refroidissement est isobare.

$T_2$  passe à  $T_3 = 323 \text{ K}$ .

3-4 : Dans le détendeur, la détente est adiabatique.

$P_2 = P_3$  passe à  $P_4 = P_1$ .

4-1 : Dans le serpenté enterré dans le sol, le réchauffement est isobare.

$T_4$  passe à  $T_1$ .

1) Montrer que  $T_2 = 413 \text{ K}$  et que  $T_4 = 221 \text{ K}$ .

2) Calculer les quantités de chaleur  $Q_{12}$ ,  $Q_{23}$ ,  $Q_{34}$  et  $Q_{41}$ , échangées au cours de chaque transformation.

3) a- Énoncer le premier principe de la thermodynamique pour un cycle.

b- En déduire le travail  $W$  reçu par l'air au cours d'un cycle.

On désigne par  $e$  l'**efficacité théorique** de la PAC au cours d'un cycle.

4) a- Calculer  $e$ .

b- sachant que les pertes moyennes thermiques de la maison sont de 13 kW, et que la puissance utile du compresseur est de 10 kW, calculer le temps de fonctionnement de la pompe au cours d'une journée.

Exercice 20 :Cycle réfrigérant.

0,1 mole d'un gaz parfait subit un cycle de Carnot (deux transformations adiabatiques réversibles et deux transformations isothermes réversibles) entre deux sources de chaleur aux températures  $\theta_1 = 20^\circ\text{C}$  et  $\theta_2 = -5^\circ\text{C}$ .

Initialement, ce gaz, de rapport des capacités thermiques massiques  $\gamma$ , est à la pression  $P_1 = 1 \text{ bar}$  et à la température  $\theta_1$ .

Il subit une compression isotherme jusqu'à la pression  $P_2 = 5 \text{ bars}$ , puis une détente adiabatique, puis une détente isotherme, et enfin une compression adiabatique, qui le ramène à l'état initial.

- 1) Calculer les caractéristiques de pression, de volume et de température aux quatre points de ce cycle.
- 2) En déduire les valeurs des travaux et des quantités de chaleur échangées au cours des transformations de ce cycle.
- 3) Quelles sont les quantités de chaleur échangées avec les sources de chaleur ?
- 4) quelle doit-être la valeur du travail apporté par le milieu extérieur ?
- 5) Définir le coefficient de performance ou de ce réfrigérateur et le calculer.

La machine sert de congélateur.

On y fabrique des glaçons à la température de  $-5^\circ\text{C}$  à partir d'eau prise à la température de  $10^\circ\text{C}$ .

On veut fabriquer 1 kg de glaçons.

- 6) Quelle est la quantité de chaleur perdue par l'eau ?

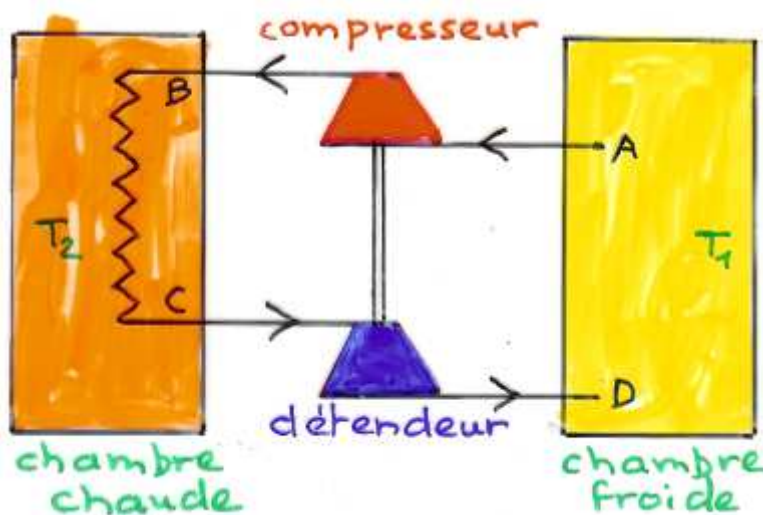
Données :

chaleur Latente massique de fusion de l'eau :  $L_f = 336 \text{ kJ.kg}^{-1}$ .

capacité thermique massique de l'eau :  $4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

capacité thermique massique de la glace :  $2100 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

$\gamma = 1,32$  et  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .

Exercice 21 :Machine frigorifique à air.

Elle est destinée à maintenir dans la chambre froide une température  $T_1$ .

La pression  $y$  est constante.

Une masse de 1 kg d'air, prélevée dans la chambre froide à la température  $T_A = T_1$  est comprimée adiabatiquement.

L'air passe ensuite dans un échangeur plongé dans une pièce dite chambre chaude dont la température  $T_2$ , supérieure à  $T_1$ , est considérée comme constante.

L'air est ensuite détendu adiabatiquement et renvoyé, à la température  $T_D$ , dans la chambre froide où il va se réchauffer jusqu'à la température  $T_1$  considérée comme constante dans toute la chambre froide.

Cette masse d'air subit donc un cycle, passant successivement par les états A, B, C et D.

La pression de l'air dans l'échangeur est constante et sa température en C est celle de la chambre chaude.

Par ailleurs, le travail fourni par le fluide au cours de sa détente est intégralement utilisé par le

compresseur.

On considère que l'air se comporte comme un gaz parfait et que les transformations sont réversibles.

Données :  $T_1 = 268 \text{ K}$  ;  $T_2 = 293 \text{ K}$  ;  $P_A = 1,0 \text{ bar}$  ;  $P_B = 2,0 \text{ bar}$

Pour l'air :  $M = 29 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $c_p = 1,0 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$R = 8,314 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

- 1) Déterminer la constante massique  $r_{\text{air}}$  ( $\text{J.kg}^{-1}$ ) du gaz parfait pour 1 kg d'air.
- 2) Vérifier que la température  $T_B$  de l'air après la compression adiabatique est égale à 327 K.
- 3) Déterminer la température  $T_D$  de l'air après la détente adiabatique.
- 4) Déterminer, pour un cycle et par kilogramme d'air, la quantité de chaleur  $Q_{\text{cycle}}$  reçue.  
En déduire le travail  $W_{\text{cycle}}$  reçu, toujours par cycle et par kilogramme d'air.
- 5) Identifier la quantité de chaleur « utile » et calculer le coefficient  $\epsilon$  de performance de la machine.
- 6) Quel est le débit d'air nécessaire pour que la machine ait une puissance frigorifique de 1 kW.  
(quantité de chaleur prélevée chaque seconde à la source froide)

#### Exercice 22 :

Calculer le rendement théorique maximal d'un réacteur nucléaire :

- température de la source chaude maximale :  $T_1 = 700 \text{ K}$
- température de la source froide minimale :  $T_2 = 280 \text{ K}$

(le rendement réel est compris entre 0,30 et 0,43 suivant le type de réacteur, les transformations étant irréversibles)

#### Exercice 23 :

Les mers tropicales ont une température en surface pratiquement constante et égale à 27°C et une température à 200 m de profondeur pratiquement constante et égale à 5°C.

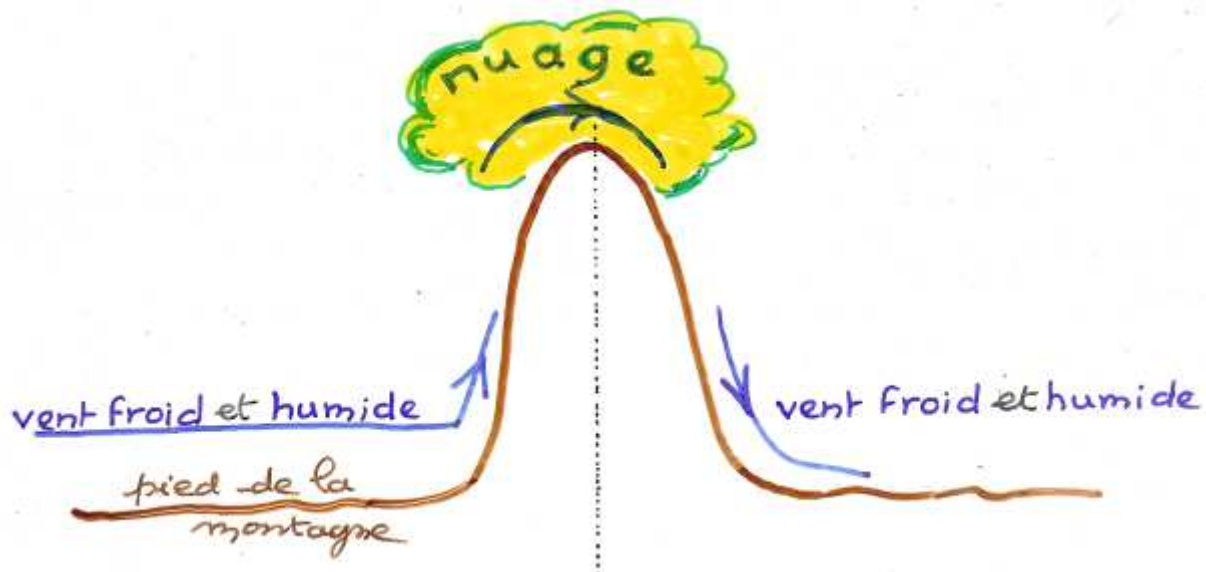
Calculer le rendement théorique maximal d'une machine thermique ditherme qui fonctionnerait Avec ces deux sources de chaleur.



## D. La « THERMO » c'est « FUN »

Le foehn est un vent chaud de montagne.

1.



Le vent, froid et humide, est caractérisé par sa pression  $P$ , sa température  $T$  et son degré d'humidité  $H_R$ .

En s'élevant le long de la pente, sa pression  $P$  diminue.

On admet qu'il n'échange pratiquement pas de

On a une dépression adiabatique qui s'accompagne d'une augmentation de volume  $V$ .

Le vent se dilate, sa masse volumique  $\rho$  diminue.

La température diminue de  $1^\circ\text{C}$  pour une dénivellation de 100 m, environ.

Au sommet, l'air est plus froid.

Une partie de l'eau qui était sous forme de vapeur d'eau invisible, se liquéfie.

Un nuage apparaît, constitué de fines gouttelettes en suspension.

En redescendant sur l'autre versant, la pression  $P$  augmente, le volume  $V$  diminue, la masse volumique  $\rho$  augmente.

On a une compression adiabatique.

La température s'élève.

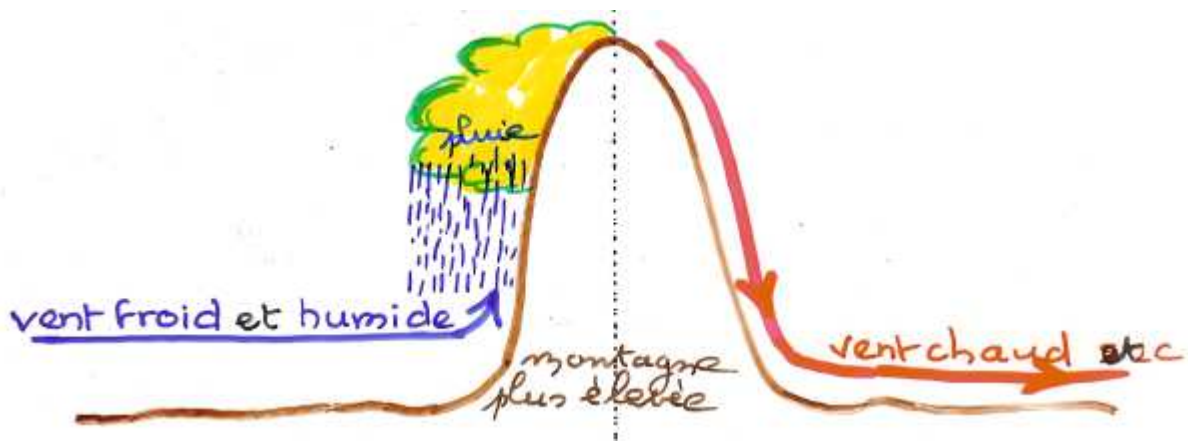
L'eau du nuage se vaporise et le nuage disparaît. On croit alors voir, autour du sommet, un nuage immobile, malgré le vent.

L'air au pied du versant retrouve sa pression initiale,

Ainsi que sa température  $T$  et son degré d'humidité  $H_R$ .



2.



Avec une montagne plus élevée, les gouttelettes en suspension dans le nuage, s'assemblent, puis elles tombent en pluie.

La liquéfaction ( $L_\ell$ ) fournit de la chaleur à l'air

Le vent est plus chaud et plus sec : « effet de foehn ».