

## Cours de Physique 12:

### Paramètres d'un système thermodynamique



SAINTE CROIX  
SAINT EUVERTE

ORLÉANS

## TABLE DES MATIERES

PARTIE COURS :	0
I. SYSTEME.....	0
1.    Définition.....	0
2.    Système ouvert, système fermé.....	0
3.    Système isolé .....	0
II. EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE, VARIABLES D'ETAT D'UN SYSTEME .....	1
1.Variables extensives.....	1
2.    Variables intensives .....	1
3.    Etat d'équilibre thermodynamique.....	1
4.    Transformation d'un système :.....	1
5.    Transformations particulières.....	2
III. MODELE DU GAZ PARFAIT .....	3
Hypothèses : .....	3
Pressions partielles (loi de Dalton) .....	4
1.    Loi d'Avogadro Ampère .....	5
2.    Loi de Boyle Mariotte .....	5
3.    Loi de Gay Lussac .....	6
4.    Loi de Charles.....	6
IV. MODELE DE LA PHASE CONDENSEE INCOMPRESSIBLE ET INDILATABLE .....	6
PARTIE EXERCICE.....	7

# Chapitre 12

## Paramètres d'un système thermodynamique



<b>Notions et contenus</b>	<b>Capacités exigibles</b>	<b>autoévaluation</b>			
		A	B	C	D
Paramètres d'état d'un système constitué d'un corps pur. Grandeur intensives et extensives.	Reconnaitre le caractère intensif ou extensif d'une grandeur.				
Cas des gaz parfaits Équation d'état d'un gaz parfait. Pression partielle dans le cas d'un mélange parfait de gaz parfaits.	Exploiter l'équation d'état d'un gaz parfait. Déterminer la fraction molaire d'un gaz dans un mélange, connaissant sa pression partielle et la pression du mélange.				
Modèle de la phase condensée incompressible et indilatable.	Expliquer en quoi ce modèle constitue une approximation du comportement réel des phases condensées				

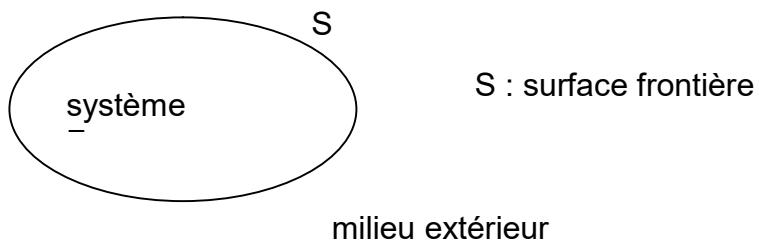
## PARTIE COURS :

La thermodynamique consiste à étudier la matière et ses transformations lorsque la température intervient.

### I. SYSTÈME

#### 1. Définition

Un système thermodynamique est défini par sa frontière avec le milieu extérieur.



La surface S peut être matérielle ou fictive.

Au cours d'une transformation, le système peut échanger avec l'extérieur de la matière et de l'énergie.

#### 2. Système ouvert, système fermé

Un système est fermé lorsqu'il n'échange pas de matière avec le milieu extérieur.

Un système est ouvert lorsqu'il échange de la matière avec le système extérieur.

#### 3. Système isolé

Un système est isolé lorsqu'il n'échange avec l'extérieur ni matière ni énergie.

## **II. EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE, VARIABLES D'ETAT D'UN SYSTEME**

Intéressons nous aux grandeurs qui définissent l'état d'un système. Ces grandeurs sont aussi appelées paramètres d'état ou encore variables d'état.

### **1. Variables extensives**

Les variables extensives sont relatives au système tout entier et sont additives lors de la réunion de 2 systèmes identiques.

Exemples : la masse m, le volume V.

### **2. Variables intensives**

Les grandeurs intensives, définies en chaque point d'un système, sont indépendantes de la quantité de matière ou de V.

Exemples : la pression p, la température T.

Remarque : Le rapport de deux paramètres extensifs est un paramètre intensif. Par exemple,  $p = m/V$  avec p intensif, m extensif et V extensif.

### **3. Etat d'équilibre thermodynamique**

Un système est en équilibre thermodynamique s'il n'évolue pas dans le temps.

Cela suppose qu'il y a :

- équilibre interne, c'est à dire équilibre des différentes parties du système entre elles
- équilibre avec le milieu extérieur pour tout type d'interaction (thermique, mécanique)

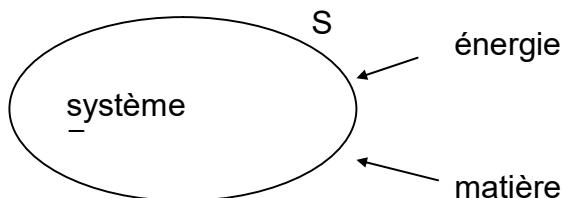
Quand un système est à l'équilibre, tous ses paramètres d'état (extensifs ou intensifs) sont constants au cours du temps.

### **4. Transformation d'un système :**

Au cours d'une transformation, un système évolue d'un état 1 (état initial) vers un état 2 (état final).

Les paramètres d'état sont en général différents dans l'état initial et dans l'état final (ils sont les mêmes pour un cycle).

Au cours de la transformation, le système peut échanger de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur (de façon algébrique).



## 5. Transformations particulières

- Transformation quasi-statique : c'est une transformation formée d'une suite d'états d'équilibre interne infiniment voisins les uns des autres.

- Transformation réversible : c'est une transformation quasi-statique pour laquelle il est possible d'inverser le sens en repassant par les mêmes états d'équilibre intermédiaires, par modification infinitésimale des contraintes extérieures. Le système doit être dans tous les états intermédiaires en équilibre interne (car quasi-statique) et avec le milieu extérieur (et donc  $T = T_{\text{ext}}$  et  $p = p_{\text{ext}}$ ).

Une transformation irréversible ne répond pas aux critères précédents (par exemple, les états intermédiaires ne sont pas des états d'équilibre).

- Transformation isobare : la pression du système est constante au cours de la transformation et égale à la pression extérieure.
- Transformation isotherme : la température du système est constante au cours de la transformation et égale à la température extérieure.
- Transformation isochore: le volume du système est constant au cours de la transformation.
- Transformation adiabatique : il n'y a pas de transfert thermique avec l'extérieur.
- Transformation monobare : la pression extérieure  $p_{\text{ext}}$  reste constante au cours de la transformation et le système est à la pression  $p_{\text{ext}}$  au début et à la fin de la transformation.
- Transformation monotherme : la température extérieure  $T_{\text{ext}}$  reste constante au cours de la transformation et le système est à la température  $T_{\text{ext}}$  au début et à la fin de la transformation.
- Transformation cyclique : le système revient à son état initial après une suite de transformations.

### III. MODELE DU GAZ PARFAIT

Le modèle du **gaz parfait** est très utilisé pour les faibles pressions. Il relie les paramètres d'état :

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

Où :

P : Pression (en Pa)

V : Volume (en m<sup>3</sup>)

n : Quantité de matière (en mol)

T : Température absolue (en K)

R : Constante des gaz parfaits ( $\approx 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

#### Hypothèses :

- Les particules sont équivalentes à des petites sphères toutes identiques, indéformables, assimilables à des points matériels.
- Les chocs sont parfaitement élastiques et l'énergie cinétique se conserve.
- Il n'y a pas de forces d'interaction entre les particules (et pas d'énergie potentielle d'interaction).
- Les particules ne sont pas soumises à des forces d'origine extérieure.

#### Mélange de 2 gaz parfaits :

Mélange :

$$n_1 + n_2 = n \text{ moles}$$

p

V

Soit un récipient contenant 2 gaz parfaits monoatomiques G<sub>1</sub> et G<sub>2</sub>.

Les gaz G<sub>1</sub> et G<sub>2</sub> sont considérés séparément comme parfaits.

Faisons l'hypothèse supplémentaire qu'il n'y a pas d'interaction entre les particules de G<sub>1</sub> et G<sub>2</sub>. Le mélange dans ce cas est dit idéal.

En raison de l'agitation et des chocs, l'ensemble tend à s'uniformiser. L'énergie cinétique moyenne tend vers une valeur unique pour les 2 gaz.

Le système tend donc vers un état d'équilibre thermique. Les températures des 2 gaz sont égales.

$$T_1 = T_2 = T$$

T est la température du mélange.

### Pressions partielles (loi de Dalton)

Les  $N_1$  particules de  $G_1$  créent la pression  $p_1$

Les  $N_2$  particules de  $G_2$  créent la pression  $p_2$

$$p_1 = \frac{n_1 R T}{V} \text{ et } p_2 = \frac{n_2 R T}{V} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} n_1, n_2 \text{ nombre de moles de } G_1 \text{ et } G_2 \\ V \text{ volume du mélange} \\ p_1, p_2 \text{ pressions partielles de } G_1 \text{ et } G_2 \end{array}$$

La pression partielle d'un gaz, dans un mélange de plusieurs gaz parfaits, est la pression qu'il exercerait s'il occupait seul tout le volume.

L'additivité des forces exercées par les gaz sur les parois entraîne celle des pressions.

Soit  $p$  la pression du mélange :  $p = p_1 + p_2$

C'est la loi de Dalton : la pression d'un mélange de plusieurs gaz parfaits est égale à la somme des pressions partielles des différents gaz.

L'équation d'état s'obtient directement à partir des relations précédentes :

$$p = \frac{(n_1 + n_2)}{V} R T$$

et  $p V = n R T$  avec  $n = n_1 + n_2$

D'où l'expression des pressions partielles  $p_1$  et  $p_2$  :

$$p_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} p \quad \text{et} \quad p_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} p$$

### Démonstration :

En introduisant les fractions molaires  $x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$  et  $x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$  les expressions ci-dessus s'écrivent :

$$p_1 = x_1 p \quad \text{et} \quad p_2 = x_2 p$$

## Conséquence de l'équation des gaz parfaits :

Ces lois s'appliquent à tous les gaz assimilables à un gaz parfait.

### 1. Loi d'Avogadro Ampère

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire  $V_m$ .

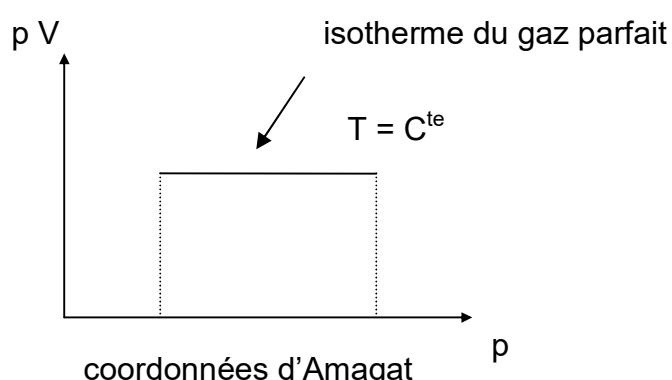
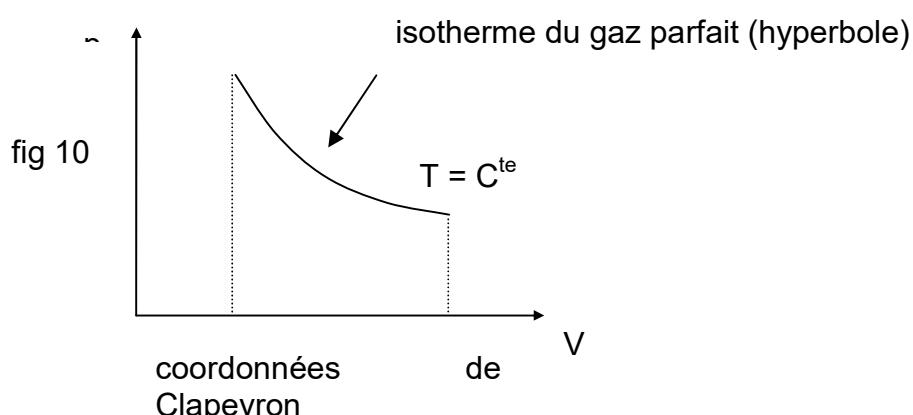
Ainsi :

à  $0^\circ\text{C}$ , sous 1,013 bar,  $V_m = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$  (CNTP)  
à  $20^\circ\text{C}$ , sous 1,013 bar,  $V_m = 24,0 \text{ L mol}^{-1}$

### 2. Loi de Boyle Mariotte

Un gaz obéit à la loi de Boyle Mariotte si, à température constante, le produit  $pV$  est constant quelle que soit la pression.

$pV = C^{\text{te}}$  pour une transformation isotherme.



### **3. Loi de Gay Lussac**

Un gaz obéit à la loi de Gay-Lussac si, à pression constante, son volume est proportionnel à la température absolue.

$$\frac{V}{T} = C^{\text{te}}$$
 pour une transformation isobare

### **4. Loi de Charles**

Un gaz obéit à la loi de Charles si, à volume constant, sa pression est proportionnelle à la température absolue.

$$\frac{p}{T} = C^{\text{te}}$$
 pour une transformation isochore

## **IV. MODELE DE LA PHASE CONDENSEE INCOMPRESSIBLE ET INDILATABLE**

Ce modèle s'applique aux liquides et aux solides. L'espèce étudiée est alors :

- Incompressible : Le volume V est indépendant de la pression P.  
Les mesures de volume et de masse volumique ( $\rho$ ) sont insensibles aux variations de pression (sauf extrêmes).  
La compressibilité isotherme ( $\chi_T$ ) est nulle.
- Indilatable : Le volume V est indépendant de la température T.  
Les mesures de volume et de masse volumique ( $\rho$ ) ne varient pas avec la température.

Les conséquences de ce modèle seront étudiées dans le chapitre suivant.

Les limites du modèle :

En réalité, les liquides et les solides se dilatent légèrement sous l'effet de la température et se compressent très légèrement sous l'effet de la pression. Ce modèle est donc à utiliser tant que les variations de P et T restent modérées.

Par exemple, pour l'eau liquide à température et pression ambiante, on trouve dans les tables de données le coefficient de dilation à pression constante  $\alpha_p = 1.8 \times 10^{-4} \text{ K}^{-1}$ . Ceci signifie que si T augmente de  $dT = 10 \text{ K}$ , alors la variation relative de volume est  $dV/V = 1.8 \times 10^{-3} = 0.18\%$ , ce sera négligeable la plupart du temps mais ce n'est pas nul...

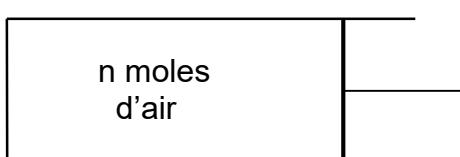
Enfin, un liquide proche de son point critique aura un comportement qui s'éloignera significativement de ce modèle.

## PARTIE EXERCICE

### EXERCICE 1 : PISTON

1)

piston



pression extérieure :  $p_0$   
température extérieure :  
 $T_0$

Le système S étudié correspond aux n moles d'air contenues à l'intérieur du cylindre et du piston. Un opérateur peut faire varier le volume en déplaçant le piston.

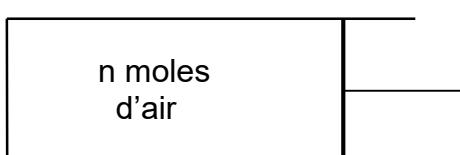
Le cylindre et le piston sont parfaitement isolants.

On déplace le piston progressivement de façon à diminuer le volume par 2.

Indiquer si, pour le système S, la transformation est : isochore, isobare, isotherme ou adiabatique.

2)

piston



pression extérieure :  $p_0$   
température extérieure :  
 $T_0$

Le système S étudié correspond aux n moles d'air contenues à l'intérieur du cylindre et du piston. Un opérateur peut faire varier le volume en déplaçant le piston.

Le cylindre et le piston sont ne sont pas isolants.

On déplace le piston progressivement de façon à diminuer le volume par 2. Au cours de la transformation, il y a en permanence équilibre thermique avec l'extérieur.

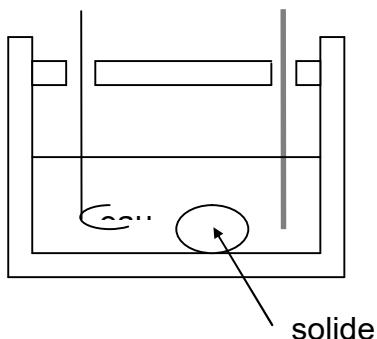
Indiquer si, pour le système S, la transformation est : isochore, isobare, isotherme ou adiabatique.

## EXERCICE 2 : CALORIMETRE

Un calorimètre est un récipient parfaitement calorifugé (système  $S'_1$  : vase + accessoires).

Pour caractériser une transformation suivie par un système, on précisera si elle est isochore, isobare, isotherme ou adiabatique.

- 1) On réalise une première expérience au cours de laquelle on introduit un solide (système  $S_2$ ) à la température  $T_2$  dans le calorimètre qui contient initialement de l'eau (système  $S_1$ ) à la température  $T_1$ .

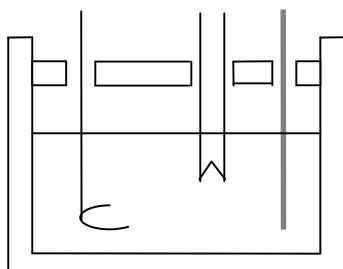


$S_1$  : eau  
 $S'_1$  : vase +  
accessoires  
 $S_2$  : solide  
  
Système S :  
 $S = S_1 \cup S'_1 \cup S_2$

Caractériser la transformation suivie par l'eau (système  $S_1$ )

Caractériser la transformation suivie par l'ensemble calorimètre, eau, solide (système  $S = S_1 \cup S'_1 \cup S_2$ )

- 2) On réalise une deuxième expérience en chauffant de l'eau dans le calorimètre avec une résistance chauffante



$S_1$  : eau  
 $S'_1$  : vase +  
accessoires  
  
Système : S  
 $S = S_1 \cup S'_1$

Caractériser la transformation suivie par l'eau (système  $S_1$ )

Caractériser la transformation suivie par l'ensemble calorimètre, eau (système  $S = S_1 \cup S'_1$ )

## EXERCICE 3 : GRANDEURS

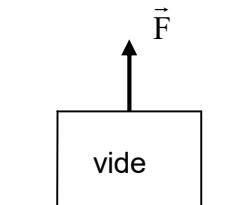
Indiquer, parmi les grandeurs suivantes, celles qui sont intensives : masse, masse volumique, densité par rapport à l'eau, volume massique, volume, température.

### **EXERCICE 4 : CLOCHE A VIDE**

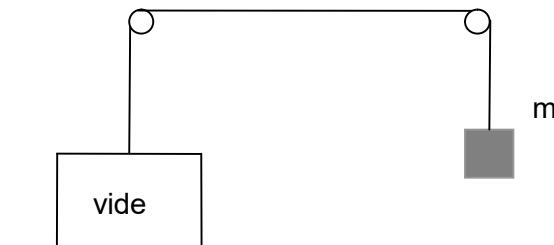
Une cloche à vide de forme cylindrique, de rayon  $r = 20 \text{ cm}$  et de masse négligeable, est posée sur un support horizontal. On considère que le vide à l'intérieur de la cloche est parfait.

Le milieu ambiant se trouve à la pression  $p = 1 \text{ atm}$ .

1) Calculer la force  $F$  minimale pour soulever la cloche.



2) En supposant que l'on utilise un dispositif avec une masse  $m$ , calculer la masse  $m$  minimale pour soulever la cloche.



Donnée :  $g = 9,81 \text{ m s}^{-2}$

### **EXERCICE 5 : DIAZOTE**

Du diazote, assimilé à un gaz parfait, est contenu dans un récipient de volume  $V = 5,0 \text{ L}$  sous une pression de 2 bar et à une température  $T = 40^\circ\text{C}$ .

Quelle est la masse de diazote contenue dans le récipient ?

Données : masse molaire du diazote :  $M = 28 \text{ g mol}^{-1}$        $R = 8,3 \text{ SI}$

### **EXERCICE 6 : PRESSION PARTIELLE**

L'air est considéré comme un gaz parfait.

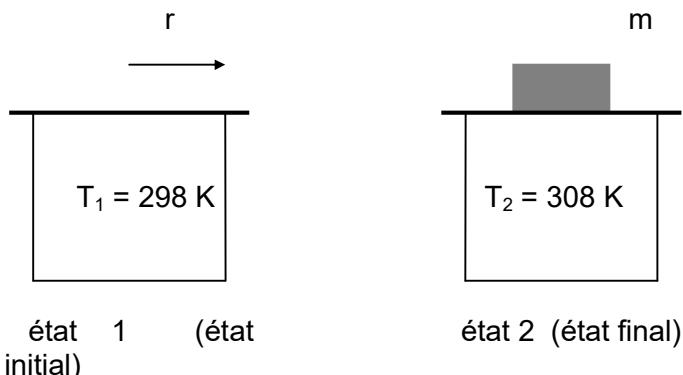
De l'air à une pression de 1 bar contient 0,5 % de vapeur d'eau (titre molaire). Calculer la pression partielle de la vapeur d'eau contenu dans cet air.

### **EXERCICE 7 : COUVERCLE**

Un couvercle (de masse négligeable) est posé sur un récipient de forme cylindrique qui a pour rayon  $r = 25 \text{ cm}$ .

L'air contenu dans le récipient se trouve initialement à une température  $T_1$  égale à 298 K et à la pression  $p = 1 \text{ atm}$ .

On chauffe cet air jusqu'à une température  $T_2$  égale à 308 K.



Le milieu ambiant se trouve en permanence dans les conditions ordinaires ( $T = 298 \text{ K}$ ,  $p = 1 \text{ atm}$ ), conditions qui correspondent à l'état 1.

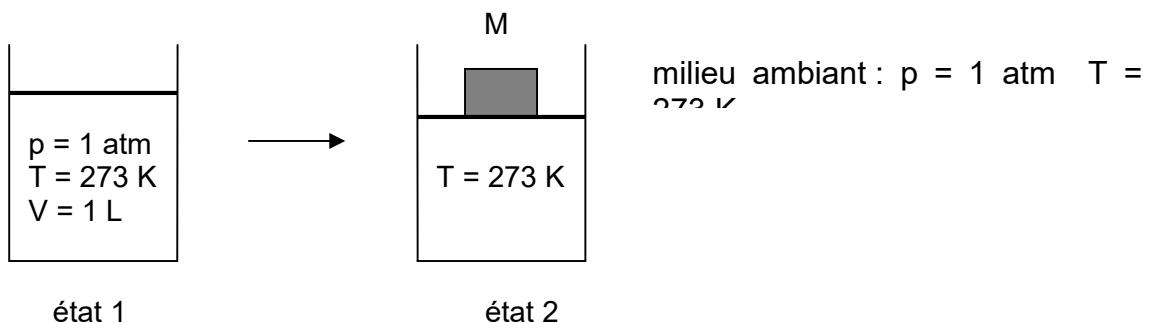
Quelle masse minimale  $m$  faut-il poser sur le couvercle pour qu'il ne se soulève pas ?

Exprimer  $m$  en fonction de  $T_1$ ,  $T_2$ ,  $p$ ,  $g$  et  $r$  et donner la valeur de  $m$  en kg avec 3 chiffres significatifs.

Donnée :  $g = 10 \text{ m s}^{-2}$ .

### EXERCICE 8 : COMPRESSION

Une masse  $M = 10 \text{ kg}$  est déposée sur un piston. Le piston est un disque de rayon  $r = 5 \text{ cm}$  et de masse négligeable.



Le système étudié est l'air contenu dans le cylindre ( $n$  moles). L'air est considéré comme un gaz parfait. L'état 2 correspond à l'état d'équilibre final.

Compléter le tableau ci-dessous :

	$p$ (mbar)	$V$ ( $\text{cm}^3$ )	$T$ (K)	$n$ (mol)
Etat 1	1013	1000	273	
Etat 2			273	

Données :  $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$   
 $\text{mol}^{-1}$

$$g = 9,81 \text{ m s}^{-2}$$

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

### **EXERCICE 9 : TUBE ET PRESSION ATMOSPHERIQUE**

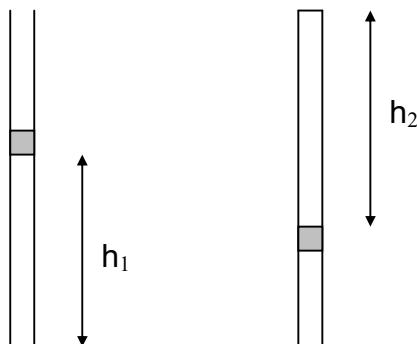
Un tube cylindrique de section  $S$  est fermé à une extrémité par un piston de masse  $m$ . Il y a étanchéité parfaite entre le piston et le tube.

Le tube est vertical, ouverture en haut et le piston se trouve à la position  $h_1$ . On retourne le tube et le piston se trouve à la position  $h_2$ .

L'air est considéré comme un gaz parfait. Sa température est constante à l'intérieur comme à l'extérieur du tube.

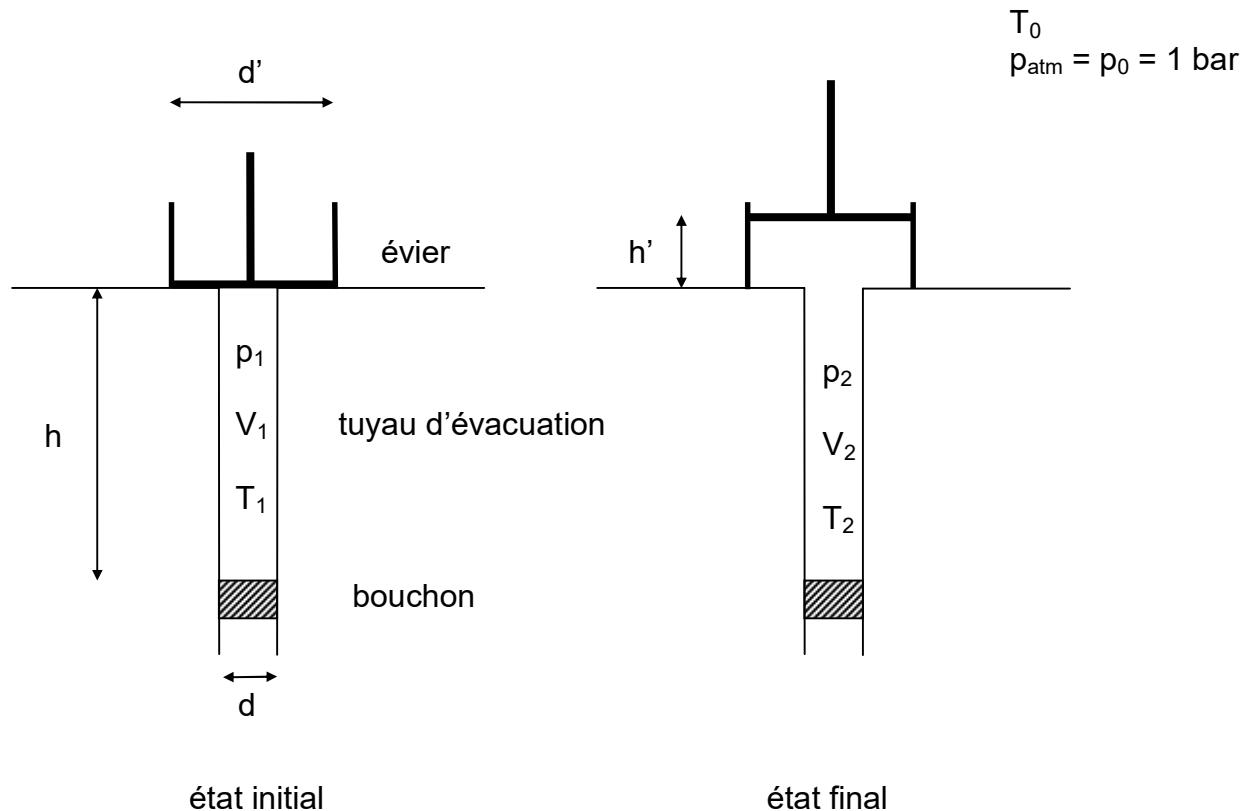
La pression atmosphérique est notée  $p_0$ .

Exprimer  $p_0$  en fonction de  $h_1$ ,  $h_2$ ,  $m$ ,  $g$  et  $S$



### EXERCICE 10 : LE DEBOUCHE ÉVIER

Le débouche évier est basé sur le principe de la ventouse. Il est modélisé par un piston de diamètre  $d'$  se déplaçant dans un cylindre. L'ensemble est parfaitement étanche si bien que lorsque l'on remonte le piston, l'air situé dans le tuyau d'évacuation se trouve en dépression, ce qui permet de «déboucher» le tuyau.



L'air est considéré comme un gaz parfait. La masse du piston est considérée comme négligeable.

La température de l'air reste constante et égale à  $T_0$  :  $T_1 = T_2 = T_0$ .

A l'état initial, la pression  $p_1$  est égale à la pression ambiante :  $p_1 = p_0 = 1 \text{ bar}$ .

- 1) Calculer les volumes  $V_1$  et  $V_2$ .
- 2) Quelle est la résultante  $F$  des forces pressantes qui s'exercent sur le bouchon à l'état final ?
- 3) Quelle est la force  $F'$  exercée par l'opérateur sur le piston à l'état final ?

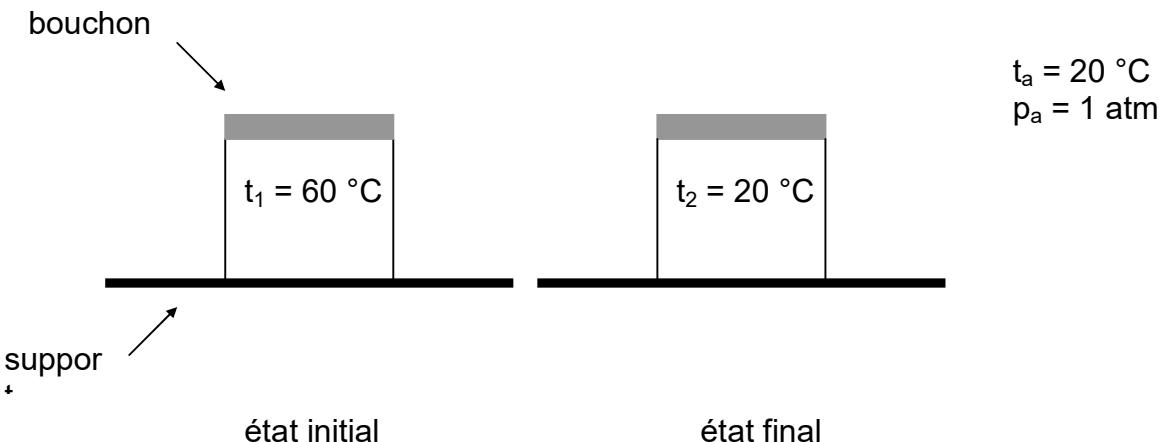
Données :  $d = 5 \text{ cm}$        $d' = 10 \text{ cm}$        $h = 50 \text{ cm}$        $h' = 5 \text{ cm}$

### EXERCICE 11 : POT DE CONFITURE

Dans tout le problème, l'air est considéré comme un gaz parfait.

Soit un récipient fermé dans sa partie supérieure par un bouchon de masse négligeable (le bouchon est simplement posé sur l'ouverture du récipient). Ce récipient contient de l'air et le système étudié (S) correspond à l'air contenu dans le récipient.

Le volume du système (S) est constant et égal à  $V_0$ .



A l'état initial, la température de (S) est égale à  $t_1 = 60 \text{ } ^\circ\text{C}$ . La pression  $p_1$  est égale à la pression ambiante  $p_a$  :  $p_1 = p_a = 1 \text{ atm}$ .

A l'état final, la température de (S) est égale à la température ambiante  $t_a$  :  $t_2 = t_a = 20 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

- 1) Quelle est la nature de la transformation étudiée ?
- 2) Calculer la pression finale  $p_2$ . Le résultat sera exprimé en mbar avec 3 chiffres significatifs.
- 3) Représenter la transformation étudiée en coordonnées de Clapeyron.
- 4) Le récipient est fixé sur son support. A l'état final, quelle force  $F$  faut-il exercer sur le bouchon pour le soulever ?  
La surface du bouchon est égale à :  $s = 80 \text{ cm}^2$ .

Données :  $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$   
 $T = 273,15 + t$  avec  $T$  en K et  $t$  en  $^\circ\text{C}$ .

### EXERCICE 12 : EQUATION D'ETAT DU GAZ PARFAIT

Soit un gaz parfait de masse molaire  $M$ , de volume molaire  $V_m$  et de masse volumique  $\rho$ .

- 1) Exprimer  $\rho$  en fonction de  $M$  et de  $V_m$ .
- 2) Donner l'expression de l'équation d'état du gaz parfait en fonction de :
  - a)  $p, V, n, R$  et  $T$
  - b)  $p, V_m, R$  et  $T$
  - c)  $p, \rho, M, R$  et  $T$