# Chapitre II : Premier principe de la thermodynamique

# Introduction

Un échange d’énergie sous forme de travail entre le système et l’extérieur se produit chaque fois qu’une force extérieure agit sur le système. Il s’agit d’une grandeur de transformation dont la valeur dépend du chemin suivi. Contrairement à la mécanique, la thermodynamique ne prend en considération que les seules forces extérieures au système.

# Travail W :

Si un objet se déplace d’une longueur infinitésimale dx sous l’influence d’une force F, le travail dw reçu par le système se définit par :

dw =

Considérons dans un premier temps, le cas d’un piston se déplaçant dans un cylindre de façon réversible. On a :

(On suppose que le piston est de masse nulle et sans frottements).

Il en va tout autrement dans le cas d’une transformation irréversible ou (prenons le cas d’une compression pour fixer les idées), à tout moment, , sauf à l’équilibre final. On a donc :

Cette formule est toujours valable, quelle que soit la transformation envisagée. Cette expression se limite au travail des forces de pression seules envisagées dans ce cours. Il peut être nécessaire d’y ajouter d’autres travaux, le travail électriques par exemple.

# Temperature T:

La notation de température est très difficile à appréhender si l’on veut dépasser la simple constatation physiologique de chaud et de froid. Ceci est dû en partie à ce que cette grandeur est résultante macroscopique de phénomènes liés aux mouvements des différents constituants de la matière.

Pour tenter d’introduire cette notion, considérons trois système A, B, C en contact thermique les uns avec les autres, il pourra y avoir des échanges d’énergie sous forme de chaleur.

Si on attend assez longtemps pour qu’un équilibre soit atteint entre A et B d’une part B et C d’autre part, on constate qu’il y a également équilibre thermique entre A et C, ceci quels que soient A, B et C et quel que soit leur état thermique de départ. C’est le principe zéro de la thermodynamique.

La température d’un système peut donc se définir comme étant la propriété qui renseigne sur l’état d’équilibre thermique du système avec un autre système.

Cette définition indique qu’en toute rigueur, on ne peut pas directement mesurer une température d’un système mais simplement la mesurer par rapport à un autre système qui servira d’indicateur d’équilibre thermique (thermomètre par exemple : la dilatation du liquide s’arrêtera à l’équilibre thermique entre le thermomètre et le système ; d’où les échelles de température).

# Chaleur Q :

La chaleur est une forme d’énergie qui se manifeste de la façon la plus évidente lors d’échange d’énergie entre systèmes qui ne sont pas en équilibre thermique. De la chaleur peut aussi apparaitre au détriment d’énergie mécanique (échauffement des freints par exemple), ou encore lors de changements d’état ou de réactions chimiques. Il faut se garder de faire la confusion entre température et chaleur, comme pourrait l’induire l’expression courante : « Quelle chaleur ! » pour dire simplement que la température est élevée. En particulier, il peut y avoir transfert de chaleur à température constante (changement d’état ; l’ébullition de l’eau a lieu à 100 °C tout au long du phénomène malgré l’apport continuel de chaleur). Il peut y avoir également changement de température sans aucun échange de chaleur (transformations adiabatiques).

La chaleur est une grandeur extensive, donc additive.

## IV.1 L’échange de chaleur :

Comme le travail, la chaleur échangée entre un système et l’extérieur dépend du chemin suivi. Le transfert se fait toujours du point chaud vers le point froid. La plupart du temps, l’échange de chaleur entre un système et l’extérieur s’accompagne d’une variation de la température du système. Si l’échange est irréversible, on se sait pas comment varie la température du système. C’est pour cette raison qu’il n’est pas possible, pour une transformation irréversible, d’exprimer directement l’échange de chaleur en fonction des variables indépendantes du système. Nous verrons ultérieurement que dans cette situation particulière le calcul de se fait indirectement.

Par contre, pour une transformation réversible, cela devient possible. Par exemple, pour un système thermoélastique physique constitué de n moles d’un corps pur, la chaleur élémentaire échangée réversiblement s’exprime en fonction de deux variables indépendantes choisies parmi les variables T, P et V. On a dans ce cas trois expressions possibles :

Ces expressions tiennent compte du caractère extensif de la chaleur échangée.

Ce sont les relations qui sont le plus couramment utilisées car elles font intervenir la température, paramètre important lors de l’étude des échanges de chaleur. D’ailleurs ce sont les deux seules utilisables si les valeurs des coefficients ou dépendent de la température.

## IV.2. Capacités calorifiques d’un corps pur :

Les deux coefficients calorimétriques et associés à la variable température jouent un rôle important en thermodynamique. Dans le cas d’un système constitué par un corps pur, ils représentent la capacité calorifique molaire de ce corps pur à pression et à volume constant respectivement. Ce sont des grandeurs intensives, exprimées en J.. , qui sont normalement fonctions de la température et de la pression. Cependant, pour un corps pur liquide ou solide, les coefficient et , ne dépendent pratiquement que de la température. L’expression de modélisation du la plus utilisée, que l’on trouve dans les tables thermodynamiques ou dans des logiciels spécialisés dans les calcules thermodynamiques, est de la forme :

La même remarque peut être faite pour les gaz réels à condition que leur état ne soit pas trop éloigné de l’état gaz parfait. En outre la théorie cinétique des gaz (thermodynamique statistique) montre que, dans le cas idéal, les capacités calorifiques molaires d’un gaz parfait sont constantes. Leurs valeurs sont données dans le tableau….

Tableau : Capacités calorifiques molaires des gaz parfaits idéaux

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Type de gaz parfait*** |  |  |
| Monoatomique | (3/2)R | (5/2)R |
| Polyatomique linéaire indéformable | (5/2)R | (7/2)R |

## IV.3. Capacités calorifiques d’un mélange :

Dans un système physique homogène à plusieurs constituants, la capacité calorifique à température et pression (ou volume) données de chacun des constituants dépend en toute rigueur également de la composition du système. La capacité calorifique molaire du mélange est alors donnée par :

# Le premier principe et l’énergie interne

En 1847, James Prescott Joule écrivait : « Les phénomènes naturels, qu’ils soient mécaniques, chimiques ou vitaux, consistent presque entièrement en une conversion permanente, l’une dans l’autre, d’attraction à travers l’espace, de force vive et de chaleur ». En fait, le premier principe de la thermodynamique concerne la convertibilité de toutes les formes d’énergies entre elles. Il permet d’établir, pour un système, un bilan entre les variations globales de ses propriétés thermodynamiques et ses échanges énergétiques avec l’extérieur.

## V.1. Premier principe

Considérons un système homogène quelconque M.A ce système est associée une énergie qui est la somme :

De l’énergie cinétique, de l’énergie potentielle d’origine gravitationnelle pour l’ensemble su système ramené à son centre de masse, et de l’énergie interne U. cette dernière est l’énergie que possède le système du fait de ce qu’il est (masse, température, composition chimique, interactions entre les divers constituants etc…). en thermodynamique, on ne s’intéresse pas la plupart du temps, aux variations d’énergie cinétique et potentielle du centre de masse ; on :

Le premier principe de la thermodynamique exprime le fait qu’il n’y a ni destruction, ni création, mais transformation au cours d’échanges d’énergie. Il peut s’intituler ainsi :

1er principe :

1. L’énergie interne U d’un système est une fonction d’état conservative

Ce qui signifie que :

* U ne dépend que de l’état du système ; sa variation sur cycle est nulle.
* Sa variation au cours d’une transformation quelconque est indépendante du chemin suivi (dU est donc une différentielle totale exacte).

1. Sa variation est égale à la somme algébrique de la chaleur et du travail mis en jeu (ceci à condition que ces grandeurs soient exprimées dans la même unité).

De ce principe découle immédiatement que, pour un système isolé, quelle que soit la transformation.

Pour un système fermé subissant une transformation ouverte , la somme algébrique du travail et de la chaleur échangés avec le milieu extérieur ne dépend que des états initial et final : « rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme ». En revanche, les grandeurs W et Q dépendent en général du chemin suivi. Ce ne sont pas des fonctions d’état.

L’énergie interne est une grandeur physique qui se révèle pratique à l’emploi dans le cas particulier d’une transformation à volume constant, car alors,

à :

V.2. Notion d’enthalpie :

la grandeur H est appelée enthalpie su système. C’est une énergie exprimée joules ou en calories. L’enthalpie est une fonction d’état comme l’énergie interne.

**H = U + PV**

D’où dH= dU + PdV +VdP= dW + dQ+ PdV + VdP

Soit : à P = cte :

Des équations précédentes on extrait immédiatement :

**Gaz parfait**

Nous allons à présent voir les applications que l’on peut déduire du premier principe, en l’appliquant à un cas idéal : celui des gaz parfaits et ceci pour quelques transformations particulières.

Un gaz parfait est un gaz qui suit la loi suivante :

Dans cette expression, P est la pression, V le volume, n le nombre de moles de gaz, T la température en Kelvin et R une constante dite constante des gaz parfaits.

Ce gaz parfait est un cas idéal qui n’existe pas dans la réalité ; mais de nombreux gaz réels pourront, sous certaines conditions, s’en approcher, en particulier les gaz monoatomiques à faible pression comme le montre de diagramme ci-contre.

On a de meme montré que :

Pour l mole :

Et donc que

pour n moles ;

pour l mole ;

Ces relations sont appelées relations de Mayer.

Et donc, pour une mole de gaz monoatomique :

**Exercices :**

**Exercice 01 :**

Un cylindre de longueur l égale à 1 m, muni d’un piston pouvant se déplacer sans frottement et dont la section A vaut 0,1 m², contient un gaz parfait à 25 °C et sous une pression égale à la pression environnante de 1 bar. On comprime ce gaz jusqu’à une pression finale de 100 bar en exerçant sur le système une force mécanique de module F.

1. Calculer, pour une transformation iso température réalisée avec une pression extérieure constante et pour laquelle l’état final est un état d’équilibre, la valeur du module F de la force mécanique constante appliquée sur la face externe du piston et celle du travail échangé par le système avec l’extérieur.
2. Calculer, pour une transformation isotherme, la valeur du travail échangé par le système avec l’extérieur.

**Solution :** Rappelons que le terme isotempérature sous-entend l’irréversibilité de la transformation, tandis que le terme isotherme implique la réversibilité. Le volume initial du système est donné par . Il n’est pas nécessaire de calculer la quantité de matière n de gaz parfait car dans les deux cas la température initiale du système est identique à la température finale . Par conséquent nous avons :

1. La pression finale du système ne peut qu’être égale à la pression extérieure. Le module de la force mécanique appliquée étant constant, nous avons :

/A) +

La pression environnante et le module F de la force mécanique étant constants, il en est 0de même pour la pression extérieure dont l’utilisation facilite ici les calculs, ce qui donne :

= 990 000 J

1. La transformation étant cette fois-ci réversible, à chaque instant et nous devons exprimer en fonction de avant toute intégration de la relation donnant le travail élémentaire mis en jeu, à savoir . Or pour un gaz parfait nous avons :

= =

Comme l’intégration entre l’état initial et final donne :

In In 46051,7 J

Notons que le travail à fournir par un opérateur extérieur pour réaliser le transformation est bien moins important dans le cas de la réversibilité. C’est là une première illustration concrète du fait que la transformation réversible est toujours la plus intéressante pour un opérateur extérieur.

**Exercice 02 :**

Travail et chaleur échangés par un système

Objectif : Vérifier par le calcul que le travail et la chaleur échangés par un système sont des grandeurs de transformation.

Une mole de gaz parfait monoatomique à 300 K et 1 bar , est amenée réversiblement à la pression de 1,2 bar et à la température de 305 K selon les deux chemins suivants :

1. Transformation isobare suivie d’une transformation isochore ;
2. Transformation isochore suivie d’une transformation isobare.

Calculer, pour chaque chemin, les paramètres d’état de ce gaz au point intermédiaire, puis le travail total et la chaleur totale échangés par ce gaz avec l’extérieur.

Données : et

**Solution :**

Calculons les valeurs des paramètres d’état pour les deux états intermédiaires.

Chemin a :

\* la première étape isobare, on en déduit que ;

\* la seconde étape étant isochore, nous avons :

= 0,021 13 m3 = 254,17 K

Chemin b:

\* la première étape étant isochore:

= 0,024 94 m3;

\* la seconde étape étant isobare :

et = 360 K.

Dans une étape isochore il n’y a pas de travail mécanique échangé avec l’extérieur, par contre dans une étape isobare . Nous obtenons donc :

\* pour le chemin a : = 381,08 J ;

\* pour le chemin b : = 457,30 J.

Les transformations étant réversibles, nous pouvons calculer la chaleur échangée par intégration de l’une des formules donnant en fonction des variables et pour les étapes isochores, et pour les étapes isobares. En opérant ainsi, il ne reste que le terme associé à la température. Les résultats obtenus sont :

\* pour le chemin a : = -318,72 J ;

\* pour le chemin b : = -394,94 J.

Le travail et la chaleur sont bien des grandeurs de transformation. On notera au passage que la somme W + Q = 62,63 J est la même pour les deux chemins.

**Exercice 03 :**

L’échange de travail lors de la détente d’un gaz parfait

Objectif : Déterminer le travail échangé avec un opérateur extérieur lors de la détente d’un gaz parfait pour diverses conditions de transformation. Visualiser cet échange sur un diagramme de Clapeyron en fonction de .

Un cylindre horizontal, obturé par un piston mobile pouvant se déplacer sans frottement et de section A égale à 0,2 m2, contient 50 moles de gaz parfait. La pression et la température initiales du système sont respectivement de 10 bar et de 293 K.

Ce système subit une détente qui l’amène dans un état final, en équilibre thermique et mécanique avec son environnement, ou la pression est de 1 bar et la température de 293 K. On réalise cette détente de trois façons différentes.

1. Détente isotherme.

\* Déterminer le travail total échangé ainsi que le travail échangé avec l’opérateur extérieur au cours de la transformation.

\* Quelle est l’expression de la norme de la force appliquée par l’opérateur ? Calculer sa valeur pour l’état initial et pour un volume du système de 1 m3.

2. Détente isotempérature contre une pression extérieure au système uniquement due à l’environnement.

\* Quel travail total le système échange-t-il dans ces conditions ?

3. Détente isotempérature en deux étapes. La première étape s’effectue avec une pression extérieure constante. Dans la deuxième étape, la pression extérieure est celle de l’environnement.

\* Exprimer le travail total échangé en fonction notamment du taux de détente global et du taux de détente lors de la première étape.

\* Pour quelle valeur de le travail échangé est-il, en valeur absolue, maximal ?

\* Calculer dans ces conditions les valeurs numériques de et de .

**Solution :**

Pour chaque transformation le volume initial et le volume final du système sont respectivement :

= 0,121 8 m3 et = 1,218 m3.

1. Détente isotherme

Le travail échange avec l’environnement est :

Le système échange avec l’opérateur

L’équilibre mécanique entre le système et l’extérieur conduit à P= Pext  avec :

Soit : F(V0 )=

1. Détente isotempérature contre une pression extérieure au système uniquement due à l’environnement.

L’équilibre mécanique entre le système et son environnement dans l’état final se traduit par Pe = P1 = 105 Pa. En l’absence d’opérateur extérieur WF =0 J. on a donc :

1. Détente isotempérature en deux étapes :

Les deux étapes étant isotempérature, l’application de l’équation d’état du gaz par fait à l’état initial, intermédiaire et final conduit à :

Le travail total échangé est et donc :

L’expression de ce travail peut aussi s’écrire :

Puisque y est constant, le travail wp échangé sera maximal quand sa dérivée par rapport à x sera null, ce qui implique que x= . Traduite en pression, cette éqalité donne comme pression intermédiare P2= P0/

Ce travail mécanique échangé avec l’opérateur lors de cette détente irréverssible en deux étapes représente 33.3% du même travail mécanique échangé avec l’opérateur lors de la transformation isotherme.

**Exercice 04 :**

Capacité calorifique de l’air

L’air sec, assimilé à un gaz parfait, contient, en pourcentage molaire, 21% de dioxygène (, 78% de diazote ( et 1% d’argon (Ar). Pour ces trois constituants, les tables thermodynamiques donnent les renseignements suivants pour une pression de 1 bar :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Constituant*** | ***Masse molaire (kg.*** |  |
| Dioxygène | 0,032000 | 28,093 + 0,0042 T |
| Diazote | 0,028013 | 28,948 + 0,00065 T |
| Argon | 0,039948 | 20,786 |

1. Pour le mélange de gaz parfaits que constitue l’air, calculer :

Sa masse molaire moyenne ;

La valeur de sa constante massique ;

L’expression de sa capacité calorifique massique.

1. Quelle doit être la puissance théorique, en watts, d’un radiateur électrique soufflant pour porter, à pression constante, une masse d’air de 100 kg de 15°C à 20 °C en 10 minute ?

**Solution**:

1. Il suffit d’appliquer les relations de définition dont certains ont été vues dans le chapitre 1. Pour la masse molaire, cela donne :

On en déduit la constante massique = 287,01 J. . . La capacité calorifique molaire à pression constante de l’air est :

La capacité calorifique massique à pression constante de l’air s’obtient en divisant la capacité calorifique molaire par la masse molaire M, ce qui donne :

1. Puisque la pression est constante, la chaleur à mettre en jeu est obtenue en intégrant l’expression de sa capacité calorifique massique entre la température initiale et la température finale de l’air. Cela conduit à :

= 502 087 J

La puissance du radiateur soufflant est donc :

Cette valeur correspond à la puissance chaleur fournie à l’air en l’absence de toute perte.

La capacité calorifique d’un système hétérogène est égale à la somme des capacités calorifiques de toutes les phases qui le constituent. La capacité calorifique de chaque phase s’obtient en multipliant sa capacité calorifique molaire (ou massique) par la quantité de matière (ou la masse totale) de la phase en question.

**Exercice 05 :**

Un système constitué d’une mole gaz parfait monoatomique, de capacité calorifique molaire Cv égale 3/2 R, est comprimé irréversiblement d’une pression initiale P0 de 1 bar à une pression finale P1 de 10 bar sous l’effet d’une pression extérieure constante Pext égale à 10 bar. Au cours de cette transformation, le volume du système passe de 0.03 m3 à 0.01 m3. Calculer pour cette transformation, le travail Wp échangé avec l’extérieur, la variation d’énergie interne du système et la chaleur Q échangé avec l’extérieur.

**Solution :**

La pression extérieure étant constante, le calcul du travail échangé donne :

Le gaz étant parfait et sa capacité calorifique molaire constante, on a :

D’après le premier principe :

Cet exemple montre comment l’emploi de la fonction d’état énergie interne permet de calculer indirectement la chaleur échangée par un système avec l’extérieur lors d’une transformation irréversible.

# Application du premier principe

# VI.1 Transformations isobares de gaz parfaits

Pour de telles transformations ; dP=O (P=cste), et donc on peut calculer le travail mis en jeu au cours de cette transformation, si l’on sait quels sont les volumes final et initial :

Si l’on connait les températures initiale et finale pour cette transformation, on aura de même, en supposant constant sur toute la plage de température,

Et donc pour l’énergie interne :

# VI.2 Transformation isochores de gaz parfaits

Dans ce cas : , et donc :

On a donc :

Ceci dès l’instant où l’on considère que est constant sur la plage , . U étant une fonction d’état, ne dépend pas du chemin suivi. Ce résultat est donc général. On aura donc quel que soit la transformation.

# VI.3 Compression isotherme d’un gaz parfait

Considérons un cylindre fermé par un piston de masse nulle pouvant coulisser en absence de tout frottement, et immergé dans un thermostat maintenant en tout point une température constante tout au long de la transformation (dT = 0).

L’équation caractéristique d’une telle transformation est : PV = cte

Cette transformation n’est réversible que si elle consiste en une suite d’équilibres successifs liés à un déplacement lent du piston.

Un déplacement brutal du piston (compression par exemple) provoquerait un échauffement du gaz contenu dans le cylindre et il s’écoulerait un certain temps avant que le thermostat ne puise ramener la température à celle de départ.

Une telle transformation (monotherme) ne serait pas réversible.

Revenant à la transformation isotherme et réversible, à tout moment on peut écrire :

Et à tout moment on a :

D’autre part, pour un gaz parfait : PV = nRT

Comme le système est fermé d’une part, et qu’il subit une transformation isotherme d’autre part, nRT est constant et l’on a :

Détente :

Le système fournit du travail au milieu extérieur.

Compression :

Le système reçoit du travail du milieu extérieur.

Comme nous l’avons déjà vu l’énergie interne d’un gaz parfait ne dépend que de T d’après la théorie cinétique des gaz ; on a alors

Et donc au cours de cette transformation isotherme il y a eu échange de chaleur entre le système et le thermostat, chaleur qui est égale à

# VI.4 Transformation abiabatique d’un gaz parfait

C’est, rappelons le, une transformation pour laquelle il n’y a aucun échange de chaleur avec le milieu extérieur : .

Nous avons vu que dans le cas d’un gaz parfait ne dépend que de ,

La variation d’énergie interne dans le cas d’une transformation adiabatique est égale au travail puisque ; on a donc :

En introduisant l’équation des gaz parfaits on obtient l’équation différentielle :

Nous avons démontré d’autre part la relation de Mayer pour une mole de gaz parfait :

En posant :

Et si l’on suppose comme sur l’intervalle de température considéré, l’intégration de l’équation différentielle :

Conduit à la relation :

On pourrait démontrer les équations équivalentes :

= cte

Ces équations sont les équations caractéristiques d’une transformation adiabatique et réversible (condition nécessaire en raison de l’intégration dV/V dans l’équation différentielle).

Elles permetront de calculer les variables P,V,T dans de telles transformations. Il faut noter que ces équations ne remplacent pas l’équation des gaz parfaits qui est toujours vraie mais qu’elles la complètent.

On peut, dans le cas de telles transformations, calculer des expressions du travail qui se révèlent assez commodes d’emploi. On a :

Or :

Ou encore, en appliquant la loi des gaz parfaits, ce même travail peut s’écrire :

**Exercices**

**Exercice 01 :**

On considère le cycle suivant décrit par une mole d’un gaz parfait :

- une compression isotherme, quasistatique, de la pression bar à la pression

, à la température T = 1000 K.

- une détente isochore, de la pression à la pression amenant le gaz à la température T’.

- une transformation isobare, ramenant le gaz à l’état initial.

1. calculer le travail et la chaleur échangés par le gaz, ainsi que la variation d’énergie interne et d’enthalpie pour les diverses transformations.

2. Commenter le signe du travail total échangé par le gaz.

**Solution :**

1. La représentation du cycle est la suivante :

P

B

C

V

PB

PA = PC

A

Transformation AB :

Pour un gaz parfait, la variation d’énergie interne et d’enthalpie ne dépendent que de la température. Pour une transformation isotherme (à T constante)

1× 8,32 × 1000 ln = 11,5 KJ.

KJ.

KJ.

Transformation BC:

La transformation se fait à volume constant = 0.

avec et .

Calculons :

On a : (1) et (2) Avec = et

.

Calculons :

On a : et

Calculons la variation d’enthalpie :

Calculons :

.

Transformation CA:

La transformation se fait à pression constante:

= 15,6 KJ.

= -1 × 8,32 (1000-250) = - 6,2 KJ.

=

1. Calcul du travail du cycle :

Le travail échangé au cours de ce cycle est :

.

Le travail est positif ce qui implique que le système reçoit du travail.

**Exercice 02 :**

Dans un cylindre fermé à parois adiabatiques, de l’air est emprisonné dans chacun des compartiments et séparés par un piston mobile, bloqué au départ.

Dans le compartiment , l’air est dans l’état , , et dans le compartiment , dans l’état , , . On libère le piston, la pression s’équilibre à une valeur .

1. Déterminer cette pression finale en fonction de et . On admettra que le déplacement du piston se fait de manière réversible. Calculer .
2. Calculer les températures du gaz dans chaque compartiment.

Données : 1 atm ; ; ; .

**Solution :**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| C1 | C2 |  | C1 | C2 |
|  |  |  |  |  |

1. Calcul de en fonction de et :

Les transformations sont adiabatiques on a alors :

Pour le compartiment : = (1) =

(2)

On a pour le compartiment : (3)

= Remplaçons dans la relation (2) :

.

1. Calcul de la température dans chaque compartiment :

On a pour le compartiment :

On a pour le compartiment :

**Exercice 03 :**

On fait subir à un système constitué de 10 g d’azote que l’on considère comme gaz parfait une détente isobare. Au cours de cette transformation, le système reçoit 2025 J et fournit un travail de 800 J. Calculer :

1. Le volume initial.
2. Le volume et la température de l’état final.
3. La variation de l’énergie interne.
4. La variation d’enthalpie.

Données : R = 0,082 L.atm/mol.K ; M(N) = 14g/mol ; = 1 atm ; = 273 K

**Solution :**

La détente est isobare, on a alors . Le système fournit du travail, le signe de ce travail est donc négatif.

1. Calcul du volume initial :

Calculons, d’abord, le nombre de mole :

On a, à l’état initial :

1. Calcul du volume et de la température à l’état final :

=

= L

On a à l’état final : .

1. Calcul de
2. Calcul de :

La transformation se fait à pression constant

.

**Exercice 04:**

Un volume d’air est enfermé dans un cylindre vertical, fermé par un piston de surface S = 20 cm2 et de masse négligeable (toutes les parois sont adiabatiques). Le piston, peut se déplacer à l’intérieur du cylindre. L’air est considère comme un gaz parfait diatomique et se trouve, initialement, à la température = 298 K, sous la pression bar.

1. On pose sur le piston une masse m= 1 Kg. Le piston descend brusquement puis se stabilise. La compression rapide est supposée adiabatique. Calculer la pression , puis du gaz à la fin de cette compression.
2. A la suite des échanges thermiques à travers les parois du cylindre supposées non adiabatiques, le gaz revient lentement à la température = . Déterminer la pression finale et le volume final du gaz.

Données : l’accélération de la pesanteur g = 9,81 ; .

**Solution :**

1. Calcul de et :

La transformation envisagée est adiabatique irréversible. La pression correspond à un équilibre mécanique d’où : =

P est la pression exercée par le poids de la masse m :

La pression finale du gaz est :

.

Le travail reçu par le gaz lors de cette compression peut s’exprimer :

On a à l’état initial :

On a à l’état final :

Calculons

La relation (1)

Calculons

1. Calcul de :

La transformation est isobare . La température finale étant