Faculté Architecture DPT Géologie Module Chimie 2 – cours et TD L’enseignant : Mer Bensehaila

***Chapitre I***

**ÉTAT THERMODYNAMIQUE D'UN SYSTÈME**

**I : SYSTÈME.**

Un système est, comme en mécanique, un objet, ou un ensemble d'objets que l'on isole par la pensée. Ce qui ne fait pas partie de ce système s'appelle le milieu extérieur.

La thermodynamique est l'étude de l'évolution du système en fonction des échanges d'énergie (travail et chaleur) avec le milieu extérieur.

**II: VARIABLES D'ÉTAT**

On définit l'état d'un système par l'ensemble de ses propriétés macroscopiques. Chaque propriété est caractérisée par une grandeur qu'on appelle variable d'état.

Nous prendrons, en général, comme variables, la pression , le volume, la température.

**III : ÉQUATIONS D'ÉTAT D'UN FLUIDE**

Un système est en équilibre quand ses paramètres d'état sont uniformes sur tout son étendue, ce qui implique qu'il n'y a pas d'échange avec le milieu extérieur.

Si on fait subir des transformations au système, ses paramètres vont varier.

Si on choisit la valeur de certains paramètres, les valeurs des autres peuvent être déterminées grâce à une relation que l'on appelle équation d'état.

Par exemple pour un gaz, la température, la pression et le volume sont liées par une telle relation :

f(p,v,T) = 0

**IV : LE GAZ PARFAIT**

Le gaz parfait obéit à trois lois: loi de Mariotte, loi de Gay-Lussac, loi de Charles. Ces lois considèrent que les trois facteurs vus précédemment sont constants, quelles que soient la nature du gaz et les étendues de température et de pression.

Les gaz réels ne suivent pas exactement ces lois, mais on les appliquera car on est loin de leurs  températures de liquéfaction.

**V : EQUATION D'ETAT DU GAZ PARFAIT**

On montre que l'on peut écrire, pour 1 kg de gaz, la formule précédente sous la forme : p.v = r.T

r étant une constante pour le gaz considéré, mais ayant une valeur différente pour chaque gaz.

Si on prend comme quantité de gaz une certaine masse m de gaz, on a : p.v = m.r.T

r étant une constante dont la valeur dépend du gaz.

Si on prend comme quantité de gaz un certain nombre de moles n, on écrit : p.v = n.R.T

R étant la constante des gaz parfaits. Elle vaut 8,32 dans le système S.I. Elle est constante pour tous les gaz.

Unités : p en pascals, v en m3, m en kg ou n en moles, R en J.mol-1.K-1 ou r en J.kg-1.K-1, T en kelvin.

**VI : TEMPERATURE ET PRESSION**

Si un gaz est enfermé dans une enceinte, ses particules en mouvement heurtent les parois. Ces chocs répétés donne naissance à la pression.

Température et pression d'un gaz dépendent de l'énergie cinétique de ses molécules.

**PREMIER PRINCIPE**

**I : ECHANGE AVEC L'EXTERIEUR**

Notre système peut, avec l'extérieur :

     - échanger du travail : W (déplacement d'un piston).              - échanger de la chaleur : Q.

Après un tel échange, les variables d'état ont varié.

Ce que le système reçoit est, par convention, compté comme positif et ce qu'il fournit, compté comme négatif. Si un système subit une suite de transformation qui le ramène à son état initial, on dit qu'il a parcouru un cycle.

**II : TRAVAIL ÉCHANGE**

Considérons un déplacement x du piston vers la gauche, suffisamment petit pour qu'il n'entraîne pas de modification de p et de F.

Actions du milieu extérieur :  

Le travail reçut par le système est égal au travail des ces deux forces :

 Puisque le piston est en équilibre à l'arrivée :  d'où :  W = - p.v

Pour un déplacement infiniment petit, on écrit : dW = - p.dv

Le travail échangé par le système quand il évolue de l'état 1 à l'état 2 vaut : 

Si la pression p reste constante durant la transformation, on a : W12 = - p.(v2 - v1)

**III: PRINCIPE DE L'ÉQUIVALENCE**

Au cours d'un cycle la somme algébrique des quantités de chaleur et de travail reçues ou fournies par le système est nulle.

(Q + W)cycle = 0

Q et W sont exprimés en joules.

**IV : PREMIER PRINCIPE**

Si la transformation subie n'est pas un cycle, l'état 1 est différent de l'état 2. La somme (Q + W) n'est en général pas nulle, on la pose égale à la variation d'une grandeur U que l'on appelle l'énergie interne du système :

U = U2 - U1 = (W + Q)12

La variation d'énergie interne ne dépend que des états initial et final, elle est indépendante du chemin suivi : c'est une fonction d'état.

Si notre système est constitué de particules en mouvement, il existe une énergie cinétique de l'ensemble Uc.

S'il existe des forces d'interaction entre elles, il existe une énergie interne potentielle Upi.

Si le système n'est pas isolé, il existe des forces d'interaction entre notre système et l'extérieur et donc une énergie potentielle Upe.

L' énergie interne est égale, par définition, à :

U = Uc + Upi + Upc

Si le système est isolé Upe est nulle.

Si le système est le gaz parfait, il n'y a pas d'interaction entre les particules et Upi est nulle.

**V : ÉNERGIE INTERNE**

Si notre système subit une transformation à volume constant (isochore), le travail échangé sera nul. On a : U = U2 - U1 = Qv Qv est la chaleur échangée lors de la transformation isochore.

**VI : ENTHALPIE D'UN SYSTÈME**

Transformation isobare : pression constante.

Comme le système est en équilibre avec l'extérieur, la pression intérieure est égale à la pression extérieure p.

U2 - U1 = - p.(v2 -v1) + Qp (U2 + pv2) - (U1 + pv1) = Qp

On pose H = U + p.v que l'on appelle l'enthalpie du système. On a donc : H = H2 - H1 = Qp

Qp est la chaleur échangée lors de la transformation isobare.

Cette variation est indépendante du chemin suivi : l'enthalpie est une fonction d'état.

**VII : CHANGEMENTS D'ETAT D'UN CORPS PUR**

Un corps pur est un corps qui ne comporte qu'une seule sorte de molécule : ce n'est pas un mélange.

Quand un corps pur est enfermé dans une enceinte d'un certain volume, où règne une certaine pression, une certaine température, il peut se trouver sous plusieurs états: liquide-vapeur, solide-liquide, solide-liquide-vapeur, etc..

Si nous changeons un ou plusieurs paramètres, l'équilibre va évoluer: du liquide va se transformer en vapeur ou vice-versa, etc..

 Changement d'état :

Si on chauffe le récipient contenant un mélange liquide-vapeur, du liquide va se transformer en vapeur, la température n'augmentant pas, la pression régnant étant celle due à la vapeur pv.

On appelle chaleur latente de changement d'état d'un corps pur à la température T la variation d'enthalpie L de l'unité de masse du corps passant de l'état 1 à l'état 2, soit :

L = H2 - H1

 **TRANSFORMATION D'UN SYSTEME**

Notre système sera constitué de n moles de gaz parfait. Il n'y a pas d'autres forces extérieures que les forces de pression atmosphérique. On aura donc :

U = (W + Q)12 = Qv     (1)                  H = U + PV = Qp         (2)

PV = n.R.T                  (3)                   dW = - P.dV                (4)

On tracera les diagrammes dans la représentation de Clapeyron : en ordonnées, on porte la pression et en abscisses le volume, c'est-à-dire que l'on trace les courbes p = f(v).

**I : TRANSFORMATION ISOCHORE**

Elle se fait à volume constant.

Etat 1 : P1, V1, T1 et P1V1  = nRT1

Etat 2 : P2, V2 = V1, T2, et P2V1 = nRT2

On a donc (loi de Charles) : 

a) Le travail : W = 0

b) Energie interne :

Comme W = 0, (1) devient : U2 - U1 = Q c) Chaleur Qv = n.Cv.(T2 -T1)

Cv étant la capacité thermique molaire à volume constant.

d) Enthalpie : H2 - H1 = Qp

**II : TRANSFORMATION ISOBARE**

Elle se fait à pression constante.

Etat 1 : P1, V1, T1 et P1V1  = nRT1                                  Etat 2 : P2 = P1, V2, T2, et P1V2 = nRT2

On a (loi de Gay Lussac): 

a) Travail : W = - P.(V2 - V1)

b) Énergie interne : U2 - U1 = Qv

c) Chaleur : Qp = n.Cp.(T2 -T1)

d) Enthalpie : H2 - H1 = Qp

**III : TRANSFORMATION ISOTHERME**

Elle se fait à température constante.

Etat 1 : P1, V1, T1 et P1V1  = nRT1                                  Etat 2 : P2, V2, T2 = T1, et P2V2 = nRT1

d'où (loi de Mariotte) :

P1V1 = P2V2

a) Travail :

Le travail élémentaire dW = -p.dv devient, en utilisant l'équation des gaz parfaits :



En intégrant, on obtient :



b) Chaleur :

Comme pour un gaz parfait l'énergie interne ne dépend que de la température, W + Q = 0.

Q = - W

c) Energie interne : U2 - U1 = 0

d) Enthalpie : H2 - H1 = 0

**IV : TRANSFORMATION ADIABATIQUE**

Lors d'une telle transformation, la chaleur échangée est nulle. Si elle est en plus réversible mécaniquement, on dit qu'on a une transformation isentropique.

On a :

Etat 1 : P1, V1, T1 et                P1V1  = nRT1

Etat 2 : P2, V2, T2, et               P2V2 = nRT2

On a, en plus, une nouvelle relation :



avec   dont la valeur est en général donnée.

a) Travail :



b) Chaleur : Q = 0

c) Energie interne : U2 - U1 = W

d) Enthalpie : H2 - H1 = Qp

Si une isotherme et une adiabatique passent par le même point, l'adiabatique est plus pentue que l'isotherme.

 **V : RÉCAPITULATIF :**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|   | Loi | Travail | Chaleur | U |
| Isochore | V = cst P/T = cst | W = 0 | Qv = nCvT | Qv |
| Isobare | P = cstV/T = cst | W = -P.V | Qp = nCpT | Qp |
| Isotherme |  T = cstPV = cst |   W = nRT.ln (v1/v2) |  Q = - W |  0 |
| Adiabatique |  PV = cst |   http://www.lyc-diderot.ac-aix-marseille.fr/eleves/cours/bts-tp-bat/imag_thermo/thermo20.gif |  Q = 0 |  W |

**EXERCICES DE THERMODYNAMIQUE**

**I :** Un récipient de volume invariable renferme 20 kg d'air comprimé à 0 °C. On fait sortir du récipient 5 kg d'air; A quelle température faut-il chauffer pour rétablir la pression initiale ?

 **II :** Une mole de CO2 occupe un volume de 3 l à la pression de 106 Pa. Quelle est sa température ?
On donne R = 8,3 J.mol-1.K-1.

 **III :** Une bouteille d'oxygène a un volume de 25 l et la pression du gaz est de 125 atm ; la température est égale à 20 °C.

1) Calculer la masse du dioxygène ainsi que son volume sous les conditions normales.

2) Quelle serait sa pression en plein soleil, sa température prenant la valeur de 60 °C ?

On donne : M(O) = 16 g.mol-1

 **IV :**Un récipient, de volume invariable V = 10 l, est muni d'un robinet.

1) Le robinet étant fermé, le récipient contient du dioxygène, à 0 °C sous la pression p = 1520 hPa. Quel est le nombre de moles de dioxygène ? R = 8,31 J.K-1.mol-1.

2) Le robinet reste fermé, on chauffe le récipient à 100 °C. Quelle est la nouvelle pression du gaz ?

3) On ouvre r, l'ensemble étant maintenu à 100 °C. Du dioxygène s'échappe jusqu'à ce que la pression à l'intérieur du récipient devienne égale à la pression atmosphérique p0 = 105 Pa.

On referme alors le robinet et on ramène le récipient à 0 °C.

Quelle est la pression intérieure finale ?

On suppose que le dioxygène se comporte comme un gaz parfait.

  **VI :** Dans une transformation adiabatique, on comprime une mole d'oxygène prise à 0 °C et sous la pression normale, jusqu'à un volume égal au 1/10ème de sa valeur initiale.

 On donne :  = 7/5.

Calculer : a) la température finale ; b) le travail effectué par ce gaz.

**VII :** Un gaz est enfermé dans un cylindre, fermé par un piston. A l'état initial, le gaz a une température T0 = 300 K, un volume V0 = 1 l, une pression P0 = 105 Pa.

1) On le comprime de façon isotherme jusqu'à atteindre la pression P1 = 10P0 . Calculer le volume final et les échanges de travail et de chaleur du gaz avec le milieu extérieur.

2) On le détend adiabatiquement, de façon réversible, de manière à le ramener à sa pression initiale. Calculer à la fin de cette détente :

- a) le volume final ; - b) l'abaissement de température ; - c) le travail fourni par le gaz et sa variation d'énergie interne. On donne  = 7/5.

 **VIII :** Un turbo moteur à air fonctionne en parcourant le cycle réversible suivant :

- Compression adiabatique 1-2. Etat 1 :p1 = 1 atm, v1, T1 = 300 K. Etat 2 : p2 = 9p1, v2, T2.

- Transformation isobare 2-3 : en 3, la température est T3.

- Détente adiabatique 3-4 : en 4, la pression est p4 = 3p1 .

- Transformation isobare 4-5 : T3 = T5 = 1000 K.

- Détente adiabatique 5-6.

- Transformation isobare 6-1.

 On considère 10 moles de gaz de capacité thermique molaire à pression constante cp = 29 J.mol-1.  = 7/5.

1) Déterminer la pression p, le volume v et la température T caractérisant une mole du gaz aux points 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2) Calculer le travail et la chaleur échangés par le système dans chacune des 6 transformations. Vérifier ainsi le principe de l'équivalence.

 **IX :**

Une cuve de 500 L contient du propane C3H8considéré comme un gaz parfait. Elle alimente une chaudière à gaz dont le brûleur a une puissance de 3 kW.

1) La pression est de 10 bars pour une température de 10 °C. Calculer la masse de propane contenue dans la cuve.

2) La nuit, la température descend à – 8 °C. Calculer la pression en bars.

3) Écrire l'équation de combustion complète du propane.

4) On admet que la combustion d'un alcane CnH2n+2 libère de l'énergie thermique Q qui dépend de la nature de l'alcane. Pour cet alcane, la valeur de Q est de 2220 kJ.mol-1. Pour une température de 10 °C, la pression dans la cuve est descendue à 8 bars. Calculer l'énergie libérée par la combustion de l'alcane consommé.

5) Calculer la durée de fonctionnement de la chaudière lorsque la pression est de 5 bars pour une température de 10 °C.

Dans le cas du propane, on donne : M(C)= 12 g.mol-1 M(H) = 1 g.mol-1

Donnée numérique : constante des gaz parfaits: R = 8,31 J.K-1.mol-1.

**X :**

Une machine thermique met en jeu une masse constante d'un gaz parfait et lui fait décrire le cycle suivant selon des transformations réversibles:

o       une compression isotherme qui fait passer le gaz de l'état A (pression 2 bar; volume 30 L ; température 16°C) à l'état B (PB; VB = 6 L ; TB).

o       un échauffement isobare de l'état B à l'état C (PC ; VC = 18 L ; TC).

o       une détente adiabatique de l'état C à l'état D (pD; VD ; TD).

o       un refroidissement isobare de l'état D à l'état A.

 1°) Calculer le nombre de moles gazeuses mises en jeu.

 2°) Calculer les variables d'état dans les états A, B, C et D.

Reproduire dans votre copie, puis compléter, le tableau ci-dessous.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|   | Pression (Pa) | Volume (m3) | Température (K) |
| Etat A |   |   |   |
| Etat B |   |   |   |
| Etat C |   |   |   |
| Etat D |   |   |   |

 3°) Représenter ce cycle dans le diagramme de Clapeyron (p, V).

 4°) Calculer le travail et la quantité de chaleur échangés au cours de la transformation de l'état B à l'état C.

 Données numériques : constante des gaz parfaits: R = 8,31 J.K-1.mol-1.

chaleur molaire à pression constante Cp = 29,1 J.K-1.mol-1.

dans une transformation adiabatique pV = constante, avec  = 1,4 pour le gaz considéré.

**XI :** Un récipient de volume 10 l contient de l'air sous la pression de 80 cm de mercure à la température de 20°C.

a) On fait subir à ce gaz une compression isotherme jusqu'à la pression de 800 cm de mercure. Quels sont les échanges de travail et de chaleur de ce gaz avec l'extérieur ?

b) On ramène le gaz à sa pression initiale par un détente adiabatique réversible. Quelle est la température finale ? Quel est le travail fourni par le gaz ?

c) Le gaz est enfin ramené à son état initial à pression constante. Quels sont les échanges de travail et de chaleur du gaz avec le milieu extérieur ?

On assimilera l'air à un gaz parfait de constant R = 8,31 J.K-1, la masse du litre d'air normal vaut 1,293 g,  = 1,3.

 **XII :**1) Énoncer le premier principe de la thermodynamique.

2) Définir l'enthalpie d'un système thermodynamique.

3) Le système subit une transformation à pression constante. Établir la relation liant la variation de son enthalpie à la quantité de chaleur qu'il échange avec le milieu extérieur.

4) Définir la chaleur latente de changement d'état d'un corps pur.

5) Une feuille d'aluminium d'épaisseur constante e = 0,50.10-6 m, dont la température initiale est T0 = 293 K, est déposée horizontalement sur un matériau thermiquement isolant. Elle reçoit, perpendiculairement à sa surface, un faisceau laser homogène de section d'aire s = 0,20.10-6 m2et de puissance moyenne P.

On suppose que toute l'énergie du faisceau incident est absorbé par le cylindre d'aluminium d'épaisseur e, de même section s que celle du faisceau et que la température de ce cylindre est uniforme à chaque instant. On ne tient pas compte des échanges de chaleur entre le cylindre et les régions voisines.

Les propriétés physiques de l’aluminium sont données à la fin de l’énoncé.

Donner l’expression de la quantité de chaleur nécessaire pour effectuer chacune des transformations suivantes de la zone irradiée, puis calculer sa valeur numérique.

a) de l'aluminium solide à la température T0 = 293 K, en aluminium solide à la température Tf = 933 K ;

b) de l'aluminium solide à la température T0 en aluminium liquide à la même température Tf.

c) de l'aluminium solide à la température T0 en aluminium vapeur à la température Tv = 2740 K.

6) Pour vaporiser le cylindre d’aluminium (transformation 5c), on éclaire cette région pendant une durée t = 10-3 s. Calculer la puissance P du faisceau laser.

 Données : propriétés physiques de l’aluminium :

- Température de fusion : Tf = 933 K ;

- Température de vaporisation sous la pression atmosphérique normale : Tv = 2740 K ;

- Chaleur latente de fusion : L = 397 kJ.kg-1 ;

- Chaleur latente de vaporisation à 2740 K : Lv = 10500 kJ.kg-1 ;

- Masse volumique du solide : µ = 2699 kg.m-3 ;

- Chaleur massique du solide : c = 900 J.kg-1.K-1 ;

- Chaleur massique du liquide : c1 = 1090 J.kg-1.K-1.

**Correction des exercices de**

**THERMODYNAMIQUE**

**I :**P1V1 = m1rT1 P2V2 = m2rT2 T2 = 91 °C

**II :**T = PV/nR T = 361 K

**III :**a) 1 atm = 105 Pa et n = PV/RT = 128,5 mol

m = n.M m = 4,11 kg v = 22,4;128,5 v = 2811 L

b) P2 = P1.T2/T1 P2 = 142 atm

**IV :** 1) n = 0,67 mol 2) P2 = 2,08.105 Pa 3) P0V2 = n1RT2

et après avoir ramener la température à la valeur T3 = 0 °C : P3V2 = n1RT3

P3 = 0,732.105 Pa

**VI :** Loi des GP nous donne : 10.P1/P2 = T1/T2

Loi pour les adiabatiques : P1/P2 = (1/10)T2 = 986 K W = 8575 J

**VII :**1) V1 = 0,1 L U = 0 = W + Q W = - Q = 230 J

2) V2 = 0,518 L T2 = 155,38 K T = 145 K W = - 120 J

**VIII :** 1) V1 = 0,25 m3 V2 = 0,052 m3  T2 = 562 K V3 = 0,0924 m3 V4 = 0,202 m3

T4 = 730 K V5 = 0,277 m3 V6 = 0,607 m3 T6 = 730 K

2) W = - 36 kJ Qp = 127 kJ Q34 = 0 kJ et W34 = - 56 kJ W45 = - 22 kJ et Q45 = 79 kJ

W56 = - 56 kJ et Q56 = 0 kJ W61 = 36 kJ et Q61 = - 125 kJ

**IX:** 1) PV = nRT d'où  Comme m = n.M, on obtient : 

AN : P = 10 bars = 10.105 Pa ; V = 500 L = 0,5 m3 ; R = 8,31 SI ; T = 10 °C = 283 K et

M = 3.18 + 8.1 = 44 g m = 106.0,5.44/8,31.283 = 9354,8 g m = 9,35 kg

2) Comme n, R, V sont constants, on a P/T qui est constant, donc : P/T = P'/T' 

AN : P = 10 bar (P' sera donc en bars) ; T = 283 K ; T' = 265 K

P' = 10.265/283 = 9,364 bars P' = 9,36 bars

3) C3H8 + 5 O2  4 H2O + 3 CO2

4) Qlib = n'.Q

n' est le nombre de moles consommé. Il est égal au nombre de moles initial n, quand P = 10 bars, moins le nombre de mole final nf, quand Pf = 8 bars.

Comme V, T et R sont constants, on a : nf/Pf = n/P nf = n.Pf/P

donc : n' = n – nf = n – n.Pf/P 

AN : n = m/M = 9354,8/44 = 212,6 mol

n' = 212,6( 1 – 8/10) n' = 42,5 mol Qlib = 42,5.2220 Qlib = 9,44.104 kJ

5) Si la pression finale est 5 bars, la moitié de la pression de départ, le nombre de moles restant est la moitié :

n1 = 212,6/2 = 106,3 mol

Qlib = n1.Q Et comme la puissance P du brûleur est égale à Qlib/t, on a :

P = n1.Q/t 

AN : t = 106,3.2220/3 = 78662 s t = 21,9 h

**X TP 02 :** 1) : PV = nRT d'où n = PV/RT

État initial A : PA = 2 bar = 2.105 Pa                ; VA = 30 L = 30.10-3 m3         ; T = 16 °C = 289 K

n = 2.105\*30.10-3/8,31\*289 = 2,4983 n = 2,5 mol

2) De l'état A vers l'état B : compression isotherme donc TB = TA        ; PB = ?     ; VB = 6.10-3 m3

PBVB = PAVA  

AN : PB = 2.105\*30.10-3/6.10-3 PB = 106Pa

b) De B vers C : échauffement isobare donc PC = PB   ; VC = 18.10-3 m3         ; TC = ?

VC/TC = VB/TB  

TC = 18\*289/6 = 867 K

TC = 594 °C

c) De C vers D : trois inconnues, PD, VD et TD. L'équation des gaz parfait (PV = nRT) et la relation spéciale pour une détente adiabatique (PV = cst) permettent d'en trouver deux mais pas trois. Pour trouver la troisième, on va utiliser le fait que l'on revient à A par un refroidissement isobare.

d) De D ver A :refroidissement isobare donc PD = PA : PD = 2.105 Pa

c) PDVD = PCVC

VD = 18.51/1,4 VD = 56,8 L

Si on considère le refroidissement isobare de D vers A, l'équation des gaz parfaits nous donne :

VD/TD = VA/TA   TD = 289\*56,8/30 = 547 K TD = 274 °C

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|   | Pression (Pa) | Volume (m3) | Température (K) |
| Etat A | 2.105 | 3.10-2 | 289 |
| Etat B | 106 | 6.10-3 | 289 |
| Etat C | 106 | 1,8.10-2 | 867 |
| Etat D | 2.105 | 5,68.10-2 | 547 |

 3)



4) Échauffement isobare donc : WBC = - P(VC – VB) AN : WBC = - 106\*12.10-3

WBC = - 1,2.104 J = - 12 kJ QBC = n.Cp(TC – TB) QBC = 2,5\*29,1\*(594 – 16)

QBC = 42 kJ

**XI** : a) P1 = 80 cm            P2 = 800 cm    V1 = 10 l             V2 = ?

 T1 = 293 K                T2 = T1 = 293 K car transformation isotherme

Loi pour une transformation isotherme : P1V1 = P2V2



V2 = 1 L



W1 = (80.105/76).10-2Ln10 W1 = 2420 J

Pour une transformation isotherme, on a Q = - W Q1 = - 2420 J

b)         P2 = 800 cm                      P3 = 80 cm  V2 = 1 L                        V3 = ?

            T2 = T1 = 293 K                      T3 = ?

On a deux inconnues, il faut donc deux équations. L’une est tiré de la loi des gaz parfait :



L’autre est la loi pour une transformation adiabatique :

On tire de la première : 

et de la seconde : 

d’où :

 T3 = (0,1)0,3/1,3.293 = 293.0,10,23 T3 = 172,5 K

 V3 = 1.(10)1/1,3 = 1.100,769 V3 = 5,878 l

 W2 = - 1450 J Q2 = 0

c) W3 = - P3(V3– V1)

W = - (80.105/76)(5,878 – 10)10-3 = -1,0526.105(-4,122)10-3 W3 = 434 J

Comme on a un cycle, on a :

W + Q = 0

- 1450 + 434 + Q3 = 0 Q3 = 1016 J

|  |
| --- |
|  |
|  | http://www.lyc-diderot.ac-aix-marseille.fr/eleves/cours/bts-tp-bat/exo-correc/thermo/thermo19.gif |

**XII:** 1) La somme algébrique du travail W et de la chaleur Q échangés par le système avec le milieu extérieur est égale à la variation U de son énergie interne.

2) L'enthalpie H est une fonction d'état, définie dans les conditions d'équilibre de pression, qui est égale à la somme de l'énergie interne U avec le produit de la pression par le volume pv.

H = U + pv

3) Pour une transformation à pression constante, le travail échangé par le système avec l'extérieur est : W = - p.V

La variation d'enthalpie vaut : H = U + p.V

car p = 0 puisque la pression est constante.

On a donc : H = U – W Comme U = W + Qp  H = Qp

4) La chaleur latente de changement d'état d'un corps pur est la chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse de ce corps pour le faire changer d'état. Elle est égale à la variation d'enthalpie.

5-a) Il y a échauffement :

Q1 = m.cs.T Avec m = .V = 2699.0,5.10-6.0,2.10-6 = 269,9.10-12 kg

Q1= 269,9.10-12.900.(933 – 293) Q1 = 1,55.10-4 J

5-b) Après échauffement du solide, on a changement d’état :

Q2 = Q1 + m.Lf Q2 = 1,5546.10-4 + 269,9.10-12.397.103 Q2 = 2,63.10-4J

5-c) Après obtention du liquide, on a échauffement du liquide jusqu’à 2740 K puis changement d’état (passage du liquide à la vapeur) :

Q3 = Q2 + m.cl.(Tv – Tf) + m.Lv

Q3 = 2,63.10-4 + 269,9.10-12.1090.(2740 – 933) + 269,9.10-12. 10500.103

Q3 = 2,63.10-4 + 5,32.10-4 + 28,34.10-4 Q3 = 3,63.10-3 J

6) Q3 = P.t P = Q3/t P = 3,63.10-3/10-3  P = 3,63 W