**Exercice 1**

**1.a.** Calculer la variation d'entropie de 2 moles de gaz parfait qui sedétend à température constante de 30 à 50litres de manière irréversible.

**b.** Calculer l'entropie crée.

**2.a.**Quelles serait la variation de l'entropie si la température passe de 300K à 290K au cours de cette détente.

On donne Cv=5 cal/mol.K.

**Exercice 2**

On considère une mole de gaz parfait dans un état A caractérisé par (P0, V0 et T0 = 15°C). Le gaz est comprimé de façon isotherme jusqu'à la pression P1 = 2P0.

**1.** calculer le travail reçu par le gaz. Quelle est la variation d'énergie interne du système?

En déduire la quantité de chaleur cédée au milieu extérieur.

**2.** On fait ensuite détendre le gaz de façon adiabatique jusqu'à la pression initiale P0.

**a.** Qu'elle est la température finale T1 lorsque la détente a eu lieu réversiblement?

**b.** Lorsque la détente est irréversible, calculer la température finale T2.

**c.** Calculer la variation d'entropie lorsque la détente est:

- Adiabatique réversible.

- Adiabatique irréversible. Que peut-on conclure?

*Données: P0 = 1atm,T0 = 15°C; γ = 1,4 et R = 1,98 cal/mol.K*

**Exercice 3**

Un cylindre horizontal parfaitement calorifugé est divisé en deux compartiments par un piston mobil sans frottement. L'un des compartiments contient 10 litres d'hydrogène sous la pression P = 5.105 Pa. à la température T = 27°C, l'autre compartiment de meme capacité est complètement vide.Calculer la variation d'entropie quand on a mis les deux compartiments en communication.

***Corrigé***

**Exercice 1**

**1.a.** Variation d'entropie du gaz lors de la détente isotherme irréversible.

La variation de l'energie interne: dU = nCvdT = 0 (dT = 0) =>

dQ = -dW = Pdv = nRTLn(V2/V1)

et dS = PdV/T = nR(dV/V)

d'où, l'entropie du système:

S(sys)= nR (dV/V) = nRLn(V2/V1) = 2,2Ln(50/30) = 2,04 cal.K-1

Entropie créée, deuxième principe s'écrit: Ssys = Séch + Scré

Avec Séch = Qéch/Text= Pfinal( V/V) = nR( V/V) = 2,2(20/50) = **1,6.cal/K**

et donc Scré = Ssys - Séch

 **Scré = 2,04 - 1,6 =0,44 cal/K**

2.a.dS = nCv(dT/T) + nR(dV/V)

 S = S2-S1 = nCvLn(T2/T1) + nRLn(V2/V1)

 S = 2(5)Ln(290/300) + 2(2)Ln(50/30) = **1,70 cal/K**.

**Exercice 2**

**1.** Transformation isotherme réversible: A => B; dT = 0

dU = nCvdT = 0 => U = 0

W = -Q = -RTALn(Vb/Va) = RTLn(PB/PA)

**W = -Q** = 1x2x288xln(2) = **4cal**

**2.** PAVA = PBVB; **VB** = PAVA/PB = **11,81L**

**a. Transf. adiabatique réversible: B => C**

PBVBγ = PCVCγ => VC = 19,37 L => **TC = 236K**

**b. Transf. adiabatique irréversible: B => C**

d(PV)/ γ-1 = -Pext(Vf-Vi)

=> (PDVD-PBVB)/ -1 = -PD(VD-VB)

=> (1xVD-2x11,81)/0,4 = -1(VD - 11,81)

=> **VD = 20,24 L; TD = 246,8K**

**c. Transf. adiabatique réversible:**

Pas d'échange de chaleur Q = 0 => SRev = 0

- Transf.adiabatique irréversible:

dS = Cp(dT/T) - R(dP/P)

 S = nCpLn(TC/TA) - nRLn(PB/PA)

 Sirrév = 1x7Ln(234/288) - 1x2Ln2 = 0,30 cal/K > 0

***Conclusion:***

 Srev= 0

 Sirréev= Scréée = 0,30 cal/K > 0.

 => Il y a création d'entropie: Stotal = Scréée = 0,30 cal/K > 0 est positive

 => Trnasformation irréversible.

ce qui vérifie le second principe qui traduit que:

*La variation d'entropie d'un système thermodinamique ne peut etre positive ou nulle.*

*- Transformation réversible, l'entropie est conservatrice (bilan nul).*

*- Trnasformation irréversible (spontanéé), il y a création d'entropie (bilan positif).*

**Exercice 3**

Il s'agit d'une détente d'un gaz sans travail: dT = 0; dW = 0.

Le gaz subit une transformation isotherme et irréversible.

Pour calculer la variation d'entropie il faut imaginer un chemin réversible entre l'état initial et l'état final.

L'union des deux principes donne:

dU = TdS - PdV

dS = dQ/T = (dU-W)/T = nCv(dT/T) + nR(dV/V)

 S = nRLn(Vfinal/Vinit) = (P1V1/T)Ln(Vfinal/Vinit)

 S = (5.105.10.10-3/300)Ln20/10 = 11,5 J/K >0

L'entropie totale augmente au cours de cette transformation (dStot >0). La transformation est spontanée, irréversible, il y a création d'entropie. La transformation opposée (dStot. < 0) n'est jamais observée.