

Deuxième principe de la thermodynamique

A filo

(1)

I	On rappelle que le coefficient adiabatique de <b>Reech</b> $\gamma$ vaut $5/3$ pour un gaz monoatomique et $7/5$ pour un gaz diatomique.
II	$\Delta S_{\text{système}} = \Delta S_{\text{échangée}} + \Delta S_{\text{crée}}$ Quelle que soit la nature de la transformation : $dS_{\text{système}} = \delta Q/dT$ Pour une transformation réversible $\Delta S_{\text{crée}} = 0 \implies \Delta S_{\text{système}} = \Delta S_{\text{échangée}}$ Pour une transformation irréversible $\Delta S_{\text{crée}} > 0 \implies \Delta S_{\text{système}} > \Delta S_{\text{échangée}}$

Exercice 1 :

Une masse de 88 g de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ), considéré comme un gaz parfait, occupe un volume  $V_1 = 50 \text{ L}$  à la température  $25^\circ\text{C}$  et sous une pression  $P_1 = 1 \text{ atm}$ . Ce gaz subit une série de transformations successives **réversibles** suivantes :  $E_1 \rightarrow E_2; E_2 \rightarrow E_3; E_3 \rightarrow E_4$  et  $E_4 \rightarrow E_5$ . On dispose des variables d'état suivantes :

	Pression (atm)	Volume (L)	Température ( $^\circ\text{C}$ )
Etat <b>E<sub>1</sub></b>	1	50	25
Etat <b>E<sub>2</sub></b>	?	10	25
Etat <b>E<sub>3</sub></b>	4,88	20	?
Etat <b>E<sub>4</sub></b>	?	50	322
Etat <b>E<sub>5</sub></b>	?	50	25

- 1) Calculer les valeurs des pressions et températures manquantes dans le tableau ci-dessus tout en justifiant vos calculs.
- 2) Préciser la nature de chacune des transformations.
- 3) Représenter ces transformations sur le diagramme de **Clapeyron (P, V)** et montrer que les états **E<sub>1</sub>** et **E<sub>5</sub>** sont identiques. Que peut-on déduire ?
- 4) Calculer en Joules le travail (**W**), la chaleur (**Q**), la variation d'énergie interne ( $\Delta U$ ), la variation d'enthalpie ( $\Delta H$ ) et la variation d'entropie ( $\Delta S$ ) du système et du système au cours de ces transformations.
- 5) Donner la nature du cycle. Justifier.
- 6) Vérifier par le calcul que la chaleur et le travail ne sont pas des fonctions d'état selon les chemins proposés :  
**E<sub>1</sub> → E<sub>2</sub> → E<sub>3</sub> et E<sub>5</sub> → E<sub>4</sub> → E<sub>3</sub>**.

On donne :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.K^{-1}$ ;  $C_p = 0,77 \text{ J.g}^{-1}.K^{-1}$ ;  $C_v = 0,55 \text{ J.g}^{-1}.K^{-1}$ .

Exercice 2 :

Une mole d'un gaz parfait, à une température initiale de  $25^\circ\text{C}$ , subit une détente de  $P_1 = 5 \text{ atm}$  à  $P_2 = 1 \text{ atm}$  selon les deux cas :

- Transformation **isotherme réversible**.
- Transformation **isotherme irréversible**.

- 1) Tracer sur un diagramme (P, V) les différents chemins.
- 2) Calculer pour chacune des deux transformations :

- a) La variation d'énergie interne.
- b) Le travail effectué par le gaz.

- c) La quantité de chaleur mise en jeu.
- d) La variation d'enthalpie du gaz.
- e) La variation d'entropie du gaz. Que peut-on conclure ?

On donne  $C_v = 3R/2$  et  $C_p = 5R/2$

### Exercice 3 :

- 1- Une mole d'un gaz parfait se trouvant dans un état (A) défini par  $P_A = 1 \text{ atm}$  et  $V_A = 10 \text{ L}$ , subit une **compression adiabatique réversible** jusqu'à l'état (B) défini par  $T_B = 1,6 T_A$ .
  - a) Quelle est la **variation d'entropie** du gaz lors de cette transformation ?
  - b) Calculer  $V_B$  et  $P_B$ .
- 2- Partant du même état (A), on fait subir à une mole de ce gaz une **compression adiabatique irréversible** jusqu'à l'état (F) défini par :  $P_F = 2,5 \text{ atm}$ .
  - a) Calculer  $V_F$  et  $T_F/T_A$
  - b) Calculer la variation d'entropie du gaz lors de cette transformation.

$$C_p = 21 \text{ J.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}; R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$$

### Exercice 4 :

Dans une enceinte calorifugée, on mélange 2 L d'eau à  $10^\circ\text{C}$  et 3 L d'eau à  $90^\circ\text{C}$ .

1. Calculer la température d'équilibre ainsi que la variation d'entropie du système lors de cette transformation. Ce processus est-il **spontané** ? Justifier.
2. Quelle serait la température si le mélange est **effectué de manière réversible** ?

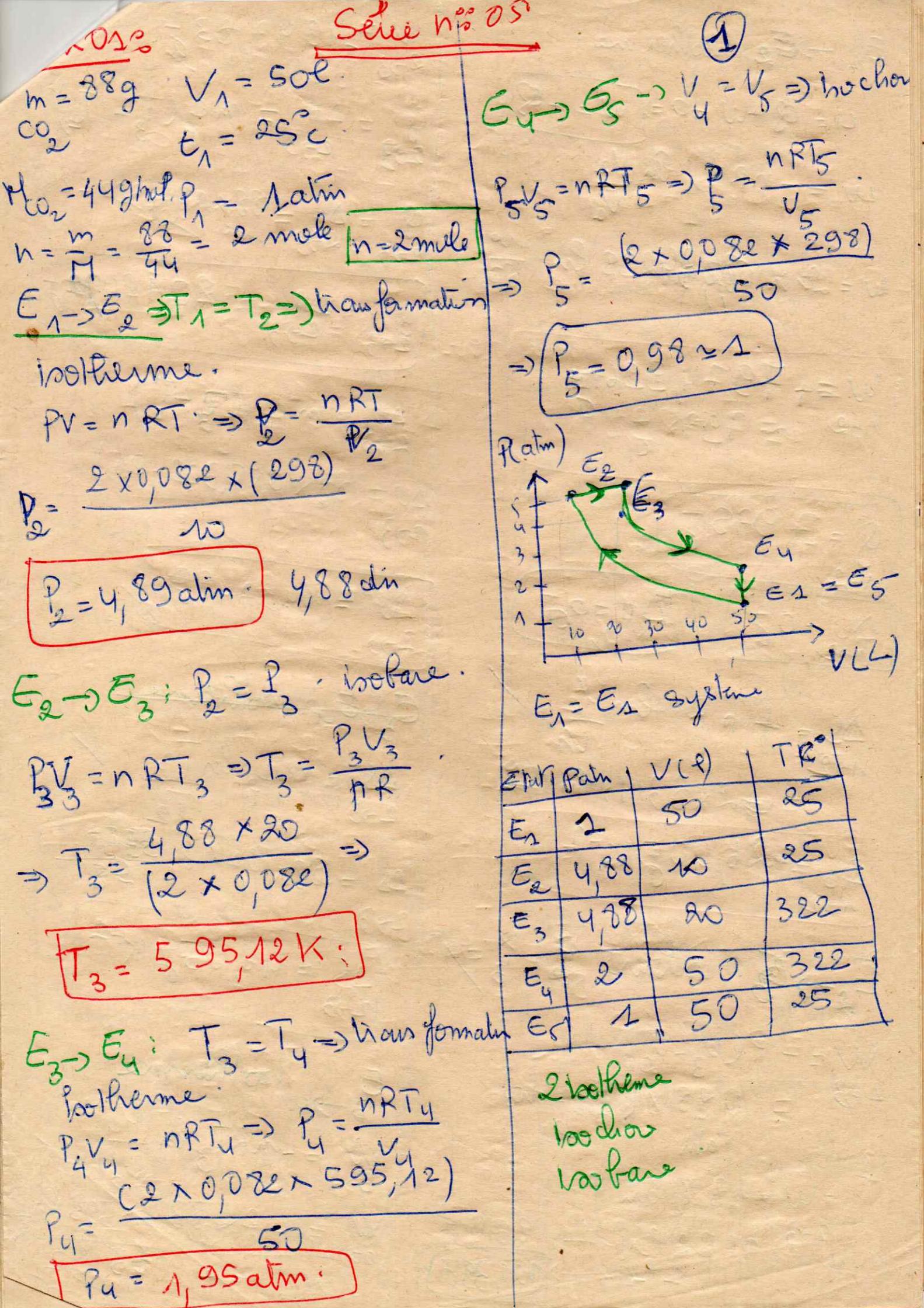
On donne :  $C_p = 4,184 \text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}$ , masse volumique =  $1,03 \text{ g.cm}^{-3}$ .

### Exercice 5:

Un morceau de plomb de masse 2590 g se trouvant initialement à la température  $T_1 = 38^\circ\text{C}$ , est mis en contact avec une source de chaleur (thermostat) à une température de  $400^\circ\text{C}$ . Calculer :

- 1) La chaleur reçue par le plomb.
- 2) La variation d'entropie du plomb.
- 3) La chaleur cédée par la source.
- 4) La variation d'entropie de la source.
- 5) La variation d'entropie créée.

On donne :  $M_{(\text{Pb})} = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $T_{\text{fusion}} = 327^\circ\text{C}$ ;  $C_p(\text{Pb solide}) = 6,52 \text{ cal.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$ ;  
 $C_p(\text{Pb liquide}) = 7,50 \text{ cal.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$ ; chaleur latente de fusion du plomb ( $L_f$ ) =  $1440 \text{ cal.mol}^{-1}$



$E_1 \rightarrow E_2$  isotherme

$$U = Q + W = 0 \Rightarrow W = -Q$$

$$W = -nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$W = 2 \times 0,77 \cdot 4298 \ln \frac{10}{50}$$

$$\boxed{W = +7974,996 \text{ J}} \\ \boxed{\Delta U = 7975 \text{ J}}$$

$$\boxed{Q = +7975 \text{ J}}$$

$$\boxed{\Delta U = 0 \text{ J}} \quad | \quad \boxed{\Delta H = 0 \text{ J}}$$

$$\Delta S = +nR \ln \frac{V_2}{V_1} \\ \boxed{\Delta S = +2,40 \text{ J K}^{-1}}$$

$$\boxed{\Delta S = +26,40 \text{ J K}^{-1}}$$

$E_2 \rightarrow E_3$ : isobaric  $P_2 = P_3 = 1 \text{ bar}$

$$W = -P(V_3 - V_2) \\ \boxed{W = -4,88 \times (20 - 10)}$$

$$W = 48,8 \text{ atm L}$$

$$2 \rightarrow 3 \quad 0,82 \text{ bar} \rightarrow 8,314 \text{ J} \\ 2 \text{ bar} \rightarrow 101,39 \text{ J}$$

$$W = -4947,83 \text{ J}$$

$$\boxed{Q = \Delta H = nC_p(T_3 - T_2)}$$

$$\boxed{Q = \Delta H = 88 \times 0,77(322 - 25)}$$

$$\boxed{Q = \Delta H = 20124,72 \text{ J}}$$

$$\Delta U = mC_v(T_3 - T_2)$$

$$\Delta U = 88 \times 0,55(322 - 25)$$

$$\boxed{\Delta U = 14374,8 \text{ J}}$$

$E_3 \rightarrow E_4$ : isotherme

$$\Delta S = mC_p \ln \frac{T_3}{T_2}$$

$$\Delta S = 88 \times 0,77 \ln \frac{595}{298}$$

$2 \rightarrow 3$

$$\boxed{\Delta S = 46,85 \text{ J K}^{-1}}$$

$E_3 \rightarrow E_4$  isotherme

$$W = -nRT_3 \ln \frac{V_4}{V_3}$$

$$\boxed{W = -2 \times 8,314 \times 595 \ln \frac{1}{2}} \\ \boxed{W = -9065,42 \text{ J}}$$

$$\Delta S = +90,65 \text{ J/K}$$

$3 \rightarrow 4$

$$\Delta U = 0$$

$3 \rightarrow 4$

$$\Delta H = 0$$

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_4}{V_3}$$

$$\Delta S = 2 \times 8,314 \ln \frac{30}{20}$$

$$\Delta S = 15,24 \text{ J/K}$$

$E_4 \rightarrow E_1$  inchoire-

$$W_{4 \rightarrow 1} = 0 \quad / \quad Q_{4 \rightarrow 1} = mc_v(T_1 - T_4)$$

$$Q_{4 \rightarrow 1} = 88 \times 0,55 \times (25 - 322)$$

$$Q_{4 \rightarrow 1} = -14374,8 \text{ J}$$

$$Q_{4 \rightarrow 1} = U_{4 \rightarrow 1} = -14374,8 \text{ J}$$

$$\Delta H = m c_p (T_3 - T_2)$$

$$Q_{4 \rightarrow 1} = 88 \times 0,77 (323 - 252)$$

$$\Delta H_{4 \rightarrow 1} = -20124,72 \text{ J}$$

$$\Delta S_{4 \rightarrow 1} = n c_v \ln \frac{T_1}{T_4}$$

$$\Delta S = -123,69 \text{ J/K}$$

$4 \rightarrow 1$

$$\Sigma W = 385736 \text{ J}$$

$$\Sigma Q = -60383 \text{ J}$$

$$\Sigma Q = 684039 \text{ J}$$

$$\Sigma U = 0$$

$$\Sigma H = 0$$

$$\Sigma S \neq 0$$

$W < 0 \Rightarrow$  cycle

moteur

Le  $W$  et  $Q$  ne sont plus fonction d'état vu que le travail cyclique  $\neq 0$  et que la chaîne cyclique.

Le principe d'équivalence est vérifié  $\Rightarrow$

$$\Delta U = 0 \Leftrightarrow Q = -W$$

## EX02:

une mole d'un gaz parfait.

$$T = 25^\circ\text{C}, P_1 = 5 \text{ atm} / P_2 = 1 \text{ atm}$$

- transformation isotherme rév.
- transformation isotherme irrév.

$$T_1 = T_2 = T = 298 \text{ K.}$$

Transformation isotherme réversible

$$\Delta U = Q + W = 0 \Rightarrow W = -Q$$

$$W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$W = -1 \times 8,314 \times \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$\frac{PV}{n} = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$

$$\rightarrow V_1 = \frac{1 \times 0,089 \times (25+273)}{5}$$

$$V_1 = 4,887 \text{ l.}$$

$$V_2 = 24,436 \text{ l.}$$

$$\Rightarrow W = -3987,6 \text{ J}$$

$$Q = 3987,6 \text{ J.}$$

$$\Delta U = 0 \quad / \Delta H = 0$$

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$\Delta S = 1 \times 8,314 \ln \frac{24,436}{4,887}$$

$$\Delta S = 13,38 \cdot \text{J K}^{-1}$$

Transformation isotherme irréversible

$$\Delta U = 0, \quad \Delta H = 0$$

$$W = -Q$$

$$W = -P_2(V_2 - V_1)$$

irréversible

$$W = - \int P dV = -P \int dV$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = -P_2(V_2 - V_1)$$

$$W_{\text{irr}} = -1 \times (24,436 - 4,887)$$

$$W_{\text{irr}} = 19,549 \text{ l.atm}$$

$$0,082 \text{ l.atm} \rightarrow 8314 \text{ J}$$

$$1 \text{ atm} \rightarrow 1 \text{ J}$$

$$W_{\text{irr}} = -1982,08 \text{ J.}$$

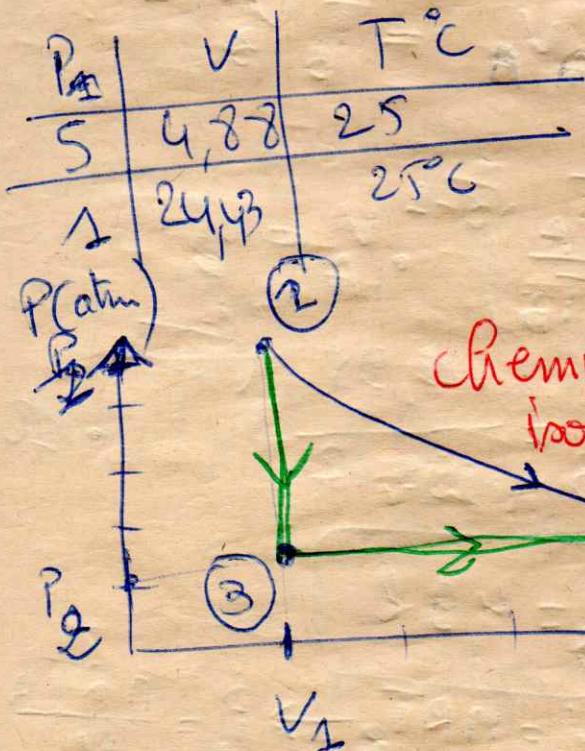
$$\gamma = 1982,08 \text{ J.}$$

Pour le calcul de  $\Delta S$  :

on propose deux étapes :

réversible isotherme réversible

$$(\Delta S_1) \text{ puis } 3 \rightarrow 2 \text{ isobare } (\Delta S_2) \quad (\Delta S_T) = -20,09 + 23,48$$



Chemin(1):  
isotherme rév

$$1 \rightarrow 3 \quad V_1 = V_3 = \text{isochore}$$

$$3 \rightarrow 2 \quad P_3 = P_2 = \text{isobare}$$

$$T_3 = ? \quad P_3 V_3 = n R T_3$$

$$T_3 = \frac{P_3 V_3}{n R} = \frac{1 \times 4,88}{1 \times 0,082}$$

atm      l.atm  
met      l.atm K<sup>-1</sup>

$$T_3 = 59,51 \text{ K.}$$

$$\Delta S_T = (\Delta S_1) + (\Delta S_2) \quad (3)$$

$$\Delta S_T = \sum_{i=1}^n C_V \ln \frac{T_3}{T_1} + \sum_{i=1}^n C_P \ln \frac{T_2}{T_3}$$

$$\Delta S_T = \frac{3R}{2} \ln \frac{59,51}{298} + \frac{5P}{2} \ln \frac{298}{59,51}$$

$$(\Delta S_T) = 13,39 \text{ J.K}^{-1}$$

On peut conclure que l'entropie est une fonction d'état : et indépendante du chemin suivi

$$\Rightarrow \Delta S_{\text{Chemin}(2)} = \Delta S_{\text{Chemin}(1)}$$

### EXO 38

$$P_A = 1 \text{ atm}, V_A = 10 \text{ l},$$



Transformation adiabatique reversible.

$$T_B = 1,6 T_A$$

$$C_p = 21 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$0,082 \text{ l.atm} \rightarrow 8,314 P \cdot \\ 9,86 \cdot 10^{-3} \rightarrow 1 \text{ J}$$

$$C_p = 0,2071 \text{ l.atm K}^{-1}$$

$$C_V = C_p - R = 0,1251$$

$$C_V = 0,1251 \text{ l.atm K}^{-1}$$

$$C_V = 12,686 \text{ J.Jmol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = 1,66$$

$$P_A = 1 \text{ atm} \xrightarrow[\text{adiabatique}]{\text{transformation}} P_B = ?$$

$$V_A = 10 \text{ l.} \xrightarrow[\text{reversible}]{}$$

$$T_A = \frac{P_A V_A}{nR} = 121,95 \text{ K}$$

$$T_B = 1,6 T_A$$

$$T_B = 195,12 \text{ K}$$

$$\textcircled{a} \quad \Delta S_1 = \Delta S_{\text{échange}} + \Delta S_{\text{cible}}$$

adiabatique  $\Rightarrow$

$$S_{\text{échange}} = 0, \text{ reversible}$$

$$T_A^{V_A^{\gamma-1}} = T_B^{V_B^{\gamma-1}}$$

$$\left( \frac{T_A}{T_B} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}} \cdot V_A = V_B$$

$$V_B = \left( \frac{121,95}{195,12} \right)^{\frac{1}{1,66-1}} \cdot 10$$

$$V_B = 4,9 \text{ l.}$$

$$P_B^{V_B} = nRT_B \rightarrow P_B = \frac{nRT_B}{V_B}$$

$$P_B = \frac{1 \times 0,089 \times 195,12}{4,9}$$

$$P_B = 3,26 \text{ atm.}$$

Ⓐ  $\xrightarrow{\text{transformée}}$  P

adiabatique irréversible

$$P_F = 2,5 \text{ atm}$$

Calculer  $V_F$  et  $T_F / T_A$

$$\begin{cases} P_A = 1 \text{ atm} \\ V_A = 10 \text{ l} \\ T_A = \frac{P_A V_A}{n R} = \end{cases}$$

$$\begin{cases} \text{Compression} \\ \text{adiabatique} \\ \text{irréversible} \end{cases} \quad \begin{cases} P_F = 2,5 \text{ atm} \\ V_F = ? \\ T_F = ? \end{cases}$$

$$\text{adia} \Rightarrow Q = 0 \Rightarrow \Delta U = W \Rightarrow$$

$$n C_V (T_F - T_A) = -P_F (V_F - V_A)$$

$$n C_V T_F - n C_V T_A = -P_F V_F + P_F V_A$$

$$= -n R T_F + P_F V_A$$

$$n C_V T_F + n R T_A = n C_V T_A + P_F V_A$$

$$n (C_V T_F + R T_A) = n C_V T_A + P_F V_A$$

$$T_F (n C_V + n R) = n C_V T_A + P_F V_A$$

$$T_F \cdot C_P = n C_V T_A + P_F V_A$$

$$T_F = \frac{n C_V T_A}{C_P} + \frac{P_F V_A}{C_P}$$

$$\frac{T_F}{T_A} = \frac{n C_V}{C_P} + \frac{P_F V_A}{C_P \cdot T_A}$$

$$\frac{T_F}{T_A} = \frac{1}{\gamma} + \frac{P_F \cdot V_A}{C_P \cdot T_A}$$

$$(2,5) \times 10$$

$$\frac{T_F}{T_A} = \frac{1}{1,66} + \frac{(0,92+1) \times 12195}{(0,92+1) \times 12195}$$

$$\boxed{\frac{T_F}{T_A} = 1,59}$$

$$\boxed{T_F = 194,2 \text{ K}}$$

$$P_F \cdot V_F = n R T_F \Rightarrow$$

$$1 \times 0,82 \times 194,2$$

$$V_F = \frac{1}{2,5}$$

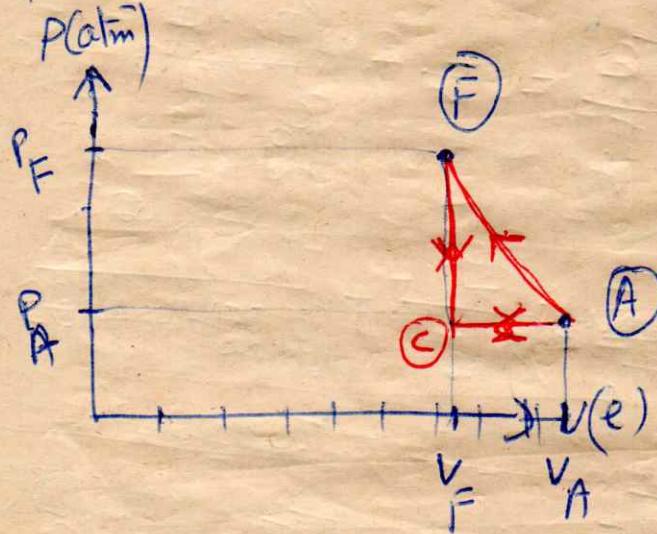
$$\boxed{V_F = 6,37 \text{ l.}}$$

B Pour calculer

l'entropie du gaz

lors d'une transformation irréversible • en imagine un processus réversible comportant deux étapes réversibles :

Etat A	P	V	T
Etat F	1	10	121,55
Etat F	2,5	6,37	194,2



Dans notre cas on imagine un chemin réversible :

$$A \rightarrow C \text{ isotherme } P_A = P_C = 1 \text{ atm}$$

$$C \rightarrow F \text{ isochore } V_C = V_F = 6,37 \text{ cm}^3$$

$$T_C =$$

$$\frac{V_A}{T_A} = \frac{V_C}{T_C} \Rightarrow T_C = \frac{T_A V_C}{V_A} \Rightarrow$$

$$T_C = 77,68 \text{ K}$$

$$\Delta S_T = \Delta S_{AC} + \Delta S_{C-F} = n_C \ln\left(\frac{T_C}{T_A}\right) + n_V \ln\left(\frac{T_F}{T_C}\right)$$

$$\Delta S = (1) \times (2) \ln\left(\frac{77,68}{121,55}\right) + (1) C_V \ln\left(\frac{P_4,2}{P_1}\right)$$

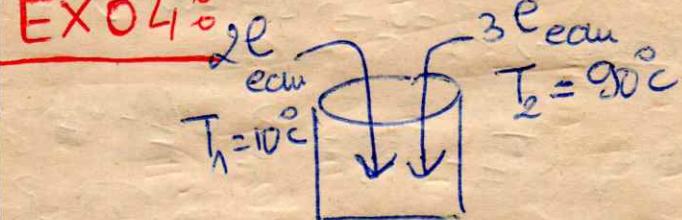
$$\frac{C_P}{C_V} = \gamma \Rightarrow C_V = \frac{C_P}{\gamma} = \frac{21}{1,666}$$

$$C_V = 12,60 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\frac{\Delta S}{T} = -9,47 + 11,54$$

$$\boxed{\Delta S_T = 2,07 \text{ J K}^{-1}}$$

EXO 4



1- calculer le nb de mole

$$G = \frac{m}{V} \Rightarrow m = G \cdot V \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$\Rightarrow n = \frac{G \cdot V}{M} = \frac{n_1 \cdot 1,03 \times 2}{18} \quad \boxed{n_1 = 12,44 \text{ mol}}$$

$$\frac{n_1 + n_2}{2} = \frac{1,03 \times 3}{18}$$

$$\boxed{n_2 = 171,67 \text{ mole}}$$

ensemble colorié  $\Rightarrow$

$$EG = 0$$

$$n_1 C_{P_{H_2O,1}} (T_{eq} - T_1) + n_2 C_{P_{H_2O,2}} (T_{eq} - T_2)$$

$$n_1 (T_{eq} - T_1) + n_2 (T_{eq} - T_2) = 0$$

$$(n_1 + n_2) T_{eq} = \underline{n_1 T_1 + n_2 T_2}$$

$$T_{eq} = \frac{n_1 T_1 + n_2 T_2}{n_1 + n_2}$$

$$\text{A.N.: } T_{eq} = \frac{(114,44) \times (283) + 171,67(363)}{286,11}$$

Si on laisse DS > 0 (5)

$\Downarrow$

réaction impossible

$$T_{eq} = 331 \text{ K.}$$

$T_1 \rightarrow T_e \rightarrow T_2$  ③ si la réaction est adiabatique réversible  $\Rightarrow$

Calcul de DS:

$$\Delta S_T = \Delta S_{T_1} + \Delta S_2 = n_2 C_p \ln \frac{T_{eq}}{T_1}$$

$$+ n_2 C_p \eta_0 \ln \frac{T_{eq}}{T_2}$$

$$n_1 C_p \ln \frac{T_{eq}}{T_2}$$

$$n_1 C_p \ln \frac{T_{eq}}{T_1} + n_2 C_p \ln \frac{T_{eq}}{T_2}$$

$$= 114,44 \times 4,184 \ln \frac{331}{283}$$

$$\ln \frac{T_{eq}}{T_2} = 0$$

$$+ 171,67 \times 4,184 \ln \frac{331}{363}$$

$$\Rightarrow n_1 \ln \frac{T_{eq}}{T_1} + n_2 \ln \frac{T_{eq}}{T_2}$$

$$= 75,017 - 86,28 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n_2 (\ln T_{eq} - \ln T_2) + n_1$$

$$\Delta S_T = 8,73 \text{ J K}^{-1} > 0$$

$$\ln T_{eq} - n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_2 = 0$$

Transformation adiabatique

$$n_2 \ln T_2 = 0$$

Inversible.  $\Delta S > 0$  Spontanée.

$$e^{\ln x} = x$$

- Si la transformation est adiabatique

réversible  $\Rightarrow \Delta S_T = 0 \Rightarrow \Delta S_{système} = \Delta S_{surrond.}$

Si  $\Delta S > 0 \Rightarrow$  dans ce cas (adiabatique)  $\Rightarrow$  Il y a réaction irreversible. Dans cette cas  $\Delta S_{système} = S_f - S_i > 0$

EX05

$$(n_1 + n_2) \ln T_{eq} - n_1 \ln T_1 - n_2 \ln T_2 = 0 \Rightarrow T_{eq}^{(n_1+n_2)} = T_1^{n_1} \cdot T_2^{n_2}$$

$$e^{(n_1+n_2) \ln T_{eq} - n_1 \ln T_1 - n_2 \ln T_2} = e^0$$

$$e^{x+y} = e^x \cdot e^y$$

$$1 = e^{(n_1+n_2) \ln T_{eq}} - (n_1 e^{\ln T_1} + n_2 e^{\ln T_2})$$

$$\rho_2 = \frac{e^{(n_1+n_2) \ln T_{eq}}}{n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_2} \cdot e$$

$$1 = \frac{e^{(n_1+n_2) \ln T_{eq}}}{e^{n_1 \ln T_1} \cdot e^{n_2 \ln T_2}}$$

$$(e^x)^n = e^{x \cdot n}$$

$$(\ln T_{eq})^{n_1+n_2}$$

$$1 = \frac{e}{e^{n_1 \ln T_1} \cdot e^{n_2 \ln T_2}} \cdot e^{(\ln T_{eq})^{n_1+n_2}}$$

$$1 = \frac{e}{e^{(n_1+n_2) \ln T_{eq}}} \cdot \frac{n_1}{T_1} \cdot \frac{n_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{T_{eq}^{n_1+n_2}}{T_1^{n_1} \cdot T_2^{n_2}}$$

$$b^n = a$$

$$\Rightarrow b = \sqrt[n]{a}$$

$$T_{eq} = \sqrt[n_1+n_2]{T_1^{n_1} + T_2^{n_2}}$$

$$\Rightarrow T_{eq} = T_1 \frac{n_1}{n_1+n_2} + T_2 \frac{n_2}{n_1+n_2}$$

$$T_{eq} = 329,25 K$$

$$n_1 \ln \left( \frac{T_{eq}}{T_1} \right) + n_2 \ln \left( \frac{T_{eq}}{T_2} \right) = 0$$

$$n_1 \ln T_{eq} - n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_{eq} - n_2 \ln T_2 = 0$$

$$(n_1 + n_2) \ln T_{eq} = n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_2$$

$$\ln T_{eq} = \frac{n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_2}{n_1 + n_2}$$

$$T_{eq} = \exp \left( \frac{n_1 \ln T_1 + n_2 \ln T_2}{n_1 + n_2} \right)$$

$$T_{eq} = 328,59$$

## Exos:

① La chaleur reçue par le Pb:

$$\cancel{q = \frac{m}{V}} \quad n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{m}{V_0}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2590}{207_{Pb}} \Rightarrow n = 12,5 \text{ mole}$$

$$\begin{array}{ccc} - & + & + \\ t_1 = 311K & r_f^{327} & t_2 = 673K \\ (S) & P_{(S)} = P_{(f)} & P_f \end{array}$$

$$\begin{matrix} q_{\text{abs}} \\ \text{bb} \end{matrix} = q_1 + q_2 = q_3$$

$$= n c_p \frac{P_b}{P_{(S)}} (T_f - T_1) + n \Delta H_f (P_b) + n q_{\text{bb}}^{P_b} (T_2 - T_f)$$

$$\begin{matrix} q_{\text{bb}} \\ P_b \end{matrix} = n \left[ C_p \frac{P_b}{P_{(S)}} (T_f - T_1) + \Delta H_{Pb} \right] + C_p \frac{(T_2 - T_f)}{P_{(f)}} + n c_p \frac{\Delta T}{T_f}$$

$$\begin{matrix} q_{Pb} \\ \text{abs} \end{matrix} = 12,5 \cdot [6,52(327 - 311) + 1440 + 7,5(673 - 327)]$$

$$\begin{matrix} q_{Pb} \\ \text{abs} \end{matrix} = 48397,25 \text{ cal}$$

$$\boxed{q_{Pb}^{\text{abs}} = 48,4 \text{ Kcal.}} = q_s^{\text{recu}}_{Pb}$$

② La variation de l'entropie du Pb:

$$\Delta S_{Pb} = \int \frac{dq}{T}$$

$$dq = dq_1 + dq_2 + dq_3$$

$$dq = n c_p \frac{\Delta T}{T} + q_2 + n c_p \frac{\Delta T}{T_f}$$

$$dq = n c_p \frac{\Delta T}{P_b} \frac{T_f}{T} + n \frac{\Delta H_f}{T_f}$$

$$+ n c_p \frac{P_d}{P_{(L)}} \frac{\Delta T}{T}$$

$$\Delta S_{Pd} = n c_p \frac{T_f}{P_d} \frac{\Delta T}{T_1} + \frac{n \Delta H_f}{T_f}$$

$$+ n c_p \frac{\Delta T}{P_d} \frac{T_f}{T_f}$$

$$\Delta S_{Pd} = n \left( C_p \ln \frac{T_f}{P_b T_1} + \frac{\Delta H_f}{T_f} + C_p \ln \frac{T_2}{P_b T_f} \right)$$

$$\frac{\Delta S}{Pb} = 12,5 \times \left( 6,52 \times \ln \frac{600}{311} + \frac{1440}{600} + 7,5 \ln \frac{673}{600} \right) \quad (5) \quad \Delta S$$

~~quatre 02~~

$$\frac{\Delta S}{Pb} = 94,32 \text{ J mol K}^{-1}$$

$$\Delta S_{Pb} = 53,55 + 30 + 10,75$$

$$\Delta S_T = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{stern}} \quad (\text{non})$$

$$\Delta S_{T\bar{T}} = 94,32 - 71,72$$

$$\Delta S_{T\bar{T}} = 22,4 \text{ cal K}^{-1}$$

3) La  $\Delta S$  cédée par la source:

$$Q_{\text{cédé}} = -Q_{\text{reçu}}$$

$$Q_{\text{source}} = -Q_{Pb} \quad (\text{gain} > 0)$$

$$Q_{\text{source}} = -Q_{Pb}^{\text{reçue}} = -48,4 \text{ Kcal}$$

$\Delta S_{T\bar{T}} > 0 \Rightarrow$  li anformul  
Spontanée irreversible

4) La  $\Delta S_{\text{source}}$

$$\Delta S_{\text{source}} = \frac{Q_{\text{source}}}{T_{\text{source}}} = -\frac{48,4 \times 10^3}{673}$$

$$\Delta S_{\text{source}} = -71,72 \text{ cal K}^{-2}$$