Corrigé fiche de TD N° 2 (Calorimétrie) 2019-2020

Exercice 1 :

1. • Le système froid S_1: {l'eau froide}. La température va passer de $\theta_1 = 18°C$, $m_1 = 250$ g à $\theta_e = ?$

Ce système S_1 va capter une quantité de chaleur $Q_1 > 0$.

Quantité de chaleur captée par l'eau froide: $Q_1 = m_1.c_e.(\theta_e - \theta_1)$.

• Système 2 chaud S_2 : {eau chaude} $\theta_2 = 80$ °C ; $m_2 = 300$ g. Température finale : $\theta_e = ?$

Ce système S_2 va perdre une quantité de chaleur $Q_2 < 0$.

Quantité de chaleur cédée par l'eau chaude: $Q_2 = m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2)$.

• Le système {eau + calorimètre} est isolé:

$Q_1 + Q_2 = 0$ soit $m_1.c_e.(\theta_e - \theta_1) + m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2) = 0$

On tire θ_e : $\theta_e = \dfrac{m_1.\theta_1 + m_2.\theta_2}{m_1 + m_2}$ A.N. : $\theta_e = \dfrac{250.10^{-3}.18 + 300.10^{-3}.80}{250.10^{-3} + 300.10^{-3}}$ = **51,8°C** $\boxed{\theta_e = 51{,}8°C}$

2. • Le système froid S_1: {l'eau froide + calorimètre et ses accessoires}. $Q_1 > 0$.

Quantité de chaleur captée par l'eau froide et le calorimètre: $Q_1 = (m_1.c_e + C).(\theta_e - \theta_1)$.

• Système 2 chaud S_2 : {eau chaude} $\theta_2 = 80$ °C ; $m_2 = 300$ g. Température finale : $\theta_e = 50°C$

Ce système S_2 va perdre une quantité de chaleur $Q_2 < 0$.

Quantité de chaleur cédée par l'eau chaude: $Q_2 = m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2)$.

• Le système {eau + calorimètre} est isolé: $Q_1 + Q_2 = 0$

$(m_1.c_e + C).(\theta_e - \theta_1) + m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2) = 0$

$C.(\theta_e - \theta_1) = -m_1.c_e.(\theta_e - \theta_1) - m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2) = 0$ **On tire C :**

$$C = \frac{-m_1.c_e.(\theta_e - \theta_1) - m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2)}{\theta_e - \theta_1} = \frac{m_1.c_e.(\theta_e - \theta_1) + m_2.c_e.(\theta_e - \theta_2)}{\theta_1 - \theta_e}$$

A.N. : $C = \dfrac{250.10^{-3}.4185.(50-18) + 300.10^{-3}.4185.(50-80)}{18-50}$ = **130,8 J.K^{-1}** $\boxed{C = 130{,}8\ J.K^{-1}}$

Exercice 2 :

• Le système chaud S_1: {l'eau chaude}. $\theta_1 = 70$ °C ; $V_1 = ?$. Température finale : $\theta_e = 50°C$. $Q_1 < 0$.

Soit Q_1 la quantité de chaleur cédée par l'eau chaude: $Q_1 = m_1.c_e.(\theta - \theta_1)$.

• Système 2 froid S_2 : {eau froide} $\theta_2 = 15$ °C ; $V_2 = ?$. Température finale : $\theta_e = 50°C$. $Q_2 > 0$.

Soit Q_2 la quantité de chaleur captée par l'eau froide: $Q_2 = m_2.c_e.(\theta - \theta_2)$.

• Le système {eau} est isolé : $Q_1 + Q_2 = 0$

$m_1.c_e.(\theta - \theta_1) + m_2.c_e.(\theta - \theta_2) = 0$ soit : $\boxed{m_1.(\theta - \theta_1) + m_2.(\theta - \theta_2) = 0}$

Application numérique:

$m_1.(37 - 70) + m_2.(37 - 15) = 0$ soit **$-33.m_1 + 22.m_2 = 0$** soit **$-33.V_1 + 22.V_2 = 0$**

D'autre part, le volume total du bain est V = 250L => **$V_1 + V_2 = 250$**

D'où le système: $\begin{cases} -33.V_1 + 22.V_2 = 0 & (1) \\ V_1 + V_2 = 250 & (2) \end{cases}$

Il faut donc 150L d'eau froide à 15°C et 100L d'eau chaude à 70°C pour obtenir 250L d'un bain à 37°C

Exercice 3 :

• Le système chaud S_1: {bloc de plomb}. $\theta_1 = 98$ °C ; $m_1 = 280$ g. Température finale : $\theta_e = 17{,}7°C$. $c_{Pb} = ?$; $Q_1 < 0$.

Soit Q_1 la quantité de chaleur cédée par le bloc de plomb: $Q_1 = m_1.c_{Pb}.(\theta_e - \theta_1)$.

• Système 2 froid S_2 : {calorimètre + eau froide} $\theta_2 = 16$ °C ; $m_{2eau} = 350$ g. Température finale : $\theta_e = 17{,}7°C$. $Q_2 > 0$.

Soit Q_2 la quantité de chaleur captée par l'eau froide et le calorimètre: $Q_2 = (m_2.c_e + C).(\theta_e - \theta_2)$.

Le système {eau + calorimètre + plomb} est isolé: $Q_1 + Q_2 = 0$

$m_1.c_{Pb}.(\theta_e - \theta_1) + (m_2.c_e + C).(\theta_e - \theta_2) = 0$ On tire c_{Pb}. $\Leftrightarrow m_1.c_{Pb}.(\theta_e - \theta_1) = -(m_2.c_e + C).(\theta_e - \theta_2)$

$c_{Pb} = \dfrac{(m_2.c_e + C).(\theta_e - \theta_2)}{m_1.(\theta_1 - \theta_e)}$ A.N. : $c_P = \dfrac{(350.10^{-3}.4185 + 209).(17{,}7 - 16)}{280.10^{-3}.(98 - 17{,}7)}$ = **126,5 J.kg^{-1}.K^{-1}**

$\boxed{c_{Pb} = 126{,}5\ J.kg^{-1}.K^{-1}}$

Exercice 4 :

Les donnés pour cet exercice :

Chaleur massiTue de l'eau C_e = 4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$

Chaleur massiTue de l'étain C_{Sn}= 228 $J.kg^{-1}.K^{-1}$

Température de fusion de l'étain T_f = 231.9 °C

1. Soit la masse d'eau : $m_e = 150 .10^{-3}$ kg

Soit la température initiale de l'eau : θ_{ei} = 20,0 °C°C

Soit la température de l'eau à l'état final : θ_{ef} = 70,0 °C °C

L'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de θ_{ei} à θ_{ef} s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{eau} = m_e \times c_e \times (\theta_{ef} - \theta_{ei})}$$

A.N. : $Q_{eau} = 150 \cdot 10^{-3} \times 4185 \times (70{,}0 - 20{,}0)$

$$\boldsymbol{Q_{eau} = 3{,}14 \cdot 10^4 J}$$

2. Soit la masse d'étain : $m_{Sn} = 35 .10^{-3}$ kg

Soit la température initiale de l'étain : θ_{Sni} = 231,9 °C°C

Soit la température de l'étain à l'état final : θ_{Snf} = 25,0 °C °C

L'énergie thermique perdue par l'étain solide en passant de θ_{1i} à θ_{1f} s'exprime par la relation :

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = m_{Sn} \times c_{Sn} \times (\theta_{Sn\,f} - \theta_{Sn\,i})}$$

A.N. : $Q_{refroidissement\ étain} = 36 \cdot 10^{-3} \times 228 \times (70{,}0 - 231{,}9)$

$$\boldsymbol{Q_{refroidissement\ étain} = -1{,}33 \cdot 10^3 J}$$

Remarque : cette valeur est négative, car l'étain a perdu de l'énergie.

3. Appliquons le principe de conservation de l'énergie. Le système est isolé, donc l'énergie perdue par l'étain a été reçue par l'eau :

$$|Q_{solidification\ étain}| + |Q_{refroidissement\ étain}| = |Q_{eau}|$$

On en déduit :

$$\boldsymbol{|Q_{solidification\ étain}| = |Q_{eau}| - |Q_{refroidissement\ étain}|}$$

$$|Q_{solidification\ étain}| = 3{,}14 \cdot 10^4 - 2{,}36 \cdot 10^3 J$$

$$\boldsymbol{|Q_{solidification\ étain}| = 3{,}00 \cdot 10^5 J}$$

4- L'énergie de solidification de l'étain est :

$$|Q_{solidification\ étain}| = m_{Sn} \times L_f$$

On souhaite déterminer l'énergie thermique massique de fusion de l'étain : L_f.

On en déduit :

$$\boldsymbol{L_f = \frac{|Q_{solidification\ étain}|}{m_{Sn}}}$$

$$L_f = \frac{3{,}00 \cdot 10^5}{36 \cdot 10^{-3}}$$

$$\boldsymbol{L_f = 8{,}35 \cdot 10^5 J/kg}$$

L'énergie thermique massique de fusion de l'étain vaut donc : $8{,}35 \cdot 10^5$ Joule par kilogramme.

Exercice 5 :

1- Supposons que le glaçon fond dans sa totalité.
Soit T_1 l'énergie cédée par l'eau est le calorimètre :
$Q_1 = (m_1.C_e + C)\ (T_e - T_1)$
Soit T_2 l'énergie capturée par le bloc de glace :
$Q_2 = m_2.\ C_g.\ (0 - T_2) + m_2.\ L_f + m_2.\ C_e\ (T_e - 0)$
Le système { eau + glace + calorimètre } est isolé :

$\Sigma Q = 0$
$Q_1 + Q_2 = 0$
$(m_1.c_e + C).(T_e - T_1) + m_2.c_g.(0 - T_2) + m_2.L_f + m_2.c_e.(T_e - 0).$

$m_1.c_e.T_e - m_1.c_e.T_1 + C.T_e - C.T_1 - m_2.c_g.T_2 + m_2.L_f + m_2.c_e.T_e = 0.$

$(m_1.c_e + m_2.c_e + C).T_e = (m1.c_e + C).T_1 + m_2.c_g.T_2 - m_2.L_f = 0.$

$$T_e = \frac{(m_1.c_e + C).T_1 + m_2.c_g.T_2 - m_2.L_f}{m_1.c_e + m_2.c_e + C}$$

$$T_e = \frac{(200.10^{-3}.4185 + 150).70 + 80.10^{-3}.2090.(-23) - 80.10^{-3}.3{,}34.10^5}{200.10^{-3}.4185 + 80.10^{-3}.4185 + 150}$$

T_e = 29,15°C

2- En supposant que toute la glace fonde, un calcul analogue à la question précédente donne:

$$T_e = \frac{(m_1.c_e + C).T_1 + m_2.c_g.T_2 - m_2.L_f}{m_1.c_e + m_2.c_e + C}$$

$$T_e = \frac{(200.10^{-3}.4185 + 150).50 + 160.10^{-3}.2090.(-23) - 160.10^{-3}.3{,}34.10^5}{200.10^{-3}.4185 + 160.10^{-3}.4185 + 150}$$

T_e = -7,11°C

Ce résultat est faux car à cette température et sous la pression atmosphérique, l'eau est à l'état solide.

La totalité de la glace ne fondra pas et la température du système sera T_e =0°C.

Soit Q_1 l'énergie cédée par l'eau et le calorimètre pour passer de T_1=50°C à T_e=0°C.

$Q_1=(m_1.c_e + C).(T_e - T_1).$

$Q_1=(200.10^{-3}.4185 + 150).(0 - 50).$

Q_1=-49350 J.

Soit Q_2 l'énergie captée par le bloc de glace pour passer de T_2=-23°C à T_e=0°C.

$Q_2=m_2.c_g.(T_e - T_1).$

$Q_2=160.10^{-3}.2090.(0-(-23))$

$Q_2=7691,20$ J.

Soit m la masse de glace qui va fondre et soit Q l'énergie captée par cette glace.

Le système {eau + glace + calorimètre} est isolé:

$Q+Q_1+Q_2=0$

$Q=-Q_1-Q_2$

$Q=49350-7691.2$

$Q=41658.80$ J

$$Q=m.L_f \iff m=\frac{Q}{L_f}$$

$$\iff m=\frac{41658.80}{3,34.10^5}$$

$$\iff m=125.10^{-3}\text{kg (125g)}$$

Le système est donc composé de: 160-125=35g de glace à la température de 0°C.
200+125 = 325g d'eau à la température de 0°C.

Correction de TD de thermodynamique

Série N°3

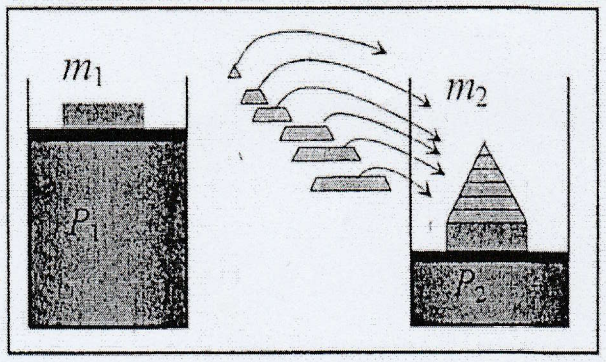
Exercice 1

1- Compression isotherme (quasistatique)

On a à chaque stade de la transformation un équilibre thermique (les grandeurs thermodynamiques sont toutes définies).

A l'équilibre thermique on'a : $T_{ex} = T_0 = T_{gas} = Cste$

A l'équilibre mécanique on'a : $P_{ex} = P_{gas}$



Le travail des forces de pression s'écrit :

$$W = -\int_i^f p_{ex} dV = -\int_i^f p_{gaz} dV$$

avec $$p_{gaz} = \frac{nRT_0}{V}$$

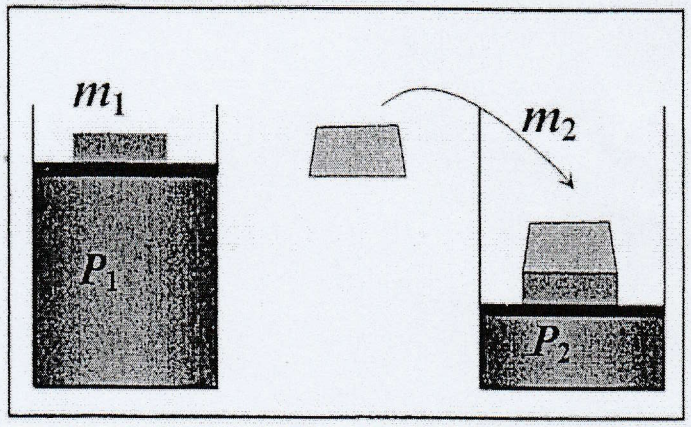
$$W = -\int_i^f \frac{nRT_0}{V} dV = nRT_0 \ln \frac{V_0}{V_1}$$

ou $$W = nRT_0 \ln \frac{P_1}{P_0}$$

AN : $W = 1.7 \times 10^3 \ J$

2- Compression brutale (irréversible)

Si la pression d'équilibre à l'état finale est P_1 pour le système (gaz), la pression extérieure lors de la transformation est P_1 qui restait constante.



$$W' = -\int_i^f p_{ex} dV = -\int_i^f p_1 dV = -P_1(V_1 - V_0)$$

$$W' = -P_1V_1(1 - \frac{V_0}{V})$$

Or $P_1V_1 = nRT_0$ et $P_0V_0 = nRT_0$

$$W' = -nRT_0(1 - \frac{P_1}{P_0})$$

$$W' = nRT_0(\frac{P_1}{P_0} - 1)$$

AN $W' = 2.5 \times 10^3 \ J$

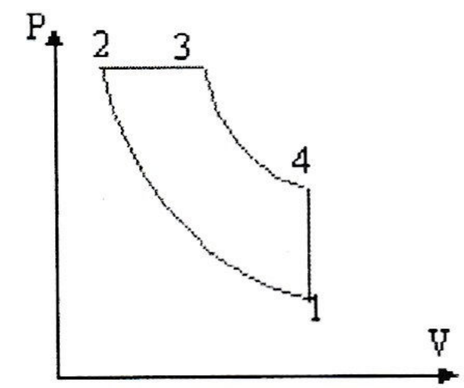
EXERCICE 1:

isotherme : à n et T constante $p_1V_1 = p_2V_2$ d'où $V_2 = V_1 p_1 / p_2 =$ 10 m^3.
travail élémentaire des forces de pression – pdV = - nRT / V dV = - nRT d (lnV) ; intégrer entre V_1 et V_2.

$$W_1 = -\int_1^2 PdV = -nRT\int_1^2 \frac{dV}{V} = -nRT\int_1^2 d(\ln V) = -nRT\ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$ avec $nRT = p_1V_1 = p_2V_2$ et $p_1 = 10^6$ Pa ; $v_1 = 1$ m^3 ;

$V_2 / V_1 = 10$; $W = -10^6 \ln 10 =$ $-2{,}3\ 10^6$ J. L'énergie interne d'un gaz parfait de dépend que de la température ; si T = cte alors $\Delta U = 0$ or $\Delta U = W + Q$ donc $Q = -W =$ $2{,}3\ 10^6$ J

EXERCICE 5:



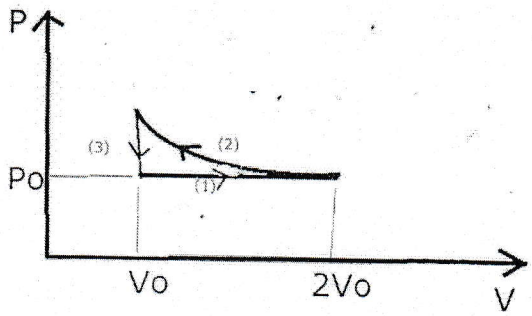
compression adiabatique :
$P_1V_1^\gamma = P_2V_2^\gamma$ soit $P_2 = P_1(V_1/V_2)^\gamma = P_1a^\gamma$.$P_2 = 10^5 * 9^{1,4} =$ $2{,}167\ 10^6$ Pa.
$V_1/V_2 = a$ d'où $V_2 = V_1/a$. avec $P_1V_1 = RT_1$soit $V_1 = 8{,}31 * 300 / 10^5 = 0{,}025$ m^3. et $V_2 = RT_1 / (aP_1) = 0{,}025 / 9 =$ $2{,}77\ 10^{-3}$ m^3.
$P_2V_2 = RT_2$ soit $T_2 = P_1a^\gamma RT_1 / (aRP_1)$; $T_2 = a^{\gamma-1}T_1 = 9^{0,4} * 300 =$ 722,4 K.

dilatation à P= Cte : $P_3 = P_2$; $V_3 = 8{,}33\ 10^{-3}$ m^3 (calcul ci dessous)
$P_3V_3 = RT_3$ d'où $T_3 = P_2V_3 / R = P_1a^\gamma V_1/(Rb)$; $T_3 = 10^5 * 9^{1,4} * 0{,}025 / (8{,}3*3) =$ 2176 K.
détente adiabatique : $P_3V_3^\gamma = P_4V_4^\gamma$ soit $P_4 = P_3(V_3/V_4)^\gamma = P_3/b^\gamma = P_1(a/b)^\gamma$; $P_4 = 10^5 * 3^{1,4} =$ $4{,}65\ 10^5$ Pa.
$V_4/V_3 = b$ d'où $V_3 = V_4/b = V_1/b = 0{,}025 / 3 =$ $8{,}33\ 10^{-3}$ m^3
avec $P_4V_4 = RT_4$ soit $T_4 = P_4V_1 / R = P_1(a/b)^\gamma V_1 / R$. $T_4 = 10^5 * 3^{1,4} * 0{,}025 / 8{,}31 =$ 1402 K.
travail et chaleur échangés (1) --> (2) : adiabatique, donc pas d'échange de chaleur avec l'extérieur
travail : $W_{12} = (P_2V_2 - P_1V_1) / (\gamma - 1)$; $W_{12} = (21{,}67\ 10^5 * 2{,}77\ 10^{-3} - 10^5 * 0{,}025) / 0{,}4 =$ 8 756 J. (reçu)
travail et chaleur échangés (2) --> (3) : pression constante donc $W_{23} = -P_2(V_3 - V_2)$
$W_{23} = -21{,}67\ 10^5 (8{,}33 - 2{,}77)10^{-3} =$ - 12 048 J (cédé à l'extérieur)
variation d'énergie interne du gaz $C_v(T_3 - T_2)$; $\Delta U = 20{,}8 (2176 - 722{,}4) =$ 30 235 J
$Q_{23} = \Delta U - W_{23} = 30\ 235 - (-12\ 048) =$ 42283 J (reçu)
Travail et chaleur échangés (3) --> (4) : adiabatique, donc pas d'échange de chaleur avec l'extérieur
travail : $W_{34} = (P_4V_4 - P_3V_3) / (\gamma - 1)$
$W_{34} = (4{,}65\ 10^5 * 25\ 10^{-3} - 21{,}67\ 10^5 * 8{,}33\ 10^{-3}) / 0{,}4 =$ -16 065 J. (perdu)
travail et chaleur échangés (4) --> (1) : volume constant donc $W_{41} = 0$
la chaleur échangée est égale à la variation d'énergie interne du gaz : $Q_{41} = C_v(T_1 - T_4)$
$Q_{41} = 20{,}8 (300 - 1402) =$ - 22 922 J. (cédé à l'extérieur)
rendement : il représente le taux de conversion en travail de l'énergie thermique reçue.
énergie thermique reçue = 42 283 J ; travail fourni - travail reçu : -16065 -12048 + 8756 = - 19357 J
rendement = - (- 19357) / 42 283 = 0,46. autre méthode : $1 + Q_2 / Q_1$ avec
Q_1 chaleur reçue et Q_2 chaleur cédée. 1 + (-22 921) / 42 283 = 1 - 0,54 = 0,46.

Exercice 2

1) Compression isotherme à 2 T_0, pression maximale atteinte $2P_0$

2)



3) $W_1 = -P_0V_0 = -2.8\times10^3\ J$, $\quad Q_1 = \dfrac{\gamma}{\gamma-1}P_0V_0 = 9.8\times10^3\ J$

$W_2 = 2P_0V_0\ln 2 = 3.9\times10^3\ J$; $\quad Q_2 = -2P_0V_0\ln 2 = -3.9\times10^3\ J$

$W_3 = 0$ et $\quad Q_1 = -\dfrac{1}{\gamma-1}P_0V_0 = -7.0\times10^3\ J$

4) $\Delta U_{cycle} = 0$

Exercice 3

$V_2 = 1.03\ L$ et $V_1 = 2V_0 - V_2 = 2.97\ L$

1) L'équilibre mécanique se traduit se traduit par $P_1 = P_2 = 3P_0 = 3$ atm.

Dans le compartiment C_2 le gaz a subi a une transformation adiabatique donc :

$$P_0V_0^\gamma = P_2V_2^\gamma \Rightarrow V_2 = V_0\left(\frac{P_0}{P_1}\right)^{\frac{1}{\gamma}}$$

Pour $T_2 = T_0\left(\dfrac{P_2}{P_0}\right)^{1-\frac{1}{\gamma}} \Rightarrow T_2 = 423.7\ K$

Pour T_1 on utilise $PV = nRt \Rightarrow T_1 = T_0\dfrac{P_1}{P_0}\dfrac{V_1}{V_0} = 1216\ K$

2) $dU_1 = -\int_{V_0}^{V_1} pdv = -\int_{V_0}^{V_1} pV^\gamma\dfrac{dv}{V^\gamma} = -pV^\gamma\int_{V_0}^{V_1}\dfrac{dv}{V^\gamma}$ avec $PV^\gamma = cste$

Sachant que

$$\int_a^b x^n dx = \left[\frac{x^{n+1}}{n+1}\right]_a^b$$

$$U_1 = -\left[pV^\gamma\frac{V^{1-\gamma}}{V^{1-\gamma}}\right]_{V_0}^{V_1}$$

$$\Delta U_1 = \frac{P_1V_1 - P_0V_0}{\gamma-1} = 1040\ KJ$$

De même $\quad \Delta U_2 = \dfrac{P_2V_2 - P_0V_0}{\gamma-1} = 164\ KJ$

La résistance électrique a fourni l'énergie : $E = \Delta U_1 + \Delta U_2 = 1204\ KJ$

Chapitre I : Généralité sur la thermodynamique

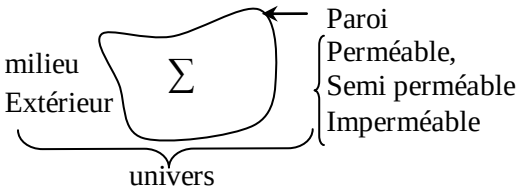
Introduction

La thermodynamique est l'étude des échanges d'énergie qui accompagnent les changements d'état et les réactions chimiques, elle s'intéresse aux transferts thermiques et au travail. Pour compléter les notions vues au lycée à propos des chaleurs de combustion, de dissolution ou de changement d'états, il est nécessaire de définir un certain nombre de termes.

Notion de système ($\sum$)

1- Définition

Un système est un ensemble d'objets ou de substances qui appartiennent à un domaine de l'espace. Ce qui n'est pas le système constitue le milieu extérieur.



L'ensemble du système et du milieu extérieur constitue l'univers.

2- Différents types de systèmes

Selon la nature du paroi entre le système et le milieu extérieur, on distingue différents systèmes:

- Système **fermé**: il n'échange pas de matière avec l'extérieur; <u>exemple</u> : réacteur clos.
- Système **isolé** : aucun transfert avec l'extérieur (ni d'énergie, ni de matière) ; <u>exemple</u> : univers.
- Système **ouvert**: il échange de la matière et de l'énergie avec l'extérieur; <u>exemple:</u> une cellule vivante.
- Système **adiabatique**: pas de transfert thermique avec l'extérieur; <u>exemple</u>: système dans un vase Dewar.

3- Etat du système

L'état d'un système est défini à un instant donné; on peut imaginer que cet état puisse être fixé par une photographie instantanée. On le décrit macroscopiquement au moyen de grandeurs physiques telles que: T, P, n quantité de matière, V… Toutes ces grandeurs sont des variables d'état. Certaines ne sont pas indépendantes les unes des autres mais peuvent être reliées par une ou plusieurs équations d'état.

4- Grandeurs d'état

Grandeur physique décrivant le system (directement mesurable) Exemple: T,P,V,N …

- Grandeur extensive:

Une grandeur extensive est proportionnelle à la quantité de matière. Elle est définie pour l'ensemble du système. Exemples: V, masse, quantité de matière, charge électrique…

- Grandeur intensive

Une grandeur intensive est définie en chaque point d'un système et est indépendante de la quantité de matière. Elle est définie en chaque point du système. Exemples: T, P…

5- fonction d'état

C'est le reste des grandeurs d'état qui dépendent des variables d'état
Exemple: soit n mole de gaz parfait décrit par les variables P,V et T d'après l'équation des gaz parfaits $PV = nRT$
on a $V = \frac{nRT}{P}$ Donc on dit que V est fonction d'état v (T,P)
T, P sont les variables d'état

6- Etat d'équilibre

Un ∑ est en état d'équilibre thermodynamique lorsque les variables d'état Sont les même en tout point du ∑ et restent fixes avec le temps dans ce cas il existe :

Un équilibre thermique : Lorsque la température est identique en tout point du ∑ et reste constante avec le temps.
Un équilibre mécanique : Lorsque la pression est identique en tout point du ∑ et reste constante avec le temps.
Un équilibre chimique : Lorsque la composition chimique est identique en tout point du ∑ et reste constante avec le temps.

7- Transformation

C'est le passage d'un ∑ d'un état initial (1) à un état final (2)

$$\text{Etat (1)} \xrightarrow{\text{Transformation}} \text{Etat (2)}$$

(P_1, V_1, T_1) (P_2, V_2, T_2)

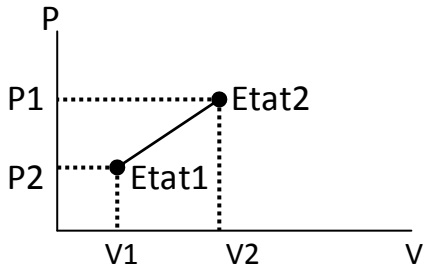
On distingue des Transformations d'un GP :

- Transformation isochore : $V = cst$, $V_I = V_f$, $\Delta V = 0$
  le volume du ∑ reste constant tout au long du chemin suivi

- Transformation isobare : P= cst, ΔP= 0
  la pression reste constante tout au long du chemin suivi
- Transformation isotherme : T=cst, ΔT= 0
  la température reste constante tout au long du chemin suivi
- Transformation adiabatiques : Q=0
  transformations au cours desquelles il n'y pas d'échanges de chaleur avec le milieu extérieur

8- Représentation graphique d'une transformation

Pour représenter une transformation, on utilise souvent le diagramme (P,V) appelé diagramme de Clapeyron :



Dans ce cas on distingue :

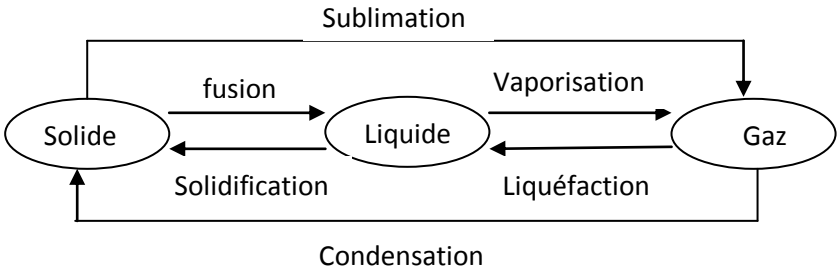
Transformation ouvertes : l'état final du ∑ différent de l'état initial.
Transformation fermées : l'état final égale a l'état initial.
Cycle thermodynamique : est suite de transformations ouvertes, ou bien le ∑ subit une série de transformation qui le ramène à son état initial.

9- Les différents types de Transformation

Transformation réversible: est une Transformation qui peut être réalisé des les deux sens. A ⟷ B
Les transformations quasi statique approchent de la transformation réversible :
le ∑ évolué en passant par des états d'équilibre aussi rapproches que l'on veut (Une transformation réversible est un cas idéal irréalisable en pratique)
Exemple : le chauffage d'un Corp et son refroidissement (même température)

Transformation irréversible : est une Transformation qui ne peut être réalisée dans les deux sens et en plus lorsque les états intermédiaires ne sont pas des états d'équilibre.
Exemple : la combustion, la vie…

Les transformations physiques ou les transformations de changement d'état : Tout les corps peuvent se présenter, selon les conditions de T et P sous l'une des trois états suivants : solide, liquide ou gaz. Le passage d'un état à un autre c'est un changement de phase :



Les chaleurs assurant ce changement de phase sont appelée chaleurs latentes **L.**

Exemple : $S \xrightarrow[L_f]{} L$ L_f : chaleur latente de fusion

Les transformations chimiques : sont des transformations ou des réactions qui changent la composition chimique de la matière. Exemple: combustion estérification, explosion, corrosion, décoloration

10- Rappel des lois des Gaz parfait (GP)

Le GP est un gaz idéal basé sur les hypothèses suivantes:

- Il n'existe pas d'interdiction entre les molécules (elles sont éloignées)
- les molécules sont assimilées à des masses ponctuelles
- les chocs entre les molécules ou contre les parois du récipient sont parfaitement élastiques

La loi des gaz parfait : $PV=nRT$

P : pression du gaz
V : volume occupé par le gaz
n : nombre de mole de gaz
R : constante des GP : R=0.082 L.atm/mol.K ; R= 8.315 J/mol.K ; R=1.987 cal/mol.K
T : température en Kelvin

1- *Loi de Boyle-Mariotte*:
T= cst ; la P et V sont inversement proportionnelles
T= cst ; PV = cst $\Rightarrow$ $\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$

2- *Loi de Gay–Lussac et charles*

à V=cst $\frac{P}{T}$= cst $\Rightarrow$ $\boxed{\frac{P1}{T1} = \frac{P2}{T2}}$

à P=cst $\frac{V}{T}$ =cst ⟹ $\boxed{\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2}}$

3- *Loi des mélanges de gaz ou loi de Dalton*

Un mélange de gaz est formé de différent gaz (ni, Mi) occupant le même volume: à l'équilibre thermique ces différent gaz sont à la même T. on définit alors pour chaque gaz une pression partielle Pi, telle que la pression total P_T du mélange parfait:

$P_T V = n_T RT$ .....(1) $n_T = \sum n_i$; $X_i = n_i / n_T$ X_i: fraction molaire ($\sum X_i = 1$)

Donc la loi Dalton: $\boxed{P_i = X_i . P_T}$

Chapitre II: L'énergie thermique et le travail mécanique

1) Notion de température

La température est liée à la sensation du chaud et de froid, elle traduit le degré d'agitation des molécules

1- thermométrie :

La définition actuelle de l'échelle de température est le résulta de tâtonnement successifs c'est pourquoi de nos jours, coexistent l'échelle Kelvin, Celsius …….etc

2- Le principe zéro de la thermodynamique

Deux corps (système) en équilibre thermique avec un troisième corps, Sont en équilibre thermique entre eux.

3- Echelles de température

a) centésimales : les thermomètres utilisant l'échelle centésimale ne peuvent pas mesurer mais seulement repérer la température T(à cause du choix arbitraire 0 et 100)

b) échelle absolue : (à point fixe) l'échelle absolue de température coïncide avec l'échelle thermodynamique donc la température absolue est une grandeur mesurable

$$\boxed{T(K) = T\,(°C) + 273.15}$$

4- Les Différent types de thermomètre :

- Les thermomètres à « gaz parfait » ce sont les thermomètres de référence.
- Les thermomètres à dilatation de liquide : le mercure est le plus performent car : Il peut être obtenue très pur par distillation ; Il ne mouille pas le verre ; Il est liquide dant un domaine étendu de température de -39°C à 360 °C.

2) Notion de chaleur ou de quantité de chaleurs Q

La chaleur Q ou énergie calorifique ou thermique échangé est l'énergie en mouvement dont l'écoulement se fait d'un milieu chaud vers un milieu froid.

1- Expression :

La chaleur reçu par un ∑est δQ(>0) peut provoquer une variation de sa température dT
Pour : 1 mole : $\delta Q = C\,dT$
N mole : $\delta Q = n\,C\,dT$

C : capacité calorifique molaire d'une substance désigne la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1 mole d'une substance pour élever sa T de 1 degré. (C s'exprime en $J.mole^{-1}.K^{-1}$)

D'où

$$C = \frac{\delta Q}{\delta T}$$

$$C_p = \left(\frac{\delta Q}{\delta T}\right)_{p = Cst} \qquad C_v = \left(\frac{\delta Q}{\delta T}\right)_{v=Cst}$$

Cp et **Cv** : chaleur massique (ou molaire) à pression constante ou à volume constant

- *Remarque*: Pour les solides ou les liquides on a : Cp ≈Cv = C mais pour les gaz : C p ≠C v

Relation de Mayer: Cp / Cv = γ(gamma) ; C = cst Cp - Cv = R

Alors $Q_{1,2} = \int_1^2 m\, c\, dT = m\, c \int_1^2 dT$ ⇨ $Q = m\, c\, dT$

c : **capacité calorifique massique** en ($J.Kg^{-1}\ K^{-1}$)

$Q_{1,2} = \int_1^2 n\, c\, dT = n\, c \int_1^2 dT$ ⇨ $Q = n\, c\, dT$

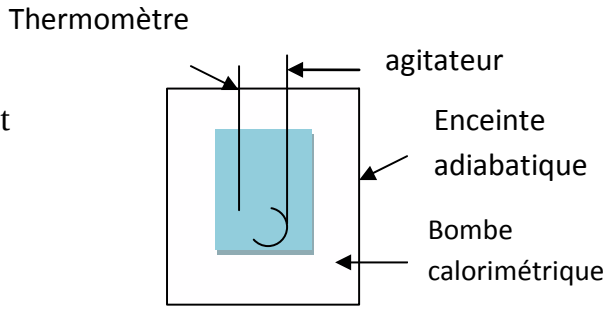
c : **capacité calorifique molaire** en ($J.mol^{-1}\ K^{-1}$)

$Q_{1,2} = \int_1^2 C\, dT = C \int_1^2 dT$ ⇨ $Q = C\, dT$

C : **capacité calorifique** en ($J.K^{-1}$)

3) Calorimétrie

1- le calorimètre : est un récipient à l'intérieure duquel en effectuer les réactions ou on provoque tout autre phénomène dont on veut mesurer l'effet thermique (Q dégagées ou absorbées)



2- Le principe du calorimètre :

- Mettre en contact avec l'eau de calorimètre le ∑ à étudier (corps, R°)
- On relève la différence de température de l'eau après équilibré ΔT :

- Mesurer Q échangé entre le ∑ et l'eau du calorimètre et ces accessoires agitateur, thermomètre, vasedewar… etc) :

$$Q = m_0 C_0 \Delta T + C \Delta T$$

M_0 C_0 : masse et chaleur massique de l'eau du calorimètre
C : Capacité calorifique du calorimètre avec ces accessoires
Q : chaleur absorbée ou dégagée (cédée) par le ∑ étudié

3- La valeur en eau du calorimètre μ (mu) :

L'équivalent en eau (ou valeur en eau) d'un ∑ est la masse d'eau μ échangeant la même quantité de chaleur avec l'extérieur quand il subit la même ΔT :

$$m\, c\, \Delta T = \mu\, c_e\, \Delta T \Rightarrow (m\, c + \mu\, c_e)\, \Delta T = 0$$

c_e : capacité calorifique a l'équilibre

4- les différents types des calorimètres :

On distingue des calorimètres :

- adiabatiques : dans les quels on évite tout échange de chaleur avec le milieu extérieure ($\sum Q = 0$)
- isotherme : où la température reste constante
- conduction : où l'on mesure un flux thermique

5- Calcul de la température d'équilibre T_e :

La T_e est la température lorsque l'équilibre thermique est atteint
Exemple: on a un échange thermique entre un corp (m_1,c_1) et un deuxième corp(m_2,c_2)

$$\sum Q = 0 \Rightarrow Q_1 + Q_2 = 0 \Rightarrow m_1\, c_1\, (T_{eq} - T_1) + m_2\, c_2\, (T_{eq} - T_2) = 0$$

$$\Rightarrow T_{eq} = \frac{m\,1\,c1\,T\,1 + m2\,c\,2\,T2}{m\,1\,c1 + m2\,c2}$$

Donc en générale :

$$T_{eq} = \frac{\sum m\,i\,ci\,Ti}{\sum mi\,ci}$$

6- La chaleur de combustion : (J ou Cal)

La chaleur de combustion est la quantité de chaleur dégagée par la réaction combustion de l'unité de masse d'un Corp.

à p constant ⇨ $Q_p = m\, c_p\, (T_f - T_i)$

à V constant ⇨ $Q_v = m\, c_v\, (T_f - T_i)$

7- la chaleur latente (L):

La chaleur latente est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse d'un corp à T constante (la température de changement d'état) de :

- l'état solide à l'état liquide : chaleur latente de fusion $\mathbf{L_f}$

  $Q = m\, L_f$ (J/Kg)

- l'état liquide à l'état gazeux : chaleur latente de vaporisation $\mathbf{L_V}$

  $Q = m\, L_V$ (J/Kg)

- l'état solide à l'état gazeux : Chaleur latente de sublimation $\mathbf{L_{sub}}$

  $Q = m\, L_{sub}$ (J/Kg)

4) le travail (w)

1- Expression général de travail des forces de pression :

Le travail est une forme d'énergie (énergie mécanique) :

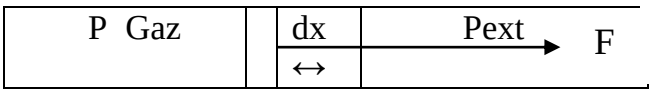
*C'est une Energie exprimée en (J) ou (kcal)

* à l'échelle microscopique c'est une énergie échangée de façon **ordonnée** (grâce au déplacement du piston qui imprime une certaine direction aux atomes)

* ce n'est pas une fonction d'état $\delta w = w$

Expression de W :

Le travail résulte le plus souvent d'une variation de volume du ∑ déformable (non rigide). Exemple : un gaz dans un cylindre d'un piston mobile



P = F/S ⇨ F= P S

δ W = F dx = P S dx = P dv (J)

Le travail élémentaire s'écrit alors : $\delta W = - P_{ext}\, dv$

Le signe (-) est imposé par la convention désigne :

* Si le piston se déplace vers la droite (détente) dv> 0 , le travail fourni au milieu extérieur δw < o donc δw = - P dv

* pour la compression (dv<o) alors le gaz reçoit du travail δw > 0

$$\delta w = - \int_{V1}^{V2} PextdV$$

2- Calcul du travail pour une transformation irréversible

⇨ p_{ext}= cst

alors $\delta w = - \int_{V1}^{V2} PextdV$

$$w_{i\to F} = \int_i^f \delta w = - \int_i^f PextdV = - Pext\int_i^f dV = - Pext\,(V_F - V_i)$$

⇨ $w_{i\to F}$ irrversible = - Pext $(V_F - V_i)$

3- Calcul du travail pour une transformation réversible

On considère qu'on a un gaz parfait à chaque instant : $P_{ext} = P_{\sum} = P$

Donc $\delta w_{\text{réversible}} = - P\, dv$

4- Application de calcul du travail pour les différentes transformations

On distingue alors plusieurs cas pour une transformation réversible d'une mole d'un G.P:

a/transformation isobare (v=cst)

Alors dv=0

Donc δw = - p dv = 0

$$\Rightarrow \boxed{\underset{i\to f}{W} = \int_i^f \delta w = 0}$$

b/transformation isobare (P=cst)

δw= - P dv

Donc $\underset{i\to f}{W} = \int_i^f \delta w = \int_i^f -Pdv \quad = -P\int_i^f dv = -P(V_f - V_i)$

$$\Rightarrow \boxed{\underset{i\to f}{W} = -P(V_f - V_i)}$$

c/transformation isotherme (T=cst)

δ w = - pdv donc $\underset{1\to 2}{W} = \int_1^2 \delta w = \int_1^2 -pdv$ G.P : PV=nRT (T=cst)

donc je remplace $P=\frac{nRT}{V}$

alors $\underset{1\to 2}{W} = \int_1^2 -\frac{nRTdv}{V_2}$

$$= -nRT\int_1^2 \frac{dv}{V} \qquad = -nRT\ ln\ \frac{V_2}{V_1}$$

$$\Rightarrow \boxed{\underset{1\to 2}{W}_{\text{isotherme}} = nRT\ ln\ \frac{V_1}{V_2}}$$

Isotherme ⇨ PV =cst ⇨ $P_1V_1 = P_2V_2$ ⇨ $\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$ ⇨ $\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$

$$\Rightarrow \boxed{\underset{1\to 2}{W}_{\text{isotherme}} = nRT\ ln\ \frac{P_2}{P_1}}$$

Chapitre III : le premier principe de la thermodynamique

1) Définition de l'énergie interne d'un ∑ : **U**

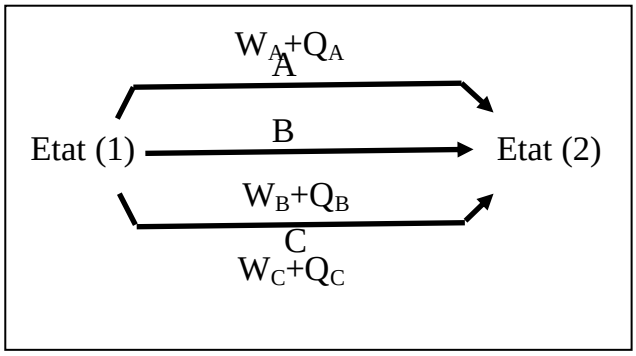
L'énergie totale d'un ε : $E_t = E_c + E_p + U$

E_C : l'énergie cinétique associé au mouvement de son centre de graviter en thermodynamique le ∑ est immobile ⟹ $E_c = 0$
E_P : l'énergie potentielle associé à sa position dans le champ de force dans le quel il se trouve en thermodynamique E_p est nulle au cours de la transformation

Donc $\Delta E_t = \Delta U$

2) Enoncé du 1ier principe

La variation de l'énergie interne d'un ε fermé lors d'une transformation est égale à la somme algébrique du travail et de la quantité de la chaleur échangée avec le milieu extérieur.



Le premier principe traduit une conservation d'énergie au cours d'une transformation donc la somme Q+W est reste constante pour tous les chemins suivies :
$W_A+Q_A = W_B+Q_B = W_C+Q_C$ = cte.

3) Expression mathématique du 1ier principe

La transformation 1 ⟶ 2

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$$

U : est une fonction d'état Puisque la somme W+Q ne dépend que des états initial et final du ∑

4) Expression différentielle de U

Pour une transformation infinitésimale dU = δW + δ Q

1- Cas particuliers

- ∑*Isolé*: n'échange pas de W et Q avec le milieu extérieur :

  Q=0 et W=0 dans $\Delta U = Q + W = 0$, l'énergie interne d'un ∑ isolé est constante (en joule ou calorie)

- ∑*cyclique* : le ∑subit une série de transformation qui le ramène à son état initial : $U_f = U_i$ donc $\Delta U = U_p - U_i = 0$ ⟹ $\Delta U = W + Q = 0$ ⟹ $W = -Q$

5) Calcule de variation de l'énergie interne ΔU

1- transformation isochore (v=cst)

dv = 0 W = - PdV = 0

1ére principe : dU = δW+ δQ

dU = δ Q

⇨ $\boxed{\Delta U = U_2 - U_1 = Q_v}$

Q_v : la chaleur échangée à V=cst.

Convention de signe

$Q_v < 0$ ⟹ R^0 exothermique (le ∑dégage de la chaleur)

$Q_v > 0$ ⟹ R^0 endothermique (le ∑ absorbe de la chaleur)

$Q_v = 0$ ⟹ R^0 athermique (pas d'absorbtion et dégagement de Q)

2- Transformation isobare (p=cst)

Dans ce cas la chaleur échangée est une chaleur à pression constante Q_P

Transformation isobare ⟹ P=cst

δW = - pdv ⟹ $w = -P\int_{v_1}^{v_2} dv = -P(V_2 - V_1)$

$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$

$\Delta U = -P(V_2 - V_1) + Q_p.$

D'où la chaleur :

$$Q_P = \Delta U + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1$$

$$Q_P = (U_2 - PV_2) - (U_1 - PV_1) \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

On définit une nouvelle fonction thermodynamique **H** appelée **enthalpie** par : $\boxed{H = U+PV}$ $\boxed{dH = dU+Pdv}$

H est une fonction d'état à (p =cst)

(1)…….. $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$

Convention de signe

Exothermique $Q_p < 0 \ R^0$

$Q_p > 0 \ R^0$ Endothermique

$Q_V = 0 \ R^0$ athermique

3- Relation entre Q_V et Q_P :

On considère une R^0 Chimique entre gaz parfait, supposé totale, effectué à la température T :

$$\nu_1 A_1 + \nu_2 A_2 \xrightarrow{R° \text{ chimique}} \nu_3 A_3 + \nu_4 A_4.$$

ν_1, $\nu 2$, $\nu 3$, $\nu 4$: sont les coefficients stœchiométriques.
A_1 , A_2, A_3, A_4 : les constituants gazeux.

$\boxed{\text{Etat initial}} \longrightarrow \boxed{\text{Etat final}}$

ν_1 nombre de mole de A_1 ν_3 nombre de mole de A_3
ν_2 nombre de mole de A_2 ν_4 nombre de mole de A_4

R^0 à V=cst $\Longrightarrow$	$\Delta U = Q_v$
R^0 à P=cste $\Longrightarrow$	$\Delta U = -Pdv + Q_P$
ou bien (1)	$Q_P = \Delta H$

D'après la **loi de joule**, l'énergie interne d'un G.P ne dépend que de sa Température et par conséquent :

$$\boldsymbol{Q_V} = -\boldsymbol{Pdv} + Q_P \quad \text{et} \quad G.P \Longrightarrow PV=nRT$$

D'où : P dV= RT Δn

$$\Longrightarrow \quad Q_V = Q_P - RT\,\Delta n$$

Avec $\Delta n = \sum \nu_{i\ produits} - \sum \nu_{i\ réactifs}$

Remarque : dans le cas ou des constituants solides et liquides

$$\Longrightarrow \boxed{\Delta n = \Delta \nu_{gaz}}$$

Exemple

La combustion du méthane dégage à volume constant, 2000 KJ à 25 C^0 - déduire l'enthalpie de la réaction.

Solution

$$CH_{4_{(g)}} + 2O_{2_{(g)}} \xrightarrow{T=298k} CO_{2_{(g)}} + 2H_2O_{liquide}$$

On à : V= cst $Q_V = Q_P - RT\,\Delta n$ et $Q_p = \Delta H$

Donc $\Delta H = Q_p = Q_v + RT\Delta n$; Q_v= - 2000 kJ (dégage)

$$\Delta n = 1 - (1+2) = -2$$

Q_P=-2.10^6+8.31(298) (-2)

Q_P= - 2004.952$\times 10^3$ joule

$\Longrightarrow$ donc la R^0 est exothermique

4- Application du 1ére principe aux gaz parfaits :

1- *Loi de joule:*

Expérience de joule **:** Joule constante que :

- la vanne ne fournit pas de travail et le gaz ne développe pas W $\Longrightarrow$ (W=0)
- Parois adiabatique (Q=0)

D'où : $\Delta U = U_F - U_i = W + Q = 0 \Longrightarrow mC_V\Delta T = 0$

$\Longrightarrow \cancel{mC_V}T_i = \cancel{mC_V}T_f \Longrightarrow T_{i=}T_f$

Conclusion :

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend pas de la pression et du volume, donc elle ne dépend que de la température : U=f(T) pour un gaz parfait.

Pour les lois précédentes :

- Energie interne : $\Delta U = Q_V = nC_v\Delta T = nC_V(T_2 - T_1)$
- Enthalpie : $\Delta H = Q_p = nC_p\Delta T = nC_p(T_2 - T_1)$

2- *Application de loi de joule aux transformations de base :*

D'après la loi de joule pour un G.P : U=f (T) si T=cst

U=cst $\Longrightarrow \Delta U = 0 \Longrightarrow \Delta U = Q + W = 0 \Longrightarrow \boxed{Q = -W}$

5- Relation de Mayer

On a : $H=U+PV \Longrightarrow dH = dU + d(PV)$

Et $\Delta U = nRT \Longrightarrow dG = dU + nRTdT$

D'où : $C_P dT = nC_p dT + nRdT$

$$\boxed{\Longrightarrow C_P - C_V = R \quad \text{et} \quad \frac{C_P}{C_V} = \gamma \quad \text{coefficient de désormes}}$$

6- Calcul et représentation graphique dans le diagramme de Clapeyron (P,V) de W, Q, ΔU et ΔH pour les différents transformation

1- *Transformation adiabatique :*

$PV^{\gamma}=cst$

d'autre part :

$TV^{\gamma-1} = cst$

Nous avons aussi :

$TP^{1-\gamma/\gamma} = cst$

2- *Transformation adiabatique réversible:*

Q : adiabatique $\Longrightarrow$ $\delta Q=0$

W : $\Delta U = Q + W \Longrightarrow \Delta U = W$

a- Calcul de travail pour une transformation adiabatique réversible

- $\delta W = -PdV$ et on a $PV^{\gamma}=cst$

on remplace dans W :

$$w = \int_{V_1}^{V_2} \frac{cst}{V^{\gamma}}\, dV$$

$$\Rightarrow W = -cst \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^{\gamma}}$$

En math :

$$\frac{1}{X^n} dx = \left[\frac{1}{1-n} \times^{1-n}\right]_{V_1}^{V_2}$$

Donc :

$$\mathbf{W} = -\mathbf{cst}\left[\frac{1}{1-\gamma}.\mathbf{V}^{1-\gamma}\right]_{\mathbf{V_1}}^{\mathbf{V_2}}$$

$$\mathbf{W} = -\mathbf{cst}\left[(\frac{1}{1-\gamma}.\mathbf{V_2})^{1-\gamma} - (\frac{1}{1-\gamma}.\mathbf{V_1})^{1-\gamma}\right]$$

$$\mathbf{W} = \frac{1}{1-\gamma}(\mathbf{cst}\,\mathbf{V_2}^{1-\gamma} - \mathbf{cst}\,\mathbf{V_1}^{1-\gamma})$$

Selon $\mathbf{PV^{\gamma} = cst} \Rightarrow \mathbf{P_1V_1}^{\gamma} = \mathbf{P_2V_2}^{\gamma} = \mathbf{cst}$

Donc je peux écrire :

$$\mathbf{W} = \frac{1}{\gamma-1}(\mathbf{P_2V_2}^{\gamma}.\mathbf{V_2}^{1-\gamma} - \mathbf{P_1V_1}^{\gamma}.\mathbf{V_1}^{1-\gamma})$$

$$\mathbf{W} = \frac{1}{\gamma-1}(\mathbf{P_2V_2} - \mathbf{P_1V_1})$$

- **à partir de 1ére principe :**

Q = 0 $\Rightarrow \Delta U = W = nC_v(T_2-T_1)$ d'après les relations da Mayer

$$\left.\begin{array}{l} C_p - C_v = R \\ \frac{C_p}{C_v} = \gamma \end{array}\right\} \quad \gamma C_v - C_v = R \ldots.(1) \quad C_p = C_v\,\gamma$$

$$(1) \Rightarrow C_v(\gamma - 1) = R \Rightarrow C_v = \frac{R}{\gamma - 1}$$

$$W = n\left(\frac{R}{\gamma - 1}\right)(T2 - T1).$$

$$W = \frac{1}{\gamma - 1}(nRT_2 - nRT_1) \quad \text{PV=nRT}$$

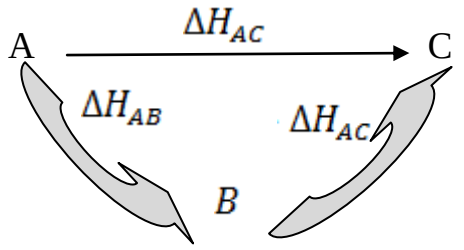
$$\boxed{W = \frac{1}{\gamma - 1}(PV_2 - PV_1)}$$

CHAPITR IV: Application du premier principe de la thermodynamique à la thermochimie

1) Définition :

La thermochimie est l'application du 1ére principe aux R^0 chimique (sont des ∑thermodynamiques isotherme et isobare).le fondement de la thermochimie est l'équation $Q_p = \Delta H$. elle étudie la production ou l'absorption d'énergie au cours des R^0 chimique. Puisque H est une fonction d'état on pourra calculer ΔH pour n'importe qu'elle R^0, simplement en construisant un chemin de E_i à E_f composé d'étapes élémentaires pour les quelles le ΔH est connu.

Exemple :



$\Rightarrow \Delta H_{AC} = \Delta H_{AB} + \Delta H_{BC}$ et plus $\Delta H_{AC} = -AH_{CA}$

1- Chaleur de réaction Q_R

En pratique, on effectue une R^0 chimique en maintenant la T constante et souvent elle se produit soit à V=cst soit à P=cst.

Donc $Q_R = Q_p$ à p=cst

$Q_R = Q_v$ à V=cst Unité de Q_R Joule $1J = 10^{-3}$ kJ ; 1cal=4.18J.

2- Calcule de l'enthalpie de réaction

Intérêt : calculer des installations industrielles,…etc

$\Delta H < 0 \Longrightarrow R$ exothermique

Il faut éventuellement refroidir le milieu réactionnel pour évité une explosion ou une détérioration de l'appareillage

$\Delta H > 0 \Longrightarrow R^0$ Endothermique il faut chauffer le réacteur pour conserver une R^0 a une vitesse suffisante pour accélérer la R^0

2) Etat standard - Enthalpie standard de formation

1- Etat standard ou état de référence :

Un corps est à l'état standard s'il est à l'état pur pris dans son état physique le plus stable sous p=1 atm et T=298k, généralement l'énergie standard est symbolisé pour « 0 » lorsque une R^0 (réactif et produits son t à l'état standard),on parle d'enthalpie standard de réaction notée « $\Delta H_R{}^0$.»

Exemple : $CO(g) + ½\ O2\ (g) \longrightarrow CO2\ (g)$ ... $\Delta H_R°$

3) enthalpie standard de formation $\Delta H^0 f \quad (KJ)$

Il s'agit de la R^0 de formation d'un composé à partir de **corps simple** pris dans l'état standard.

Il ya aussi l'enthalpie molaire standard de formation (kJ/mol) est la chaleur dégagée au absorbée lors de la formation d'une mole du composé sous 1 bar à partir des corps simple à l'état standard corps simple

Remarque : l'enthalpie molaire standard de formation de tous les corps simples est nulle $\Delta H^0 f(corps\ simple) = 0$

Exemple :

$$O_{2(g)} \Longrightarrow \Delta H^0 f = 0$$

R^0 de formation de $H_2O_{(l)}$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_2 \xrightarrow[g]{\Delta H_R{}^0} H_2O_{(l)} \Longrightarrow \quad \boxed{\Delta H_{f\ (H2O)} = \Delta H_R{}^\circ}$$

R^0 de formation de CO_2

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H_R{}^0} CO_{2(g)} \quad \Longrightarrow \quad \boxed{\Delta H_{f\ (CO2)} = \Delta H_R{}^\circ}$$

4) détermination de l'enthalpie molaire standard de réaction

1- Par utilisation des enthalpies de formation (loi de Hess)

La loi de Hess permet de comparer une réaction en une suite de réaction selon le chemin :

- décomposition de tous les réactifs en éléments stable, et reconstitution de tous les produits à partir de ces éléments

Soit la réaction : $HCOOH_{(l)} \longrightarrow CO_{()} + H_2O_{(l)}$

ΔHR^0?

$HCOOH_{(l)} \longrightarrow H_{2\,()} + C_{gravité} + O_{2\,()}$

$\Delta HR^0{}_{(1)} = \Delta H^0(réactifs)$

$H_{2\,()} + C_{gravité} + O_{2\,()} \longrightarrow CO_{()} + H_2O_{(l)}$

$\Delta HR^0 = \Delta H^0\ (produits)$

Soit que $\left.\begin{array}{l} \nu_i > 0 \text{ produits} \\ \nu_i < 0 \text{ réactifs} \end{array}\right\}$ R^0 de formation

$$\Delta H_R = \sum U_i H_i\ (produit) - \sum U_i H_i\ (réactifs)$$

$\left.\begin{array}{l} U_i > 0 \text{ réactifs} \\ U_i > 0 \text{ produits} \end{array}\right\}$ R^0 de décomposition (la combustion)

$$\Delta H_R = -\sum U_i\, H_i(produits) + \sum U_i\, H_i\ (\text{Réactifs})$$

Donc

$$\Delta H^0 R = -\Delta Hf^0\left(H_{2(\ )}\right) - \Delta Hf^0\left(C_{(\delta)}\right) - \Delta Hf^0(O_2) + \Delta Hf^0(HCOOHCL)$$

Donc $\Delta H^0 R_{(1)} = \Delta Hf^0(HCOOHCL)$

$$\Delta H^0 R_{(2)} = \Delta Hf^0\left(CO_{()}\right) + \Delta Hf^0\left(H_2O_{(p)}\right) - \Delta Hf^0\left(H_{2\,(p)}\right) - \Delta Hf^0\left(C_{()}\right) - \Delta Hf^0(O_{2\,()})$$

$$\Longrightarrow \Delta H^0 R = \Delta Hf^0\left(CO_{()}\right) + \Delta Hf^0(H2O_{()})$$

$$\Delta H^0 R = \Delta H^0 R_2 - \Delta H^0 R_1$$

Donc :

$$\Delta H^0 R = \Delta H^0 f\left(CO_{()}\right) + \Delta H^0 f\left(H2O_{()}\right) - \Delta H^0 f(HCOOH)$$

Cette démonstration est valable pour tous les R^0 chimique en construisant le cycle de Born-Haber suivant :

$$HCOOH \xrightarrow{\Delta H^0 R} CO_{(\ )} + H2O_{(l)}$$

$$\Delta H^0 f \quad (HCOOH) \qquad \Delta H^0 f(co) + \ \Delta H^0 f()$$

$$H_{2\,()} + C_{gravité} + O_{2\,()}$$

La loi de Hess :

$$\Delta H^0 R = \sum_{i=1}^{n} U_i\, \Delta H^0 f\ (produits) - \sum_{j=1}^{n} U_j \Delta H^0 f\ (réactifs)$$

vi,vj :coefficients stochiométriques

<u>Exemple 1 :</u>

$$C_2H_4 + 3O_2 \xrightarrow{\Delta H^0 R \longrightarrow} 2CO_{2\,()} + 2H_2O_{(l)}$$

Loi de Hess

$$\Delta H^0 R = \sum U_i\, \Delta H^0 f(produits) - \sum U_i\ \Delta H^0 f\ (réactifs)$$

$$\Delta H^0 R = 2\Delta H^0 f\left(O_{2\,(l)}\right) + 2\Delta H^0 f\left(H2O_{(l)}\right) - \Delta H^0 f\left(C_2H4_{(l)}\right)$$
$$+ 3\Delta H^0 f\left(O_{2\,(l)}\right) corps\ simple$$

Exemple 2 :

Selon le cycle de Born-Haber

$$C_3H_8 \quad + \quad SO_{2(\,)} \xrightarrow{\Delta H^0 R} 3CO_{2(\,)} + 4H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H^0 f\left(C_3H_{8(l)}\right) \qquad 3\Delta H^0 f\left(CO_{2\ (l)}\right) + 4\Delta H^0 f\left(H_2O\right)$$

$$3\,C_{gravité} + 4H_{2(\,)} + SO_{2(\,)}$$

$$\Delta H^0 R = 3\Delta H^0 f(co_{2(\,)}) + 4\Delta H^0 f(H_2O_{(\,)}) - \Delta H^0 f(C_3H_{8(\,)})$$

Exercice : formation de C_2H_2 la chaleur de formation de

C_2H_2 peut étre déterminé à partir des réactions suivantes :

$$C + \quad O_2 \longrightarrow CO_{2(\,)} \ldots\ldots\ldots\ldots \Delta H_1$$

$$H_2 + \quad \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow H_2o_{(l)} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \quad \Delta H_2$$

$$C_2\,H_{2(\,)} + \frac{5}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O \ldots\ldots \quad \Delta H_3$$

$$H_{2(\,)} \longrightarrow 2H_{(\,)} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \quad \textit{Ed (énergie de dissociation)}$$

Méthode (1) : Envisageons le cycle de Hess :

$$C_2\,H_{2(\,)} + \frac{5}{2}O_2 \xrightarrow{\Delta H_3} 2CO_2 + H_2O$$

$$-\Delta Hf \quad C_2\,H_2 \qquad 2\Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$2C + H_2 + \frac{5}{2}O_2$$

$$\Delta H_3 = 2\Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_f$$

$$\Delta H_f = 2\Delta H_1 + \Delta H_2 - \Delta H_3$$

$$\Delta H_f = 379.2\ KJ$$

Méthode (2) :

$$2CO_{2()} + H_2O_{()} \longrightarrow 2C_2H_{2()} + \frac{5}{2}O_2 \ldots \Delta H_1.$$

$$H_{2()} + \frac{1}{2}O_{2()} \longrightarrow H_2O_{()} \ldots\ldots\ldots \Delta H_2$$

$$2\,C_{()} + O_2 \longrightarrow CO_2 \ldots\ldots 2\Delta H$$

$$2\,C_{()} + H_{2()} \xrightarrow{\Delta H^0 f} C_2H_{2()}$$

$$\Longrightarrow \Delta H_f\left(C_2H_{2()}\right) = 2\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

2- Variation de la chaleur de réaction en fonction de la température :
(<u>loi de Kirchoff</u>)

La loi de Kirchoff consiste à déterminer l'enthalpie de réaction à une température T $\Delta H^0{}_R(T)$ sachant les enthalpies des différent constituants à l'état standart c'est-à-dire à 298 K.

$$\begin{array}{ccc} U_1A_1 + U_2A_2 & \xrightarrow{\Delta H^0{}_R(T)} & U_3A_3 + U_4A_4 \\ \downarrow \Delta H_1 \quad \downarrow \Delta H_2 & & \downarrow \Delta H_3 \quad \downarrow \Delta H_4 \\ U_1A_1 + U_2A_2 & \xrightarrow{\Delta H^0{}_R(T)} & U_3A_3 + U_4A_4 \end{array}$$

Selon le cycle :

$$\Delta H^0{}_R(T) = \Delta H^0{}_R(298) - \Delta H_1 - \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H^0{}_R(T) = \Delta H^0{}_R(298) - \int_{298}^{T} U_1 C_P\,(A_1)dT - \int_{298}^{T} U_2\,C_P(A_2)dT + \int_{298}^{T} U_3 C_P(A_3)dT + \int_{298}^{T} U_4 C_P(A_4)dT$$

$$\Delta H^0{}_R(T) = \Delta H^0{}_R(298) + \int_{298}^{T} [U_4 C_P(A_4) + U_3 C_P(A_3)] - [U_1 C_P(A_1) + U_2 C_P(A_2)]dT.$$

$$\Longrightarrow \Delta H^0{}_R(T) = \Delta H^0{}_R(298) + \int_{298}^{T} \sum U_i C_P i - \sum UC^0{}_P\ (\text{Réactif})\ dT$$

Sachant que :

$$\Delta C^0{}_P = \left[\sum n_i\ Cp(ii)(\text{productif}) - \sum U_i Cp(j)\ (\text{réactifs})\right]$$

Donc la loi de kirchoff :

$$\Delta H^0{}_T = \Delta H^0{}_{298} + \int_{298}^{T} \Delta Cp dT$$

$$\Delta Cp = \sum n_i Cp(\text{produits}) - \sum n_i\ Cp\ (\text{Réactif})$$

Remarque : Si lors de la variation de la température, l'un des réactifs ou l'un des produits change d'état l'intervalle de température $[T_0, T]$ doit être subdivisé en sous intervalles, afin de tenir compte de la nouvelle valeur de la capacité calorifique du corps qui a changé d'état et de sa chaleur latente de changement d'état.

$s \xrightarrow{\Delta H^0{}_f} f \qquad \Delta H^0{}_{fusion} = -\Delta H^0$ Solidification

$\Delta H^0{}_f = - \Delta H°_s$

$\hookrightarrow$ vap $\Delta H^0{}_{vaporisation} = -\Delta H^0$ liquifaction

L'enthalpie d'échauffement

$$\Delta H = \int_{T_0}^{T} n\ Cp\ dT$$

L'enthalpie de changement d'états

$$\Delta H = n\ \Delta h^\circ{}_{\text{changement d état}}$$

3- Energie da liaison ou enthalpie de liaison

L'énergie de liaison est définit comme étant la variation d'enthalpie accompagnant la formation d'une liaison à partir des atomes isolés à l'état gazeux, sous 1 atm. C'est une énergie libérée c'est-à-dire elle est toujours négative, elle s'exprime en J/mol.

La R^0 de formation d'une liaison s'écrit comme suit : $\Delta H^0{}_{A-B}$ ou E_{A-B}

$A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow A — B_{(g)}$

A et B sont des atomes

Exemple :

Soit la réaction suivante :

$$H_{(g)} + Cl_{(g)} \xrightarrow{\Delta H^0 HCl} H - Cl$$

$$\Delta H^0 H - Cl = -431 \text{ Kj/mol.}$$

L'enthalpie de formation de liaison (H-Cl) elle est différente de l'enthalpie standard de formation de HCl.qui est définie par rapport a un corps simple $H_{2\,(g)}$ et $Cl_{2\,(g)}$.

$$\Delta H^0 f\,(HCl_{\,g}) = -92 \text{Kj/mol.}$$

4- L'enthalpie de dissociation d'une liaison E_d ou ΔH_d

Elle correspond à la réaction de dissociation de la liaison covalente A-B :

$$A\text{-}B \longrightarrow A_{(g)} + B_{(g)} \Rightarrow \boxed{\Delta H_{\,d\,(A\text{-}B)} = E_{d\,(A\text{-}B)} = -E_{l\,(A\text{-}B)}}$$

Elle est toujours positive car il faut fournir de l'énergie pour casser la liaison.

5- Energie réticulaire d'un cristal ionique E_r

C'est l'énergie de formation du cristal ionique à partir de ces ions pris à l'état gazeux.

Exemple : $A^+{}_{(g)} + B^-{}_{(g)} \longrightarrow A^+B^-{}_{(g)}$

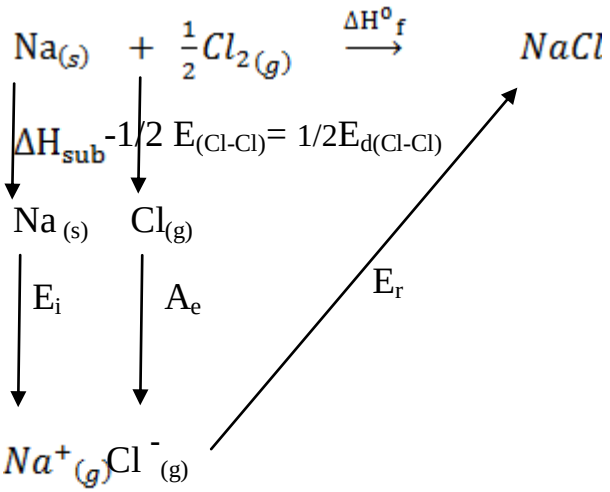
Remarque

- **L'énergie d'ionisation (E_i)** d'un atome : c'est l'énergie nécessaire pour lui arracher un e^- $\Rightarrow$ $A \xrightarrow{E_I} A^+ + e^-$
- **L'affinité électronique (A_e)** d'un atome : c'est l'énergie libérée lorsque cet atome capte un e^- $\Rightarrow$ $B + e^- \xrightarrow{A_e} B^-$

Exercice (sur E_r)

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^0{}_f} NaCl_{(s)}$$

On peut imaginer un autre processus pour former un cristal ionique.



$$\boxed{\Delta H^0{}_f = \Delta H_{sub} + E_i - \frac{1}{2}E_{(cl-cl)} + A_e + E_r}$$

Exercice: calcule de ΔH_f°

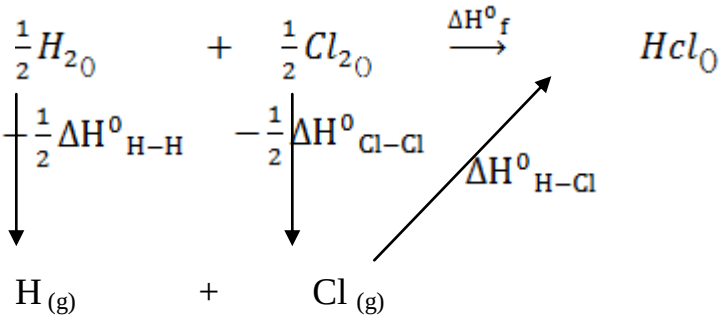
Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de l'acide chlorhydrique gazeux à 298 k ,à partir d'enthalpies de liaison suivantes en KJ/mol :

$$\Delta H^0{}_{H-Cl} = -428 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^0{}_{H-H} = -423 \text{KJ/mol}$$

$$\Delta H^0{}_{Cl-Cl} = -240 \text{KJ/mol}$$

Solution :



$$\Delta H^0{}_{f(Hcl)} = \Delta H^0{}_{H-Cl} - \frac{1}{2}\Delta H^0{}_{H-H} - \frac{1}{2}\Delta H^0{}_{Cl-H}$$

$$\boxed{\Delta H^0{}_f = -92KJ/mol}$$

Exeercice : sur loi de kirchoff

Considérons la réaction de synthèse de l'iodure d'hydrogène :

$$\frac{1}{2}H_{2()} + \frac{1}{2}I_{2()} \longrightarrow HI_{()}$$

Les grandeurs thermodynamique, à T_0=298k, pour les trois gaz supposés parfait sont :

$\Delta H_f^\circ (I_{2(g)})$ = 62,1KJ/mol $\Delta H_f^\circ (HI_{(g)})$ = 25,9KJ/mol

$C_p^\circ(H_{2\,(g)})$ =28,8J/mol.K ; $C_p^\circ(HI_{(g)})$ =29,1J/mol.K; $C_p^\circ(I_{2\,(g)})$ =36,8J/mol.K

- Calcule l'enthalpie $\Delta H^0{}_R$ à T =400k

Solution :

La loi de kirchoff :

$$\boxed{\begin{aligned} &\Delta H^0{}_R(T) = \Delta H^0{}_R(298) + \int_{298}^{T} \Delta Cp^0 dT. \\ &\Delta Cp^0 = \sum ni Cp_i(P) - \sum n_i Cp_i(R) \end{aligned}}$$

Calcule de $\Delta H^0{}_R(298)$:

La loi de Hess :

$$\Delta H^0{}_R(298) = \sum n_i \Delta H^0 f(P) - \sum n_i \Delta H^0 f(R)$$

$$\Delta H^0{}_R(298) = \Delta H^0{}_f(HI) - \frac{1}{2}\Delta H^0{}_f(I_2) - \frac{1}{2}..$$

A.N :

$$\Delta H^0{}_R(298) = -5.15KJ/mol$$

$$\Delta H^0{}_R(400) = \Delta H^0{}_R(298) + \int_{298}^{400} \Delta Cp^0 dT$$

$$\Delta Cp = Cp(HI_{(\ )}) - \frac{1}{2}Cp(H_{2(\ )}) - \frac{1}{2}Cp(I_{2(\ )})$$

$$= 29.1 - 36.8/2 - 28.8/2 = -3.47 J/mol. = 0.00347 \text{ KJ}$$

$$\Delta H^0{}_R(400) = -5.15 - 0.00347(400 - 298)$$

$$\boxed{\Delta H_R(400) = -5.50 \text{ KJ/mol}}$$

Centre universitaire NB El Bayadh **Année Universitaire 2019-2020**
Faculté des Sciences
Département ST
Module Chimie 2

Fiche TD N°2 Calorimétrie

Exercice 1 :
Un m^3 d'air (assimilé à un gaz parfait) sous une pression P_1 = 10 bar subit une détente à température constante ; la pression finale est de P_2 = 1 bar.
Déterminer le travail et le transfert thermique échangés par le gaz avec le milieu extérieur au cours de cette détente.

Exercice 2:
Une mole d'un gaz parfait est contenue dans un cylindre vertical comportant un piston mobile, de masse négligeable en contact avec une atmosphère extérieur à pression constante P_0 = 1,0 bar et à la température T_0 = 300 K.
1. On réalise la compression isotherme de ce gaz parfait de manière quasistatique et ce en posant successivement des petites masses mi sur le piston mobile. La température T_0 du gaz est maintenue constante grâce à l'atmosphère. A l'état final P_1 = 2,0 bars.
Déterminer le travail W**rev** des forces de pression lors de cette évolution.
2. On réalise maintenant cette compression brutalement, en posant sur le piston de section S une masse M calculée de telle sorte que la pression finale à l'équilibre thermodynamique soit P_1 à la température T_0.
Déterminer le travail W**irrev** des forces de pressions lors de cette évolution.

Exercice 3:
On considère un cylindre horizontal de volume invariable qui est divisé en deux compartiments C_1 et C_2 par un piston mobile se déplaçant sans frottements. On suppose que les deux compartiments et le piston sont adiabatiques et qu'à l'instant initial les deux compartiments C_1 et C_2 ont le même volume V_0 = 2 L d'hélium (gaz parfait), à la pression P_0 = 101 atm, et à la température T_0 = 273 K et de $\gamma = Cp/Cv = 5/3$.
Le gaz du compartiment C_1 reçoit à l'aide d'une résistance chauffante, de la chaleur du milieu extérieur.
Déterminer :
1. Les pressions, les volumes et les températures des compartiments C_1 et C_2, lorsque la pression du gaz contenu dans C_1 devient $P_1 = 3P_0$.
2. La variation d'énergie interne du gaz dans C_1 et C_2 et l'énergie fournie par la résistance chauffante.

Exercice 4:
L'état initial d'une mole de gaz parfait est caractérisé par $P_0 = 2.10^5$ Pa , V_0 = 14 L
On fait subir successivement à ce gaz les transformations réversibles suivantes :
Une détente isobare qui double son volume ;
Une compression isotherme qui le ramène à son volume initiale ;
Un refroidissement isochore qui le ramène à l'état initial.
1. A quelle température s'effectue la compression isotherme ? En déduire la pression maximale atteinte.
2. Représenter le cycle de transformations dans le diagramme (P, V).
3. Calculer les travaux et transferts thermiques échangés par le système au cours du cycle, soient W1, W2, W3, Q1, Q2 et Q3 en fonction de P_0, V_0 et γ = 1,4 (supposé constant dans le domaine de température étudié).
4. Vérifier $\Delta U = 0$ pour le cycle.

Exercice 5 :
Une mole de gaz parfait subit les transformations réversibles suivantes :
État (1) à état (2) compression adiabatique ; état (2) à état (3) dilatation à pression constante ; état (3) à état (4) détente adiabatique ; état (4) à état (1) refroidissement à volume constant. Chaque état est défini par la pression Pi, la température Ti et le volume Vi (i variant de 1 à 4).
On appelle γ le rapport des chaleurs molaires Cp/Cv. On définit $a = V_1/V_2$ et $b = V_4/V_3$.
1. Représenter sommairement le cycle sur un diagramme de Clapeyron. - Donner les expressions de la pression, du volume et de la température pour les états (2), (3) et (4), en fonction de P_1,V_1,T_1, a et b. - Calculer numériquement ces valeurs.

2. Calculer les travaux et chaleurs échangés pour toutes les transformations subies. Préciser notamment le sens des échanges.
3. Proposer une expression pour le rendement η d'un moteur fonctionnant suivant ce cycle, en fonction des travaux et chaleurs échangés. - Donner l'expression du rendement η en fonction de γ, a et b. - Calculer η et vérifier la valeur trouvée.

Données : $\gamma = 1,4$; $P_1 = 1,0.10^5$ Pa ; a = 9 ; $T_1 = 300$ K ; b = 3 ; Cv = 20,8 J/K/mol

Centre universitaire NB El Bayadh **Année Universitaire 2019-2020**
Faculté des Sciences
Département ST
Module Chimie 2

Fiche TD N°2 Calorimétrie

Exercice 1

Un calorimètre contient une masse m_1 = 250g d'eau. La température initiale de l'ensemble est T_1 =18°C. On ajoute une masse m_2 = 300g d'eau à la température T_2 = 80°C.

1. Quelle serait la température d'équilibre thermique T_e de l'ensemble si la capacité thermique du calorimètre et de ses accessoires était négligeable ?
2. On mesure en fait une température d'équilibre thermique T_e=50°C. Déterminer la capacité thermique C du calorimètre et de ses accessoires.

Données: Chaleur massique de l'eau : c_e= 4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$; Masse volumique de l'eau : ρ=1000 $kg.m^{-3}$

Exercice 2

On désire obtenir un bain d'eau tiède à la température T= 37°C, d'un volume total V = 250 litres, en mélangeant un volume V_1 d'eau chaude à la température initiale T_1 =70°C et un volume V_2 d'eau froide à la température initiale T_2 =15°C. Déterminer V_1 et V_2 en supposant négligeables toutes les fuites thermiques lors du mélange.

Données: Chaleur massique de l'eau c_e et masse volumique de l'eau ρ (voir Exercice 1).

Exercice 3

On sort un bloc de plomb de masse m_1=280g d'une étuve à la température T_1=98°C. On le plonge dans un calorimètre de capacité thermique C=209$J.K^{-1}$ contenant une masse m_2=350g d'eau. L'ensemble est à la température initiale T_2=16°C. On mesure la température d'équilibre thermique T_e=17,7°C. Déterminer la chaleur massique du plomb.

Données: Chaleur massique de l'eau c_e et masse volumique de l'eau ρ (voir Exercice 1).

Exercice 4

L'étain (Sn) est un métal employé pour la soudure des métaux. On souhaite déterminer l'énergie massique de fusion de l'étain. Dans un calorimètre contenant 150 g d'eau à 20,0 °C, on verse 36 g d'étain fondu à la température de 231,9 °C. L'étain se solidifie rapidement. On mélange jusqu'à l'équilibre thermique, qui est atteint pour une température de 70,0 °C.

1. Calculer l'énergie thermique nécessaire pour faire passer l'eau de 20,0 °C à 70,0 °C.
2. Calculer de même l'énergie perdue par l'étain solide en passant de 231,9 °C à 70,0 °C.
3. Donner l'expression du principe de conservation de l'énergie dans cette situation. En déduire l'énergie reçue par l'étain au cours de sa solidification.
4. calculer l'énergie thermique massique L_f de fusion de l'étain.

Exercice 5 (Fusion d'un glaçon)

1- Un calorimètre de capacité thermique C=150$J.K^{-1}$ contient une masse m_1=200g d'eau à la température initiale T_1=70°C. On y place un glaçon de masse m2=80g sortant du congélateur à la température T_2=-23°C. Déterminer l'état final d'équilibre du système (température finale, masse des différents corps présents dans le calorimètre).

2- répondre à la question précédente si :

m_1=200g d'eau à la température initiale T_1=50°C, et la masse du glaçon m_2=160g sortant du congélateur à la température T_2=-23°C.

Données:

Chaleur massique de l'eau : c_e=4185 $J.kg^{-1}.K^{-1}$

Chaleur massique de la glace: c_g=2090 $J.kg^{-1}.K^{-1}$

Chaleur latente de fusion de la glace: L_f=3,34.10^5 $J.kg^{-1}$