

Chapitre 1 : Introduction à la Thermodynamique (THD)

Introduction :

La thermodynamique est la branche de la chimie physique qui étudie les relations entre la chaleur, le travail, l'énergie et l'état des systèmes (solide, liquide, gaz). Elle décrit comment l'énergie se transforme et se transfère, notamment via la température, à une échelle macroscopique, s'appliquant aux machines, à la chimie et aux moteurs.

I- Notion de système, grandeurs et fonction d'état (application aux gaz parfaits)

I.1. Notion de Système

Un système thermodynamique est la portion de l'univers que l'on choisit d'étudier. Tout ce qui n'est pas le système constitue le milieu extérieur.

I.2. Types de systèmes :

Système fermé : Échange de l'énergie (chaleur, travail) mais pas de matière avec l'extérieur.

Exemple : Un gaz contenu dans un cylindre fermé par un piston.

Système ouvert : Échange à la fois de l'énergie et de la matière. Exemple : Un compresseur où du gaz entre et sort.

Système isolé : Aucun échange ni d'énergie ni de matière. Exemple idéal : Un thermos parfait.

Application aux gaz parfaits : On étudie généralement une quantité fixe de gaz (masse m ou nombre de moles n constant) enfermée dans un récipient. Il s'agit donc le plus souvent d'un système fermé.

I.3. Grandeurs et Fonctions d'État

a) Grandeurs d'état (ou Variables d'état)

Ce sont des grandeurs macroscopiques qui décrivent l'état du système à un instant donné, indépendamment de son histoire.

Caractéristiques principales :

- 1- Elles ne dépendent que de l'état actuel du système (P , T , V , etc.), pas du chemin suivi pour y arriver.
- 2- Leur variation entre deux états d'équilibre A et B est toujours la même, quel que soit le processus : $\Delta X = X_B - X_A$.

3- Pour un système à l'équilibre, une fonction d'état a une valeur bien définie.

Exemples fondamentaux (pour un gaz) :

Pression (**P**)

Volume (**V**)

Température (**T**)

Énergie interne (U) - L'énergie totale contenue dans le système (énergie cinétique et potentielle microscopique).

Enthalpie ($H = U + PV$) - Une fonction utile pour les transformations à pression constante.

Entropie (S) - Mesure du désordre.

b) Contraste : Les grandeurs de Transfert (ou de Processus)

Elles décrivent l'interaction entre le système et le milieu extérieur pendant une transformation. Leur valeur dépend du chemin suivi.

Les deux grandes grandeurs de transfert :

- 1- **Le Travail (W)** : Échange d'énergie dû à des forces macroscopiques (ex: déplacement d'un piston). Convention : $W > 0$ si le système reçoit du travail.
- 2- **La Chaleur (Q)** : Échange d'énergie dû à une différence de température. Convention : $Q > 0$ si le système reçoit de la chaleur.

I.4. LES VARIABLES D'ÉTAT

Comme nous l'avons déjà indiqué, la thermodynamique s'occupe des échanges énergétiques accompagnant une transformation qui est le passage d'un système (physique ou chimique) d'un état initial (E_i) à un état final (E_f). Pour définir la transformation, il faut que l'état initial et l'état final du système considéré soient connus.

C'est l'ensemble des valeurs prises par des grandeurs thermodynamiques relatives à l'état macroscopique appelées "variables d'état" ou encore "paramètres d'état", comme la masse(**m**), la pression (**P**), le volume (**V**), la concentration (**C**), la densité (**d**), la température de changement d'état (**T_{ce}**), etc., qui permettent de définir l'état du système.

Un bon nombre de ces variables d'état sont liées entre elles : Soit par des formules physiques appelées équations d'état comme, par exemple, l'équation d'état des gaz parfaits : **$PV = nRT$** .

Grâce à ces relations, on peut, à partir d'un petit nombre de variables (ou paramètres) d'état, déterminer toutes les autres par le calcul pour décrire complètement le système étudié.

On peut définir complètement un système par un nombre limité de variables d'état : **V, T, P** et **ni**, (variables de Gibbs) par exemple.

I.4.. Application aux Gaz Parfaits

Le Gaz Parfait est un modèle théorique où les molécules sont sans interaction (sauf chocs élastiques) et de volume négligeable. Il obéit à deux lois.

a) **Équation d'État** : Lien entre les Variables d'État

Pour **n** moles de gaz parfait, l'équation d'état relie les trois variables d'état P, V, T :

$$\mathbf{PV = nRT}$$

où **R** est la constante des gaz parfaits ($\approx 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ou $0,082 \text{ l.atm. mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$).

Conséquence cruciale : L'état d'un gaz parfait est entièrement déterminé par deux variables d'état intensives indépendantes. Si on fixe **P** et **T**, alors **V** est fixé par l'équation. De même, U et H pour un gaz parfait ne dépendent que de T.

I.5. Lien entre fraction molaire et pression partielle :

a- Fraction molaire

La fraction molaire d'un composant **i** dans un mélange est définie comme le rapport entre le nombre de moles de ce composant et le nombre total de moles dans le mélange :

$$\mathbf{X_i = \frac{n_i}{n_{total}}}$$

• n_i : nombre de moles du composant i.

$$n_{\text{total}} = \sum_j^N n_j \quad \text{pour un mélange de } N \text{ composants.}$$

b- Pressions partielles

Dans un mélange de gaz parfaits, la pression partielle **P_i** d'un gaz est la pression qu'il exercerait s'il occupait seul le volume total du mélange à la même température.

$$\mathbf{P_{\text{total}} = \sum_{i=1}^N P_i}$$

P_{total} est la pression totale du mélange.

Lien entre fraction molaire et pression partielle

Pour un gaz parfait : $P_i = x_i \cdot P_{\text{total}}$

Pour un gaz parfait, $P_{\text{total}} V = n_{\text{total}} RT \dots\dots\dots(1)$

Pour le composant i seul dans le volume V à la température T : $P_i V = n_i RT \dots\dots\dots(2)$

En divisant l'équation (2) sur (1) : $\frac{P_i}{P_{\text{total}}} = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} = x_i$

Exemple :

Un mélange contient O_2 (0,3 mol) et N_2 (0,7 mol) dans un récipient de 10 L à 298 K.

1. Fractions molaires : $x_{O_2} = \frac{0,3}{0,3+0,7} = 0,3$

$$x_{N_2} = 0,7$$

2. Pression totale : $n_{\text{total}} = 1 \text{ mol}$

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} RT}{V} = \frac{1,0 \times 0,082 \times 298}{10} \approx 2,45 \text{ atm}$$

3. Pressions partielles :

$$P_{O_2} = 0,3 \times 2,45 \approx 0,735 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 0,7 \times 2,45 \approx 1,715 \text{ atm}$$

Vérification : $0,735 + 1,715 = 2,45 \text{ atm}$.

II- 1^{er} principe de la THD (Energie, travail et chaleur (U,W,Q))

II.1. énoncé du 1er principe :

Le premier principe de la thermodynamique, ou principe de la conservation de l'énergie, stipule que l'énergie ne peut être ni créée ni détruite, seulement transformée ou échangée. Pour un système fermé, la variation de son énergie totale (ΔU) est égale à la somme des transferts de chaleur (Q) et de travail (W) avec le milieu extérieur :

$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = nC_v (T_2 - T_1)$$

C_v est la capacité thermique molaire spécifique à volume constant. Elle est exprimée en $J.mol^{-1}.K^{-1}$ ou en $cal.mol^{-1}.K^{-1}$

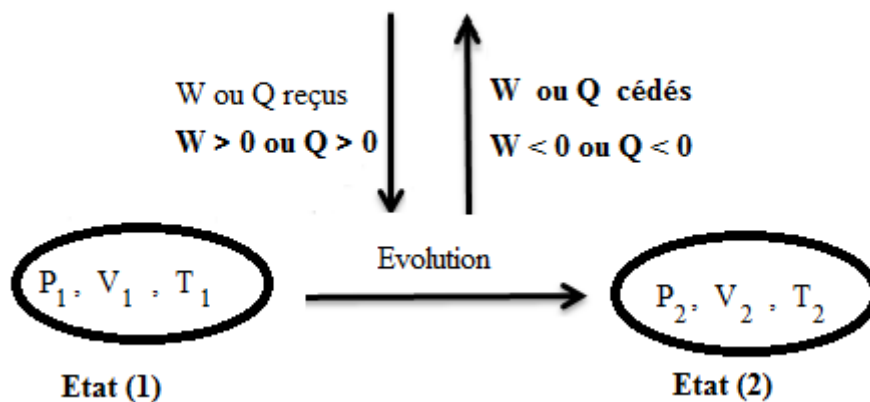
Convention

Les **quantités (énergie, matière) reçues** par le système sont comptées **positivement**.

Les quantités **cédées** au milieu extérieur sont comptées négativement.

II.2. Transformation du système par échange d'énergie (Q ou W) avec le milieu extérieur

Sous l'influence d'échanges ou transfert d'énergie entre le système et le milieu extérieur, le système évolue et les variables d'état du système sont modifiées. On dit que le système se transforme ou change d'état en passant d'un état d'équilibre **initial (1)** à un autre état d'équilibre **final (2)**. Toute transformation finie peut être obtenue en sommant une infinité de transformations infinitésimales (intégration), on distingue :

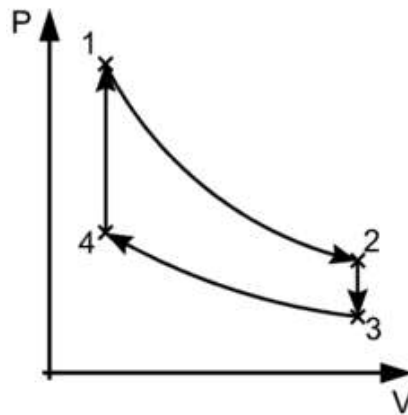


- **Transformations isochores** : $V = \text{constante}$, $\Delta V = 0$; transformation à volume constant tout au long du chemin suivi.

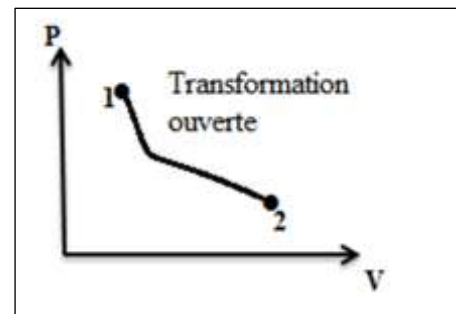
- **Transformations isobares** : $P = \text{constante}$, $\Delta P = 0$; transformation à pression constante tout au long du chemin suivi.
- **Transformations isothermes** : $T = \text{constante}$, $\Delta T = 0$; transformations au cours desquelles la température reste constante.

- **Transformations adiabatiques** : $PV^\gamma = \text{constante}$, $Q = 0$, transformations au cours desquelles il n'y a pas d'échange de chaleur avec le milieu extérieur.

- **Le diagramme de Clapeyron** est le diagramme où chaque état est représenté par la valeur des deux paramètres **P** (pression) et **V** (volume). Il n'est autre que la projection sur le plan (p,v) de la surface caractéristique.

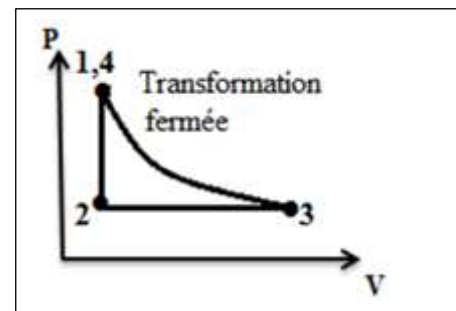


Transformations ouvertes Une transformation ouverte est une transformation où l'état final du système est différent de l'état Initial (figure 1).



Transformations fermées

Une transformation fermée est une transformation où l'état final du système est identique à l'état initial

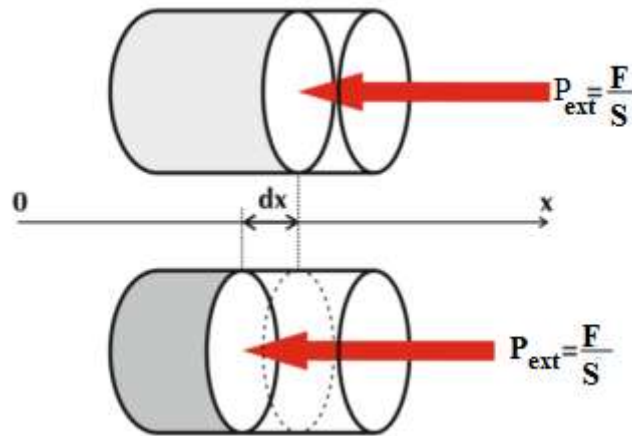


II.3. Echange d'énergie d'un système thermomécanique entre le système et le milieu extérieur

Différents types de transferts : Un système qui subit des transformations thermomécaniques il peut y avoir transfert d'énergie sous forme de chaleur notée Q ou sous forme de travail mécanique noté W . Q et W sont des grandeurs d'échange. Elles s'expriment en joule (J). Il peut y avoir aussi transfert de matière

II.3.1. Le travail mécanique de la pression extérieure

Travail des forces de pression, Le travail est une autre forme d'énergie (énergie mécanique) :



Un travail résultant d'un déplacement de piston

On définit la pression exercée par une force (F) sur la surface (S) du piston par :

$$P = F/S$$

Donc le travail exercé sur ce piston est la force (F) par un déplacement (dx) :

$$W = Fdx = PSdx = PdV$$

D'où le travail élémentaire est défini par la relation :

$\partial W = -P_{\text{ext}}dv$ en Joule, si P_{ext} est en Pa et dv en m^3 , ∂W est appelé travail élémentaire

Remarque :

- Le signe (-) est imposé par la convention de signe d'énergie.

Pour une transformation finie entre l'état initial (1) et l'état final ;(2) est la variation du travail est :

$$W = - \int_1^2 PdV$$

Les unités du travail :

$$[W] = \text{Pa} \cdot \text{m}^3 = \text{Joules}$$

$$[W] = \text{l.atm} \quad 1 \text{ l.atm} = 101.325 \text{ J}$$

$$[W] = \text{Cal} \quad 1 \text{ Cal} = 4.185 \text{ J}$$

Application de calcul du travail pour les différentes transformations pour un gaz parfait:

1) Transformation isobare : $\mathbf{W} = - \int_1^2 \mathbf{P} dV$ (P constant)

$$\Rightarrow W = -P_{\text{ext}}(V_2 - V_1) = -P(V_2 - V_1) = -nR(T_2 - T_1)$$

2) Transformation isochore: $\mathbf{W} = - \int_1^2 \mathbf{P} dV$ (V constant, $dV=0$) $\mathbf{W} = 0$

3) Transformation isotherme : $\mathbf{W} = - \int_1^2 \mathbf{P} dV$ (T constant) $\Rightarrow W = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$

$$\Rightarrow \mathbf{W} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1} = P_1 V_1 \ln \frac{P_2}{P_1} ; (P_1 V_1 = P_2 V_2)$$

4) Transformation adiabatique : ($PV^\gamma = \text{constante}$, $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$)

$$\mathbf{W} = \frac{nR(T_2 - T_1)}{\gamma - 1} = \frac{P_1 V_1 - P_2 V_2}{\gamma - 1}$$

Remarque : $\mathbf{W} = - \int_1^2 \mathbf{P} dV$

- Si $V_2 < V_1$ compression, $\Delta V < 0$ et $W > 0$ donc le système reçoit du travail du milieu extérieur.

- Si $V_2 > V_1$ détente, $\Delta V > 0$ et $W < 0$ donc le système fournit du travail au milieu extérieur.

II.3.2. Notion de chaleur ou de quantité de chaleur Q :

C'est l'énergie calorifique ou thermique échangée par un corps au cours d'une variation de température ΔT .

Dans ce cas, la quantité de chaleur notée « Q » échangée est proportionnelle à l'écart de température provoqué ($\Delta T = T_2 - T_1$) et à la masse (m) du système. La quantité de chaleur est exprimée par la relation. $\delta Q = n \cdot C_x \cdot dT$

Pour une transformation finie $\mathbf{Q} = \int_{T_1}^{T_2} n \cdot C_x \cdot dT$

$$\Rightarrow \mathbf{Q} = n \cdot C_x \cdot \Delta T ; (\Delta T = T_2 - T_1)$$

Où

C_x : est la capacité calorifique molaire spécifique au type de transformation (C_v à volume est constant ou C_p à pression est constante) . Elle est exprimée en $J.mol^{-1}.K^{-1}$ ou en $cal.mol^{-1}.K^{-1}$

Gaz Parfaits : Les capacités sont liées par la relation de Mayer : ($C_p + C_v = R$) (R constante des gaz parfaits).

n : nombre de moles.

1) Transformation isobare : (P constant)

$$\Rightarrow Q_p = n.C_p.\Delta T$$

2) Transformation isochore: (V constant, $dV = 0$)

$$Q_v = n.C_v.\Delta T$$

3) Transformation isotherme : (T constant) $\Delta U = 0 \Rightarrow Q + W = 0$

$$\Rightarrow Q = -W$$

4) Transformation adiabatique : ($PV^\gamma = \text{constante}$, $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$) $Q = 0$

III-Thermochimie (enthalpie et chaleur de réaction)

III.1. Introduction :

La thermochimie étudie les chaleurs des réactions. Une réaction chimique est une transformation thermodynamique ; les réactifs et les produits forment le système sur lequel le 1^{er} principe peut-être appliqué :



Une réaction chimique est le plus souvent isobare (souvent la pression atmosphérique, dans un bécher ouvert) Dans ce cas, la chaleur échangée (Q_p) est égale à la variation d'enthalpie du système.

$$\Delta H_r = Q_p$$

C'est pourquoi on parle presque toujours d'enthalpie de réaction plutôt que de chaleur de réaction.

Une réaction chimique dégage ou absorbe de la chaleur sous forme d'enthalpie **H**.

L'enthalpie est une fonction d'état définie mathématiquement par :

$$H = U + PV$$

H : est l'enthalpie (en Joules, J)

U : est l'énergie interne du système (J)

P : est la pression (**Pa**)

V : est le volume (**m³**)

III.2. L'enthalpie de formation d'un composé :

a- L'état standard :

Un élément est dans son état standard si :

- 1- Sa température est 25°C (**297°K**).
- 2- Sa pression est **1** atmosphère.
- 3- L'élément est dans son état moléculaire le plus stable, exemple : H₂, O₂, N₂.....

b- L'enthalpie standard de formation d'un composé :

C'est l'enthalpie de la réaction de formation du composé à partir des corps purs qui le constituent sous une atmosphère.

Exemple :



Quand T = 298°K et P = 1atm, on aura l'enthalpie de formation standard de HCl. Elle est spécifique à chaque composé et est notée ΔH°_f .

f = formation et (°) indique l'état standard.

Réaction Endothermique : $\Delta H_r > 0$

- o Le système absorbe de la chaleur provenant du milieu extérieur.
- o Le milieu extérieur se refroidit.

- o Exemple : Fusion de la glace, photosynthèse.
- **Réaction Exothermique : $\Delta H < 0$**
- o Le système dégage de la chaleur vers le milieu extérieur.
- o Le milieu extérieur s'échauffe.

III.3. Calcul des enthalpies de réaction: ΔH_r

C'est la quantité de chaleur absorbée ou dégagée par une réaction chimique, à pression constante et température constante.

Enthalpie de Réaction ΔH

C'est la quantité de chaleur absorbée ou dégagée par une réaction chimique, à pression constante et température constante.

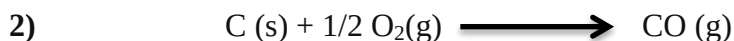
$$\Delta H^\circ_r = \sum n \Delta H^\circ_f(\text{produits}) - \sum n \Delta H^\circ_f(\text{réactifs})$$

n : représente les coefficients de chacun des produits et des réactifs.

Exemple :



$$\Delta H^\circ_r = [2\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2)] - [\Delta H^\circ_f(\text{CH}_4) + 2\Delta H^\circ_f(\text{O}_2)]$$



$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f(\text{CO})$$

Influence de la Température : Loi de Kirchhoff

Nous savons calculer l'enthalpie d'une réaction à 25°C, pour calculer ΔH à une température différente de 25°C on utilisera la loi de Kirchhoff

$$\Delta H_T = \Delta H^\circ + \int_{298}^T \Delta n \cdot C_p \cdot dT$$

ΔH° = enthalpie standard de la réaction

$$\Delta n C_p = \sum n C_p (\text{produits}) - \sum n C_p (\text{réactifs})$$

n : coefficient de chaque produit et réactif.

Exemple :

Soit la réaction suivante à 25°C : $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl} (\text{g})$

$\Delta H^\circ = -184,3 \text{ KJ}$. Calculer l'enthalpie de cette réaction à 700°C en KJ. Dire si la réaction est endo ou exothermique à 700°C.

Données :

composé	$C_p (\text{joule. mole}^{-1} \text{ } ^\circ\text{K}^{-1})$
H_2	30,5
Cl_2	36,8
HCl	30,5

Solution :

L'enthalpie standard de la réaction $\Delta H^\circ = -184,3 \text{ KJ}$, L'enthalpie de la réaction à 700°C : $T = 700 +$

$$273 = 973^\circ\text{K}, \text{ on applique la loi de Kirshoff : } \Delta H_T = \Delta H^\circ + \int_{298}^T \Delta n \cdot C_p \cdot dT$$

$$\Delta H_T = \Delta H^\circ + \Delta n C_p (T - 298) \dots\dots\dots(1)$$

$$\Delta n C_p = \sum n C_p \text{ des produits} - \sum n C_p \text{ des réactifs} = [2C_p (\text{HCl})] - [C_p(\text{H}_2) + C_p (\text{Cl}_2)]$$

$$\Delta n C_p = [2 \times 30,5] - [30,5 + 36,8] = 6,3 \text{ J/}^\circ\text{K}.$$

On remplace dans la relation(1), $\Delta H_T = -184,3 \cdot 10^3 + 6,3 \cdot 10^{-3}(973 - 298)$

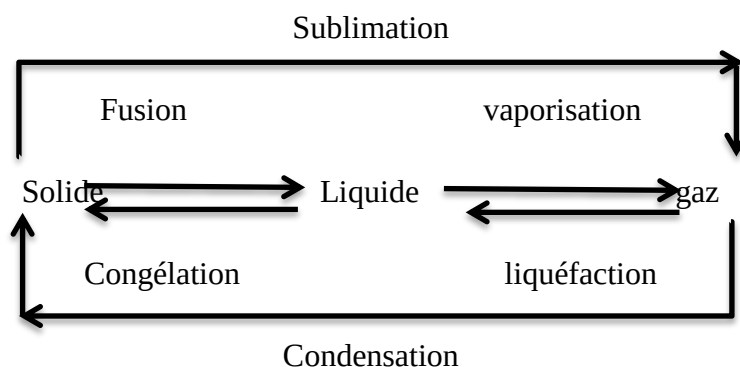
$$\Delta H_T = -188,552 \text{ KJ}$$

$\Delta H_T < 0$ la réaction est exothermique à 700°C.

III.4. L'enthalpie pendant un changement de phase :

Lorsqu'un corps pur change d'état physique (solide, liquide, gaz), il échange de l'énergie avec le milieu extérieur, et ce, à température constante. En thermodynamique, on quantifie cette énergie par l'enthalpie de changement d'état, notée ΔH , et exprimée en J/kg ou J/mol.

Voici les principaux cas, en commençant par celui que vous avez cité :



Les transformations inverses (Changements d'état exothermiques) Pour les transformations inverses, l'enthalpie est la même en valeur absolue, mais négative.

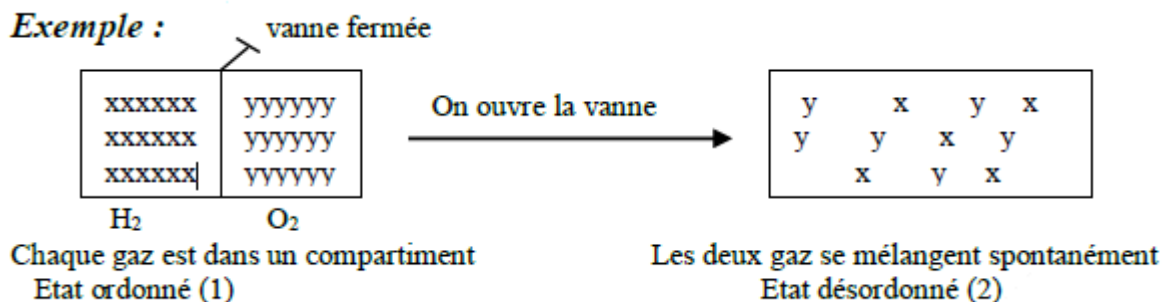
$$\Delta H_{\text{Fusion}} = -\Delta H_{\text{Congélation}} \quad \text{et} \quad \Delta H_{\text{vaporisation}} = -\Delta H_{\text{liquéfaction}},$$

$$\Delta H_{\text{Sublimation}} = -\Delta H_{\text{Condensation}}$$

IV- 2^{ème} Principe de la thermodynamique: entropie et enthalpie libre.

- 1. Introduction :** La matière est plus ou moins ordonnée, les atomes et les molécules sont désordonnées, les causes du désordre peuvent être liées à : la température « plus T est élevée plus le désordre est grand », au changement d'état (un solide est plus ordonné qu'un liquide) ou bien au volume (plus V est grand plus le désordre est grand).

Exemple :



On passe de l'état (1) à l'état (2) d'une manière spontanée ; le 1^{er} principe ne peut pas expliquer ce phénomène, donc le caractère spontané d'une transformation ne dépend pas de l'énergie interne mais, il dépend d'une nouvelle fonction d'état qui mesure le désordre et c'est : L'entropie notée ΔS .

2. Définition :

L'entropie d'un système est la mesure du degré de désordre d'un système, c'est une fonction d'état qui dépend de la température et de la chaleur échangée. Par définition on a :

$$\Delta S = \int_1^2 \frac{dQ}{T} = \int_1^2 n C_P \frac{dT}{T} = n C_P \ln \frac{T_2}{T_1} \dots\dots(1)$$

La variation de l'entropie ΔS nous donne la variation du désordre pendant une transformation, et plus T est élevée plus le désordre ΔS augmente.

3. Enoncé du 2^{em} principe de la Thermodynamique :

« L'entropie de l'univers reste constante dans une transformation réversible, et elle augmente dans une transformation irréversible. En aucun cas l'entropie de l'univers ne diminue ».

« Dans un système isolé, l'entropie est une fonction qui ne diminue pas avec le temps. »

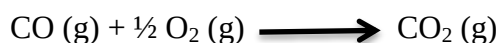
Univers = système isolé pas d'échange de chaleur donc, $dQ = 0$ d'où :

* $\Delta S = 0$ transformation réversible ($\longleftrightarrow$)

* $\Delta S > 0$ transformation irréversible ($\longrightarrow$)

Remarque :

Pour les réactions chimiques (système non isolé) l'entropie peut diminuer.

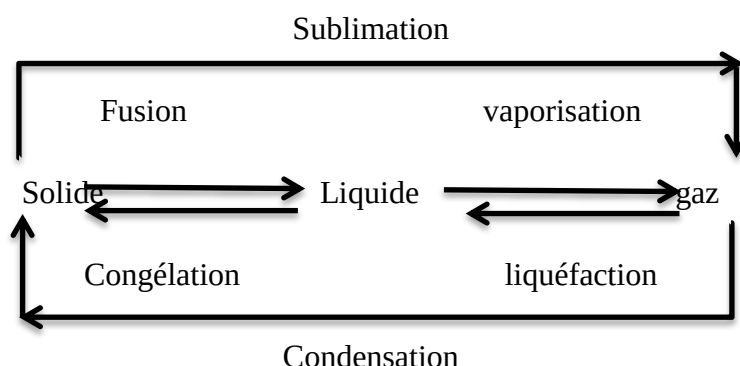


$$\Delta S = - 118,4072 \text{ J K}^{-1}$$

L'entropie diminue car on est passé de deux gaz à un seul gaz, donc du désordre vers l'ordre.

4. Calcul de l'entropie:

4.1. Pendant un changement de phase :



Un changement de phase se fait à température constante, et à chaleur constante. On aura donc :

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{\Delta H}{T}$$

Pour la fusion on aura : $\Delta S = n \frac{\Delta H_{fusion}}{T_{fusion}} = n \frac{-\Delta H_{Congelation}}{T_{Congelation}} = -\Delta S$ de Congelation

Pour la vaporisation : $\Delta S = n \frac{\Delta H_{vaporisation}}{T_{vaporisation}} = n \frac{-\Delta H_{liquéfaction}}{T_{liquéfaction}} = -\Delta S$ de liquéfaction

Pour la Sublimation : $\Delta S = n \frac{\Delta H_{Sublimation}}{T_{Sublimation}} = n \frac{-\Delta H_{Condensation}}{T_{Condensation}} = -\Delta S$ de condensation

Remarques :

$-\Delta H$ fusion et ΔH vaporisation sont tabulées, leur unités sont : cal/mole ou joules/mole ou cal/ g ou joules/ g.

-L'unité de ΔS est : cal.K^{-1} = ue (unité entropique) ou bien joules.K^{-1} .

5. Calcul de l'entropie pour une réaction chimique.

« L'entropie de tout **corps pur** sous sa forme la plus stable est nulle **au zéro** absolu (**0 K**) »

Ce principe permet de calculer les variations des entropies de réactions ΔS à partir des entropies absolues standards (S°) des composés chimiques et qui sont tabulées.

Exemples : $S^\circ (\text{H}_2) = 130 \text{ joule. } ^\circ\text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $S^\circ (\text{H}_2\text{Og}) = 189 \text{ joule. } ^\circ\text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

1- A l'état standard: $T = 298^\circ\text{K}$; $P = 1 \text{ atm}$

$$\Delta S^\circ_R = \sum n S^\circ (\text{produits}) - \sum n S^\circ (\text{réactifs}) \dots\dots\dots (\text{loi de HESS})$$

Exemple :



$$\Delta S^\circ_R = 2 S^\circ(\text{HCl}) - [S^\circ(\text{H}_2) + S^\circ(\text{Cl}_2)]$$

2-Pour $T \neq 298^\circ\text{K}$: On applique la loi de Kirchhoff :

$$\Delta S_T = \Delta S^\circ + \int_{298}^T \Delta n C_p \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S_T = \Delta S^\circ + \Delta n C_p \ln \frac{T}{298}$$