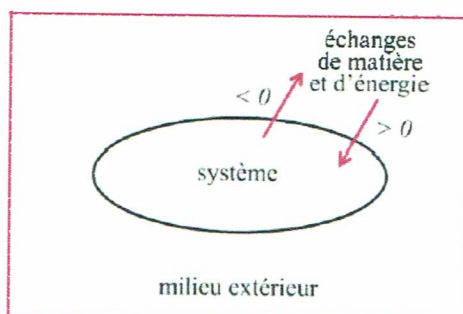


Concepts de base de la thermodynamique

En chimie, la thermodynamique permet de prévoir les évolutions et de faire les bilans énergétiques des réactions chimiques. Ainsi, la thermochimie est l'étude du transfert de l'énergie sous la forme de chaleur au cours d'une réaction.

Concepts de base

1. Définition et conventions



Le système possède une certaine quantité d'énergie, son énergie interne. Selon la nature des transferts (échanges) possibles entre le système et le milieu extérieur, on distingue ;

- un système **ouvert** qui échange de l'énergie (sous forme de chaleur q et/ou de travail w) et de la matière avec le milieu extérieur.
- un système **fermé** qui échange uniquement de l'énergie (q et/ou w).
- un système **isolé** pour lequel il n'y a aucun échange.

Par convention, l'énergie reçue par le système est comptée positivement, l'énergie cédée par le système est comptée négativement.

La matière se distingue selon trois états physiques : solide, liquide et gazeux. Une phase constitue un milieu identique en chacun de ses points. Ainsi, un système est dit :

- **homogène** quand il est constitué d'une seule phase, comme un mélange de gaz.
- **hétérogène** lorsqu'il est constitué de plusieurs phases, comme un mélange de liquides non miscibles.

2. État d'un système, variables d'état

L'état d'un système est défini par les valeurs prises par un ensemble de grandeurs macroscopiques qui le caractérisent. Ces grandeurs sont appelées les variables d'état du système. Ce sont, par exemple, la température T , la pression p , le volume V , le nombre de moles de

chacune des espèces présentes dans le système. Ces variables d'état ne sont pas nécessairement indépendantes et les relations entre elles sont appelées des **équations d'état**.

Les variables et fonctions d'état

Quand un système évolue entre deux états, les valeurs prises par des variables d'état vont changer. Nous allons distinguer celles dont les variations ne dépendent que des états initial et final, quel que soit le chemin suivi et celles dont les variations dépendent du chemin suivi par le système lors de son évolution.

1. Variables d'état

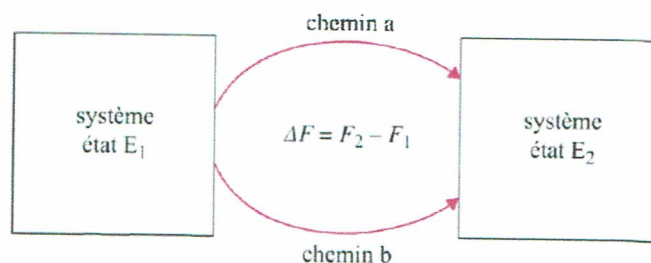
Les variables d'état caractérisent le système sont de deux natures :

- les variables d'état **extensives** sont proportionnelles à la quantité de matière (la masse, le volume, l'énergie...). Elles sont **additives** ;
- les variables d'état **intensives** sont indépendantes de la quantité de matière (la pression, la température). Elles sont **non additives** et sont définies en chaque point du système.

2. Fonctions d'état

Une fonction d'état F , définie par un ensemble de variables d'état, ne dépend que de l'état du système et non de la manière dont il a été atteint. En conséquence, sa variation au cours d'une transformation entre un état initial E_1 , et un état final E_2 , ne dépend pas du chemin suivi, mais uniquement de l'état initial E_1 , et final E_2 . Nous notons ΔF l'évolution totale de la fonction d'état F et sa variation pour une transformation infinitésimale (états initial et final très proches) est notée dF . En intégrant sur un chemin (quelconque) de transformation, il vient (figure suivante) :

$$\Delta F = \int_1^2 dF = F_2 - F_1$$

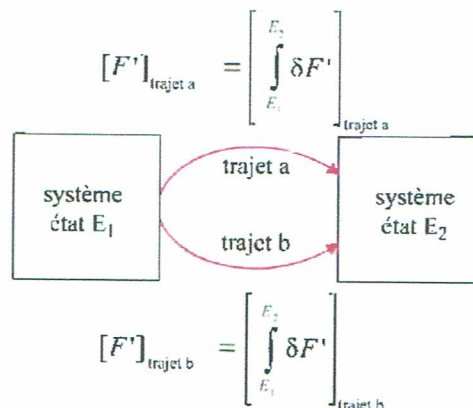


Évolution d'un système entre deux états par deux chemins de transformation différents, pour une fonction d'état

Lorsque la transformation ramène le système dans l'état initial, il vient : $\Delta F = 0$. Nous sommes en présence d'une différentielle totale exacte car dF , grandeur infinitésimale, donne par intégration un résultat ne dépendant que de l'état initial et final. C'est le cas pour l'énergie interne, l'enthalpie, l'entropie.

3. Variables qui ne sont pas fonctions d'état

Une variable F' n'est pas une fonction d'état quand son évolution entre deux états dépend du chemin suivi (travail w , chaleur q). Sa variation au cours d'une transformation infinitésimale est notée $\delta F'$. C'est une différentielle totale non exacte. L'intégration de la grandeur infinitésimale $\delta F'$ (notée avec δ et non d) entre deux états 1 et 2 dépend certes de l'état initial et final, mais aussi du chemin suivi qui doit être signalé (on parle de fonctionnelle de trajet, figure suivante).



Évolution d'un système entre deux états par deux chemins de transformation différents pour une variable qui n'est pas fonction d'état

En conséquence $[F']_{\text{trajet a}}$ et $[F']_{\text{trajet b}}$ peuvent être différents.

Nous obtenons la valeur de son évolution par (le résultat du calcul est simplement noté F' en omettant Δ qui se rapporte aux fonctions d'état) :

$$F' = \int_{1. \text{trajet}}^2 \delta F'$$

Les transformations

Une transformation consiste en l'évolution d'un système par la modification d'au moins une variable d'état. Le système passe d'un état initial à un état final. Différents types de transformation sont reconnus selon l'évolution des variables d'état température, pression et volume et selon l'échange de chaleur :

- une transformation **isotherme** se fait à température constante ;
- une transformation **isobare** se fait à pression constante ;
- une transformation **isochore** se fait à volume constant ;
- une transformation est dite **adiabatique** quand elle se fait sans échange de chaleur avec le milieu extérieur. La transformation peut être :
- **Réversible** : le système est à l'équilibre à chaque étape de son évolution. Un changement infinitésimal pertinent d'une variable suffit pour inverser le sens de la transformation.

Lors de la transformation inverse, le système repasse par les mêmes états intermédiaires. C'est un cas idéal qui ne peut être qu'approché, car il suppose une évolution infiniment lente (évolution quasi statique).

- **Irréversible** : transformation spontanée qui ne peut être arrêtée ou inversée. C'est en fait le cas des transformations réelles du point de vue thermodynamique. Notons qu'une telle transformation, une fois réalisée, peut être renversable en changeant les conditions expérimentales mais alors, le retour à l'état initial se fait par des états intermédiaires différents de ceux visités lors de la transformation directe.

1. Changement d'état physique

Les transformations entre les trois états physiques de la matière sont appelées

Fusion	solide → liquide	Solidification	liquide → solide
Vaporisation	liquide → gaz	Liquéfaction	gaz → liquide
Sublimation	solide → gaz	Condensation	gaz → solide

La chaleur échangée avec le milieu extérieur lors de ces transformations de phase est appelée **chaleur latente de transformation** (L).

Les gaz parfaits

Un gaz parfait est un gaz constitué de particules (atomes, molécules) considérées comme ponctuelles, sans interaction entre elles mais subissant, lors de l'agitation thermique, des collisions élastiques (sans transfert d'énergie) entre elles et contre les parois du récipient. Ce sont les chocs des particules contre les parois qui sont responsables de la pression exercée par le gaz.

Cette pression augmente quand la fréquence des chocs s'élève, ce qui s'obtient par élévation de la température ou par diminution du volume disponible.

Ces particules qui occupent tout le volume disponible sont donc animées d'un mouvement aléatoire, l'agitation thermique. La vitesse moyenne des particules et l'agitation thermique croissent avec la température.

Le système (le gaz parfait) est caractérisé par les variables d'état suivantes : le volume V en mètres cubes, la pression p (c'est une force divisée par la surface sur laquelle elle s'exerce) en pascal (Pa, $1\text{Pa} = 1\text{N} \cdot \text{m}^{-2}$), la température T en kelvin (K) et n , le nombre de moles de gaz.

Le gaz parfait vérifie un certain nombre de lois (valables pour des pressions relativement faibles, cela incluant la pression atmosphérique).

• **Loi d'Avogadro** A température et pression constantes, le nombre n de moles de gaz contenues dans un volume V est le même quelle que soit la nature du gaz. On définit ainsi le volume molaire à $20\text{ }^\circ\text{C}$ et sous la pression atmosphérique $p = 1\text{ atm}$:

$$V_m = \frac{V}{n} = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

• **Loi de Boyle-Mariotte ou de compressibilité isotherme** Pour un nombre de moles n et une température T constants, le produit pV reste constant.

• **Loi de Charles ou de dilatation isobare** Pour un nombre de moles n et une pression p constants, le quotient V/T est constant.

Les gaz réels s'écartent des gaz parfaits quand la pression est forte ou quand la température est basse à cause de l'existence d'interactions entre molécules gazeuses.

L'état liquide a des ressemblances avec l'état gazeux, mais c'est une phase condensée et les distances moyennes entre particules sont beaucoup plus faibles.

1. L'équation d'état des gaz parfaits

À partir des lois précédentes, nous pouvons écrire l'équation d'état des gaz parfaits :

$$pV = nRT$$

R est appelée **constante des gaz parfaits** $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Ainsi, pour un système fermé à température constante, $p = f(V)$ conduit à des hyperboles ; à pression constante, $T = f(V)$ est représentée par des droites et, à volume constant, $P = f(T)$ est aussi représentée par des droites.

2. La pression partielle

Dans un mélange de gaz comprenant n moles au total, chacun d'eux est caractérisé par sa fraction molaire. Pour le gaz i , comprenant n_i moles, la fraction molaire X_i est donnée par :

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_j n_j} = \frac{n_i}{n}$$

La pression partielle p_i d'un gaz i dans un mélange est la pression qu'exercerait ce gaz s'il occupait seul le volume du récipient. Cette pression partielle d'un gaz est proportionnelle à sa fraction molaire :

$$p_i = X_i p_{tot} \text{ et } p_i V = n_i R T$$

Une conséquence est que la pression totale est égale à la somme des pressions partielles :

$$p_{tot} = \sum_i p_i \text{ (loi de Dalton)}$$

La chaleur

1. Chaleur et désordre

La chaleur est une des manifestations de l'énergie. L'unité de chaleur est le joule (J). Elle est reliée par nature à la notion de désordre.

À une température donnée non nulle, en kelvin (K), les espèces composant le système (atomes, molécules) ne sont pas immobiles, mais elles subissent des mouvements aléatoires, c'est l'agitation thermique. Cette notion est intimement liée à celle du désordre. Plus l'agitation thermique est importante, plus le système est désordonné.

2. Capacité calorifique

La question naturelle qui se pose alors est la suivante : si le système est constitué par un corps i (simple ou composé), quelle quantité de chaleur est à fournir (ou à récupérer) pour provoquer une élévation (ou une diminution) de température ΔT par unité de masse ou par mole ? Cela requiert l'introduction d'une grandeur caractéristique du corps considéré. Le corps i est caractérisé par une grandeur C_i , sa capacité calorifique. Elle est donnée pour la masse en $J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$ ou par mole, en $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Ainsi, si le corps i de masse m_i subit une variation de température ΔT , un échange de chaleur se produit :

$$q_i = m_i C_i \Delta T$$

S'il faut tenir compte d'une variation de la chaleur spécifique avec la température, l'expression précédente est remplacée par une intégrale :

$$q_i = m_i \int_{T_i}^{T_i + \Delta T} C_i(T) dT$$

La capacité calorifique de l'eau vaut $4186 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (soit $4,186 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

Si le système est chauffé, la chaleur est fournie par le milieu extérieur et est positif ; s'il est refroidi, est négatif.

Signe de Q

$Q < 0$ le système libère de la chaleur ; la réaction est dite exothermique

$Q > 0$ le système gagne de la chaleur ; la réaction est dite endothermique

Le travail

Le travail élémentaire des forces de pression s'exprime par $\delta W = -P_{ext} dV$. Ce n'est pas une fonction d'état (sauf dans quelques cas particuliers): son expression dépend de la manière dont on effectue la transformation (on traduit ceci par un δ à la place du d dans la variation élémentaire de W).

Si la transformation est quasi-statique, on a à chaque instant $P_{ext} = P_{int} = P$. Le travail élémentaire sera alors $\delta W = -p dV$ où p est la pression du gaz dans le système.

Si la transformation est irréversible alors $P_{ext} = P_{final}$ et le travail élémentaire sera: $\delta W = -P_{final} dV$.

LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

ENERGIE INTERNE ET ENTHALPIE

1-Énoncée du premier principe de la thermodynamique:

Au cours d'une transformation d'un système fermé d'un état initial à un état final, son énergie interne est conservée et sa variation égale à la quantité d'énergie échangée avec le milieu extérieur par transfert thermique (chaleur) et mécanique (travail).

2-Energie interne

L'énergie totale d'un système est : $E_T = E_c + E_p + U$

Où E_c représente l'énergie cinétique macroscopique, E_p représente l'énergie potentielle associée aux forces extérieures (pesanteur) et U représente l'énergie interne liée à la nature propre du système.

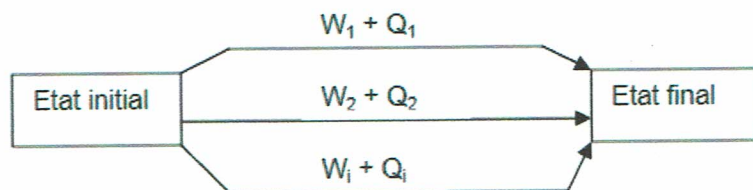
U représente l'énergie interne liée à la nature propre du système. Quelle est la nature physique de cette énergie ? U regroupe deux formes énergétiques trouvant leur origine au sein du système (interne) :

- L'énergie cinétique microscopique (due à l'agitation thermique des particules)
- L'énergie potentielle issue de toutes les forces internes au système : interactions intramoléculaires et intermoléculaires. U est une grandeur d'état extensive (proportionnelle à la quantité de matière). Elle s'exprime en Joule. Cette énergie n'est pas mesurable ; seule la variation d'énergie interne ΔU peut être déterminée.

2-1 Expression de la variation d'énergie interne

La variation d'énergie interne peut résulter de transferts de travail, de chaleur et de matière entre le système et le milieu extérieur. Lorsqu'un système échange les transferts thermique Q et de travail W avec le milieu extérieur, son énergie interne varie de ΔU telle que : $\Delta U = W + Q$

$$U_F - U_I = \Delta U = W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2 = \dots = W_i + Q_i$$



L'énergie interne est une fonction d'état: sa variation sur une transformation est indépendante du chemin suivi pour aller d'un état 1 à un état 2. Il n'en est pas de même pour les échanges énergétiques W et Q . L'énergie interne peut être définie en chaque point d'une transformation dès qu'il existe un ensemble de variables permettant de décrire l'état du système. Ce n'est le cas ni de W , ni de Q : parler d'échange énergétique en un point d'une transformation n'a pas de signification. Pour une transformation élémentaire : $dU = \delta W + \delta Q$

Conséquences

- Pour un système isolé, E_c et E_p sont constantes et par conséquent l'énergie interne d'un système isolé est constante au cours de ses transformations d'où : $\Delta U = 0$
- Pour un système quelconque en transformation chimique : $\Delta U = Q + W$
- Pour un système adiabatique : $\Delta U = W$ car $Q=0$. L'énergie interne n'est pas la seule fonction d'état qui joue un rôle important en thermodynamique. On peut être amené à introduire une autre fonction : l'enthalpie.

3. Enthalpie

L'enthalpie est définie par : $H=U+PV$ Elle s'exprime en Joule. A l'énergie interne s'ajoute l'énergie PV dont les variations correspondent à l'énergie d'expansion ou de compression du système ; H est toujours supérieur à U . C'est aussi une fonction d'état. Si U joue un rôle particulier dans les transformations isochores, H en joue un dans les transformations isobares très utile en chimie.

Energie interne et enthalpie d'un gaz parfait

1. Propriété

L'énergie interne et l'enthalpie d'une quantité donnée de gaz parfait ne dépendent que de sa température : $U=U(T)$ et $H=H(T)$. Elles sont indépendantes de sa pression (donc du volume occupé). Une petite variation de température dT modifie U et H en l'absence de transformation de matière.

- A volume constant : $dU = C_v dT$ où C_v est la capacité calorifique à volume constant.
- A pression constante : $dH = C_p dT$ où C_p est la capacité calorifique à pression constante.

Capacité calorifique

La capacité calorifique ou thermique massique ou molaire est aussi appelée chaleur massique ou chaleur spécifique. Elle est déterminée par la quantité d'énergie à apporter par échange thermique pour élever d'un kelvin la température de l'unité de masse d'un système. C'est donc une grandeur intensive qui dépend de la masse du système étudié. Son unité en système international est le $[J/Kg.K]$ si elle est massique ou bien $[J/mol.K]$ si elle est molaire.

a) Pour une transformation isochore ($V = cste$)

$dU=dQ$ ($dV=0$, donc $dW=0$) d'où $\Delta U=Q=mC_v\Delta T=Q_v$, ce qui donne $C_v=(dU/dT)_v$

C_v : Capacité calorifique à volume constant.

b) Pour une transformation isobare ($P = cste$)

$dH=dQ$ ($dP=0$) d'où $\Delta H=\Delta Q=mC_p\Delta T$ ce qui donne : $C_p=(dH/dT)_P$

C_p : Capacité calorifique à pression constante.

Relation entre C_p et C_v (relation de MAYER):

Sachant que : $dH=dU+d(PV)$ Et que : $dH=Q_p=nC_p dT$ et $dU=Q_v=nC_v dT$

Donc : $nC_p dT=nC_v dT+d(PV)$ et $nC_p dT=nC_v dT+d(nRT)$

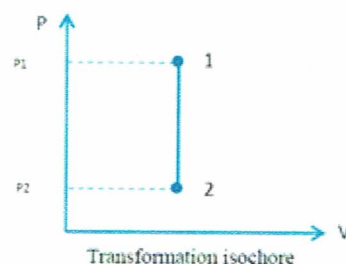
On aura la relation de Mayer : $C_p-C_v=R$

Les transformations réversibles

a-Transformation isochore ($V = cste$)

Soit un gaz supposé parfait et enfermé dans une enceinte rigide non déformable ($dV = 0$).

Etat initial (1) : $P_1 V_1 = nRT_1$



Etat final (2) : $P_2 V_2 = nRT_2$

Puisque $V = \text{cte}$, donc : $dV = 0$ ($V_1 = V_2$), on aura :

$$P_1/P_2 = T_1/T_2$$

Calcul du travail (W)

$$dW = -P \cdot dV \rightarrow W_{12} = -\int_1^2 P dV = 0 \rightarrow W_{12} = 0$$

Calcul de quantité de chaleur (Q) :

$$dU = dQ + dW$$

$$\Delta U = Q_{12} + W_{12} = U_2 - U_1 = mC_v \Delta T \text{ Donc : } Q_{12} = mC_v \Delta T = Q_v$$

Calcul de l'énergie interne et l'enthalpie :

$$\Delta U = Q_{12} + W_{12} = mC_v (T_2 - T_1) = Q_v$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) = mC_p (T_2 - T_1) = Q_p$$

b-Transformation isobare ($P = \text{cte}$)

Soit un gaz supposé parfait et enfermé dans une enceinte à volume déformable, il subit une transformation à pression constante.

Puisque : $P = \text{cte}$ donc ; $dP = 0$ et $P_1 = P_2$, on aura :

$$V_1/V_2 = T_1/T_2$$

Calcul du travail (W):

$$W_{12} = - \int_1^2 P dV = -P \int_1^2 dV = -P (V_2 - V_1)$$

$$W_{12} = -P(V_2 - V_1) = -P_2(V_2 - V_1)$$

Ou bien :

$$W_{12} = -nR(T_2 - T_1)$$

Calcul de quantité de chaleur (Q):

$$dH = dU + d(PV) = dQ - PdV + PdV + VdP$$

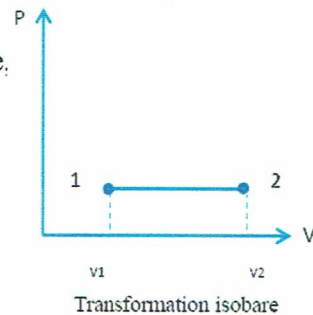
$$Q_{12} = \Delta H = Q_p = mC_p(T_2 - T_1)$$

Calcul de l'énergie interne et l'enthalpie :

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

$$\Delta H = mC_p(T_2 - T_1)$$

c-Transformation isotherme ($T = \text{cte}$)



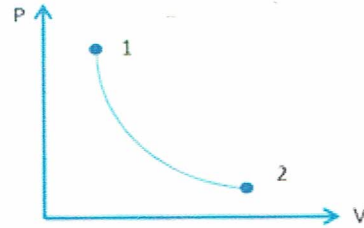
Soit un gaz supposé parfait qui subit une transformation à température constante.

Etat initial (1) : $P_1 V_1 = n R T_1$

Etat final (2) : $P_2 V_2 = n R T_2$

Avec : $T_1 = T_2$; donc :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Transformation isotherme

Donc, l'équation d'état des isothermes est :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = P_n V_n = PV = \text{cste}$$

Calcul du travail

$$W_{12} = - \int_1^2 P dV = - \int_1^2 n R T \frac{dV}{V} = -n R T \int_1^2 \frac{dV}{V} = -n R T \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$W_{12} = n R T \ln \frac{V_1}{V_2} = n R T \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Calcul de quantité de chaleur

$T = \text{cste}$: $U = f(T)$: donc : $\Delta U = 0$: donc :

$$Q_{12} = W_{12} = n R T \ln \frac{P_1}{P_2}$$

Calcul de l'énergie interne et l'enthalpie :

$$\begin{aligned} \Delta U &= 0 & \text{car} & \Delta U = f(T) ; \\ \text{et } \Delta H &= 0 & \text{car} & \Delta H = f(T) \end{aligned}$$

d-Transformation adiabatique réversible (dQ=0)

Soit un gaz supposé parfait qui subit une transformation adiabatique (isentropique) c'est-à-dire sans changement de quantité de chaleur.

on a :

$$\begin{aligned} dU &= dQ + dW \\ dU &= dQ - PdV \end{aligned}$$

Donc

$$dQ = dU + PdV \text{ or } (dU = n C_v dT)$$

$$dQ = n C_v dT + PdV = 0$$

$$\boxed{n C_v dT = -PdV} \dots\dots\dots(1)$$

On a aussi :

$$dH = dU + d(PV) = dQ - PdV + PdV + VdP$$

$$dQ = dH - VdP \text{ or } (dH = n C_p dT)$$

Donc :

$$dH = dU + d(PV) = dQ - PdV + PdV + VdP$$

$$dQ = dH - VdP \text{ or } (dH = n C_p dT)$$

Si on divise l'équation 1/2

$$\left(\frac{dP}{P}\right) \frac{n C_v dT}{n C_p dT} = \frac{-P dV}{V dP} \left(\frac{dP}{P}\right) \Rightarrow \left(\frac{C_p}{C_v}\right) \frac{C_v dP}{C_p P} = \frac{dP}{P} \frac{-P dV}{V} \left(\frac{C_p}{C_v}\right) \Rightarrow \frac{dP}{P} = -\left(\frac{C_p}{C_v}\right) \frac{dV}{V}$$

$$\frac{C_p}{C_v} = \gamma \text{ } \gamma \text{ est dite la constante adiabatique :}$$

Alors :

$$\begin{aligned} \frac{dP}{P} &= -\gamma \frac{dV}{V} \Rightarrow \int_1^2 \frac{dP}{P} = -\gamma \int_1^2 \frac{dV}{V} \Rightarrow \ln \frac{P_2}{P_1} = -\gamma \ln \frac{V_2}{V_1} \\ \Rightarrow \ln \frac{P_2}{P_1} &= \gamma \ln \frac{V_1}{V_2} \Rightarrow \ln \frac{P_2}{P_1} = \ln \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma \text{ Donc : } \frac{P_2}{P_1} = \frac{V_1^\gamma}{V_2^\gamma} \end{aligned}$$

Donc on aura cette formule qui décrit l'équation d'état des adiabatiques, appelée aussi la formule de LAPLACE :

$$P_2 V_2^\gamma = P_1 V_1^\gamma = cste$$

On peut aussi décrire l'équation d'état des adiabatiques en fonction de température et volume ainsi que température en fonction de pression:

On a :

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{V_1^\gamma}{V_2^\gamma} \Rightarrow \frac{P_2}{P_1} = \frac{V_1^\gamma}{V_2^\gamma} \Rightarrow \frac{n R T_2}{V_2} V_2^\gamma = \frac{n R T_1}{V_1} V_1^\gamma$$

Donc :

$$T_2 V_2^{\gamma-1} = T_1 V_1^{\gamma-1} = \text{cste}$$

Ou bien :

$$\begin{aligned} \Rightarrow P_2 (nR)^\gamma \frac{T_2^\gamma}{P_2^\gamma} &= P_1 (nR)^\gamma \frac{T_1^\gamma}{P_1^\gamma} \Rightarrow P_2^{1-\gamma} T_2^\gamma = P_1^{1-\gamma} T_1^\gamma \\ \Rightarrow &\boxed{P^{1-\gamma} T^\gamma = \text{cte}} \end{aligned}$$

Calcul du travail :

$$W_{12} = - \int_1^2 P dV$$

On a

$$dU = dQ + dW = dW ; (dQ = 0)$$

Donc

$$dW = dU = n C_v dT \Rightarrow W_{12} = \int_1^2 dU = - \int_1^2 n C_v dT = n C_v \int_1^2 dT = n C_v \Delta T$$

Et

$$\begin{aligned} \frac{C_p}{C_v} &= \gamma \text{ et } C_p - C_v = R \Rightarrow \gamma C_v - C_v = R \Rightarrow C_v(\gamma - 1) = R \\ \Rightarrow C_v &= \frac{R}{(\gamma - 1)} \quad \text{et} \quad C_p = \gamma C_v = \frac{\gamma R}{(\gamma - 1)} \end{aligned}$$

Alors :

$$\begin{aligned} W_{12} &= - \int_1^2 n C_v dT = n C_v \int_1^2 dT = n C_v \Delta T = \frac{n R}{(\gamma - 1)} (T_2 - T_1) \\ W_{12} &= \frac{n R T_2 - n R T_1}{(\gamma - 1)} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{(\gamma - 1)} \end{aligned}$$

Calcul de l'énergie interne et l'enthalpie :

$$\Delta U = n C_v (T_2 - T_1) = W_{12}$$

$$C_p = \gamma C_v \Rightarrow \Delta H = \gamma n C_v (T_2 - T_1) = \gamma \Delta U$$

$$\Delta H = Q_p = n C_p (T_2 - T_1)$$