

Cours Thermodynamique



Dr. HACHANI SALAH EDDINE

Table des matières



Objectifs	4
I - Objectifs Chapitre I :	5
II - CHAPITRE I : Généralités sur la thermodynamique	6
1. Systèmes thermodynamiques et états d'équilibre	7
1.1. <i>Système thermodynamique</i>	7
1.2. <i>État du système</i>	7
2. Évolution ou transformation du système	7
3. Équations d'état du système	8
4. Représentations graphiques des évolutions du système	9
5. Fonctions d'état	9
6. Principe zéro (équilibre thermique)	10
7. Rappel des lois des gaz parfaits	10
7.1. <i>Loi de Boyle-Mariotte</i>	10
7.2. <i>Loi de Gay-Lussac-Charless</i>	11
7.3. <i>Loi d'Avogadro</i>	11
7.4. <i>Équations des gaz parfaits :</i>	11
III - Exercice	13
IV - Exercice	14
V - Exercice	15
VI - Exercice	16
VII - Exercice	17
VIII - Exercice	18
IX - Exercice	19
X - Exercice	20
XI - Exercice	21
XII - Exercice	22

XIII - Objectifs de chapitre II	23
XIV - CHAPITRE II : Échanges d'énergie : travail, chaleur, énergie interne	24
1. Notion de température	24
2. Énergie interne (U)	25
2.1. Propriétés de l'énergie interne	25
3. La Chaleur (Q)	25
3.1. Chaleur sensible	26
3.2. Chaleur latente	26
3.3. Calorimétrie	27
4. Le travail (W)	28
4.1. Convention du signe d'énergie	29
XV - Exercice	30
XVI - Exercice	31
XVII - Exercice	32
Solutions des exercices	33
Bibliographie	37

Objectifs



A l'issu de cette partie du module, l'étudiant sera capable de :

- Connaître et maîtriser le 1er et 2ème et 3ème principe de la thermodynamique.
- Appliquer les principes de thermodynamiques.
- Analyser les équilibres chimiques.

Objectifs Chapitre I :



A l'issue de ce chapitre, vous serez capable de :

- Acquérir une compréhension qualitative et phénoménologique des notions de base de la thermodynamique
- Comprendre les fonctions d'état et leurs variables.
- Connaître les propriétés fondamentales des fonctions d'état.
- Maîtriser les lois des Gaz parfait.

CHAPITRE I : Généralités sur la thermodynamique



La thermodynamique est une science qui naît à la fin du 17^{ème} siècle. L'essentiel à l'époque était de construire des machines indispensables à l'industrie naissante.

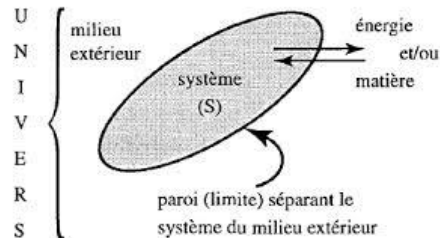
On rapporte que *Denis PAPIN* (Physicien français, 1647-1714) a eu l'idée de construire une machine utilisant de la vapeur d'eau en regardant l'eau bouillir dans un récipient. En voyant la vapeur soulevant le couvercle, il a constaté qu'elle pourrait donc aussi repousser un piston et ainsi fournir du travail.

La motivation initiale était donc de répondre à un besoin industriel essentiel à l'époque : trouver les conditions optimales pour transformer la chaleur en travail. On trouve dans cette phrase les trois (03) mots fondateurs de la thermodynamique. Ce non (thermodynamique) vient du grec signifiant respectivement chaleur et force.

1. Systèmes thermodynamiques et états d'équilibre

1.1. Système thermodynamique

Système : un ensemble de corps limité par une surface à travers laquelle s'effectuent les échanges d'énergie et/ou de matière avec le milieu extérieur. L'ensemble système et milieu extérieur constitue l'univers.



Pour décrire thermodynamiquement un système, il faut à la fois :

- Définir le système en délimitant ses frontières par rapport au milieu extérieur.
- Déterminer l'état du système défini par ses variables.

Il existe différents types de systèmes thermodynamiques qui sont représentés dans le tableau ci-dessous:

Système	Échange de Matière	Echange d'énergie	Exemple
Isolé	Non	Non	Calorimètre
Fermé	Non	Oui	Pile électrique
Ouvert	Oui	Oui	Etre vivant

1.2. État du système

L'état du système est défini ou décrit par des variables macroscopiques (m, P, T, V, \dots) dites aussi *variables d'état*. A un système donné, il est aussi associé tout un ensemble d'états possibles.

On dit qu'un système est à l'état d'équilibre thermodynamiquement si ses variables d'état ont des valeurs bien définies et constantes.

On distingue alors selon le cas entre :

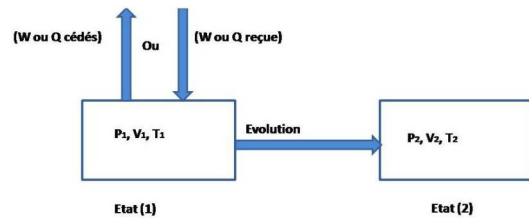
- Variables ou grandeurs *thermiques* (P, V, T) ou *calorifiques* (U, H, W, Q, S).
- Variables *extensives*, c'est-à-dire proportionnelles à la quantité de matière telle que (m, V, U, \dots) ou variables *intensives*, c'est-à-dire indépendantes de la masse telle que ($P, T, \text{concentration}, \dots$).

On définit souvent des grandeurs *massiques*, c'est-à-dire rapportées à l'unité de masse du système telle que: le volume massique.

2. Évolution ou transformation du système

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).

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

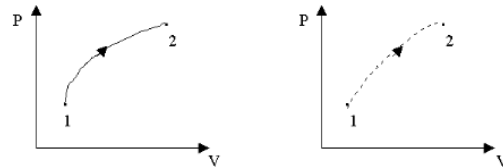


Au cours d'une transformation, *les variables d'état* du système *varient* pour atteindre un autre état d'équilibre. Le passage de l'état d'équilibre (1) à l'état d'équilibre (2) se déroule en général *hors équilibre*. On distingue alors entre :

- Transformations *réversibles* ou (idéales) : ce sont les transformations infiniment lentes d'une succession d'états d'équilibres.
- Transformations *irréversibles* (réelles): ce sont des transformations rapides et brutales hors équilibre.

La *réversibilité* d'une transformation exige que le système passe par une infinité d'états intermédiaires peu différents d'états d'équilibre (états quasi-statiques). Les transformations naturelles spontanées sont irréversibles; elles ne peuvent évoluer que dans un seul sens.

Transformations: (a) irréversible et (b) réversible



3. Équations d'état du système

Les variables d'état ne sont pas toutes indépendantes, mais liées entre elles par des équations dites équations d'état du type : $f(P, V, T) = 0$

Exemple

L'équation qui décrit le comportement d'un gaz considéré comme parfait :

$$P.V = n.R.T$$

Ou :

P : Pression du gaz

V : Volume du gaz

n : nombre de moles de gaz

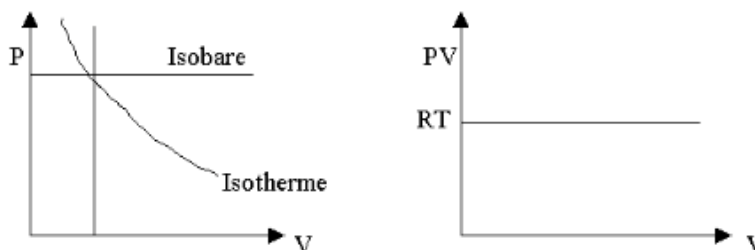
R : Constante des gaz parfaits

T : Température du gaz

4. Représentations graphiques des évolutions du système

Les variations d'état du système à la suite d'une transformation sont représentées dans divers diagrammes permettant ainsi de suivre l'évolution du système. On utilise ainsi les diagrammes suivants: diagramme de Clapeyron (P,V) ou d'Amagat (PV, P), les diagrammes isentropiques (T, S), le diagramme (H,S) et de Mollier (P, H).

Dans la figure ci-dessous, on représente le diagramme le plus utilisé « Clapeyron » et la diagramme « d'Amagat ».



On distingue différentes types de transformations ou évolutions suite à un échange d'énergie du système avec le milieu extérieur. Ces évolutions sont facilement représentées dans ces diagrammes par des droites verticales ou horizontales, à savoir:

- Une transformation isochore ($V = \text{constante}$)
- Une transformation isobare ($P = \text{constante}$)
- Une transformation isotherme ($T = \text{constante}$)
- Une transformation isentropique (adiabatique) ($S = \text{constante}$) ou ($Q = \text{constante}$)

5. Fonctions d'état

Le système peut réaliser des transformations entre l'état thermodynamique d'équilibre initial (1) et l'état final (2) de plusieurs façons différentes, c'est-à-dire en empruntant des chemins différents.

En général, la variation ΔX d'une grandeur X dépend du chemin suivi pour aller de l'état initial (1) à l'état final (2), mais en thermodynamique, il existe des fonctions f liées aux variables d'état dont les variations Δf au cours d'une transformation sont indépendantes du chemin suivi. Ces grandeurs ou fonctions sont dites fonctions d'état. Elles sont caractérisées par :

- Leur indépendance du chemin suivi par la transformation.
- df est une différentielle totale exacte

Alors, on peut écrire: $\Delta f = f_2 - f_1$

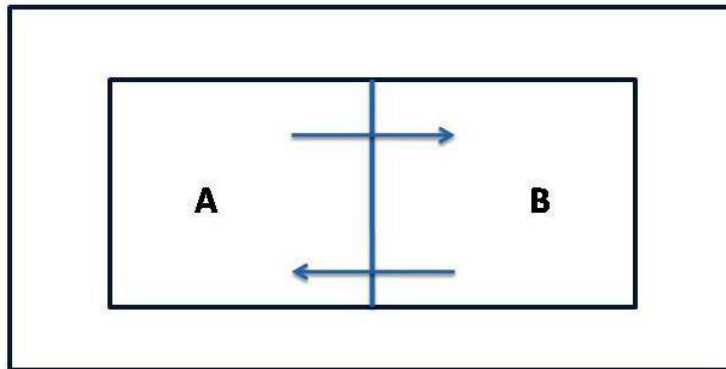
Et ceci quel que soit le chemin suivi par l'évolution

Exemple

L'énergie interne (U), l'enthalpie (H) et l'entropie (S) sont des fonctions d'état c'est-à-dire qu'elles ne dépendent pas du chemin suivi; mais le travail (W) et la chaleur (Q) ne sont pas des fonctions d'état, donc ils dépendent du chemin suivi.

6. Principe zéro (équilibre thermique)

Soit deux systèmes A et B séparés par une paroi diathermique. L'ensemble A+B étant adiabatiquement isolé du milieu extérieur.



Si les états initiaux des deux systèmes mis en contact étaient différents, il se produirait un échange de chaleur entre eux. Au bout d'un certain temps, on n'observe plus d'échange de chaleur entre ces deux systèmes: on dit qu'ils sont en *équilibre thermique*.

Ceci nous permet de postuler l'existence d'un paramètre intensif d'état appelé *température*.

Cette dernière prend la même valeur pour les deux systèmes lorsque l'équilibre thermique est atteint.

Donc, le principe zéro peut s'énoncer comme suit :

« Deux systèmes en équilibre thermique avec un troisième, sont en équilibre entre eux ».

7. Rappel des lois des gaz parfaits

Le gaz parfait est un gaz idéal, un modèle, dans lequel les molécules sont supposées rigides et totalement indépendantes les unes des autres. Les seules interactions qu'elles peuvent subir lors de leur agitation sont les chocs élastiques entre elles ou avec les parois du récipient contenant le gaz. Nous supposons désormais que les gaz étudiés sont des gaz parfaits. Le gaz parfait est un modèle de gaz très simple. Il permet de comprendre les comportements des gaz réels.

7.1. Loi de Boyle-Mariotte

La loi de *Boyle-Mariotte* dit que « le volume d'une masse donnée (quantité de matière n) de gaz maintenu à température constante est inversement proportionnel à sa pression » .

$$V = K_1 \cdot (1/P) \text{ ou } P \cdot V = K_1 \text{ à T et n constants}$$

Ainsi pour une masse de gaz donnée dans des conditions de pressions (P_1 et P_2) et de volumes (V_1 et V_2) différents, mais à température constante, on aura :

$$P_1 \cdot V_1 = K_1 = P_2 \cdot V_2$$

7.2. Loi de Gay-Lussac-Sharless

La loi de Charles dit que « pour une masse donnée de gaz maintenu à pression constante, le volume V du gaz est directement proportionnel à sa température absolue T » .

$$(V/T) = K_2 \text{ à } P \text{ et } n \text{ constants.}$$

Pour une masse de gaz donnée dans des conditions de températures (T_1 et T_2) et de volumes (V_1 et V_2) différents, mais à pression constante, on aura :

$$(V_1/T_1) = K_2 = (V_2/T_2)$$

7.3. Loi d'Avogadro

En 1811, il propose l'hypothèse suivante :

« A la même température et à la même pression, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules. »

« Le volume d'un gaz donné est proportionnel à la quantité de matière qu'il contient » .

$$V = K_4 \cdot n \text{ à } P \text{ et } T \text{ constants}$$

Où n est la quantité de matière (nombre de moles) et K_4 est la constante de proportionnalité.

7.4. Équations des gaz parfaits :

$$\text{Loi de Boyle : } P_1 \cdot V_1 = K_1 \text{ (à } T = c^{te} \text{ et } n = c^{te})$$

$$\text{Loi de Sharless : } V = K_2 \cdot T \text{ (à } P = c^{te} \text{ et } n = c^{te}) \text{ ou } P = K_3 \cdot T \text{ (à } V = c^{te} \text{ et } n = c^{te})$$

$$\text{Loi d'Avogadro : } V = K_4 \cdot n \text{ (à } P = c^{te} \text{ et } T = c^{te})$$

Nous pouvons combiner ces trois lois :

$$P \cdot V = K_3 \cdot T \cdot K_4 \cdot n = K_3 \cdot K_4 \cdot n \cdot T ,$$

$$\text{on pose } K_3 \cdot K_4 = R$$

$$\text{Donc la loi des gaz parfaits s'écrit : } P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P est la pression du gaz (exprimée en Pa)

V est le volume de gaz (exprimé en m³)

n est la quantité de matière de gaz (exprimée en mol)

T est la température absolue du gaz (exprimée en K) et R est la constante des gaz parfaits.

Dans le système international (S.I.) la constante des gaz parfaits prend la valeur :

$$R = 8.32 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} .$$

◆ *Rappel : Unités*

La majorité des unités en Système international [S. I] utilisés dans ce cours sont les suivants :

- Temps : en secondes [s]
- Température : en degré Kelvin [K]
- Pression : en Pascal [Pa] ou [N/m²]
1 Pa = 1 N/m² ; 1 atm = 1,013 bar = 1,013105 Pa = 760 Torr = 76 cmHg
1 bar = 105 Pa = 750 Torr.
- Énergie: en Joule [J] et
1 calorie = 4,184 Joules
- Puissance : en Watt [W] et 1W = 1 J/s

Exercice



Une transformation isochore est une transformation qui se fait (à) :

- pression constante
- intervalle de temps régulier
- sans échange d'énergie
- volume constant
- autre

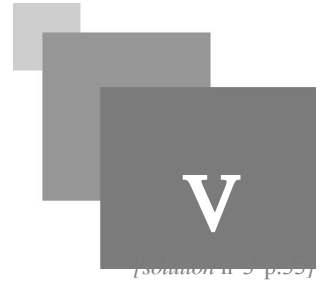
Exercice



Une transformation adiabatique est une transformation qui se fait (à) :

- température constante
- intervalle de temps régulier
- sans échange de chaleur
- volume constant
- autre

Exercice



Un système fermé échange :

- du travail uniquement
- de la chaleur uniquement
- de la matière
- du travail et de la chaleur
- autre

Exercice



Un système isolé échange :

- du travail uniquement
- de la chaleur uniquement
- de la matière
- du travail et de la chaleur
- aucun échange possible.

Exercice

VII

Une fonction d'état est une fonction caractérisé par :

- son intégration dépend du chemin.
- son intégration ne dépend pas du chemin
- c'est une différentielle exacte
- ce n'est pas une différentielle exacte
- aucun réponse valable

Exercice



Les variables extensives sont :

- La masse
- Le volume
- La masse volumique
- Le volumemassique
- La température.

Exercice

IX

Les variables intensives sont :

- La température.
- La pression
- La masse
- Le volume
- La masse volumique.

Exercice



Un gaz est dit parfait si :

- c'est un gaz rare
- les molécules sont ponctuelles
- les molécules sont monoatomiques
- il n' y a pas d'interaction entre les molécules
- aucune réponse ne convient.

Exercice

XI

La loi des gaz parfaits s'énonce ainsi:

- $PT = nRT$
- $VT = nRT$
- $PV = nRT$
- $PR = nVT$

Exercice



L'unité de la constante des gaz parfaits R est:

- Joule.mol⁻¹
- Joule.mol⁻¹.K⁻¹
- Joule.mol.K⁻¹
- Joule⁻¹.mol.K⁻¹

Objectifs de chapitre II



XIII

A l'issue de ce chapitre, vous serez capable de :

- Connaître la notion de température.
- Comprendre et calculer les formules de l'énergie interne, la chaleur et le travail.
- Démontrer les possibilités et les limites des conversions chaleur – énergie-travail.

CHAPITRE II : Échanges d'énergie : travail, chaleur, énergie interne

XIV

Le but de la thermodynamique est l'étude des propriétés des systèmes et leurs évolutions en fonction des échanges d'énergie avec le milieu extérieur.

Un système peut échanger de la masse et de l'énergie avec le milieu extérieur, alors son état thermodynamique change par gain ou par perte de masse ou d'énergie. On dit que le système subit une transformation qui entraîne une variation des variables d'état.

Chaque système a un certain contenu en *énergie* sous forme d'énergie mécanique (cinétique ou potentielle) à l'échelle microscopique.

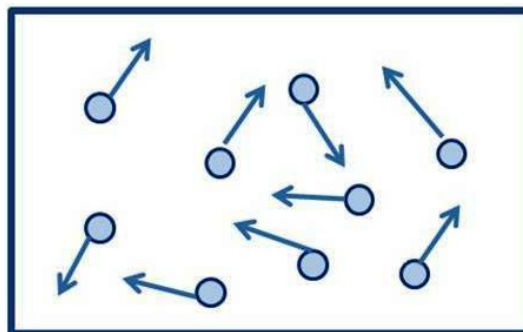
1. Notion de température

La température est liée au degré d'agitation moléculaire de la matière. Si la vitesse V_i des molécules et donc leur énergie cinétique E_i augmentent, alors le degré d'agitation thermique du milieu est plus grand.

A la température 0 K (Zéro absolu à -273°C), les atomes et les molécules qui constituent la matière sont figés.

Exemple

Un gaz contenu dans une enceinte. A l'échelle microscopique, les molécules du gaz se déplacent dans l'enceinte de façon totalement aléatoire avec des vitesses V_i



Gaz dans une enceinte

$$\frac{1}{2} M V^2 = \frac{3}{2} k T$$

Ou :

M est la masse des particules.

V est la vitesse des particules qui constituent la matière.

k est une constante.

T est la température de la matière

On peut définir plusieurs échelles de température, tel les que l'échelle Celsius qui précède toute autre échelle.

$$T (K) = T (^{\circ}C) + 273$$

2. Énergie interne (U)

L'énergie interne d'un système est son contenu en énergie pour ce système. Chaque système (solide, liquide ou gazeux) est une collection d'objets tels des atomes, des molécules,...etc.

Ces particules à l'échelle microscopique sont toujours animées de mouvements incessants et aléatoires (agitation moléculaire); dite vibration pour les solides et agitation thermique pour les liquides et les gaz.

A ces mouvements microscopiques est associé de l'énergie cinétique E_{ci} pour chaque particule. De plus, entre ces atomes peuvent exister des forces d'interaction (attraction et répulsion) aux quelles on associe une énergie potentielles E_{pi} pour chaque particule.

A l'échelle microscopique, l'énergie interne (U) du système est définie comme la somme algébriques des énergies cinétiques E_{ci} et potentielles E_{pi} de toutes les particules formant le système.

$$U = \sum_{i=1}^n E_{ci} + \sum_{i=1}^n E_{pi}$$

2.1. Propriétés de l'énergie interne

A l'équilibre thermique, l'énergie interne (U) :

- C'est une énergie exprimée en Joule [J] ou en [cal].
- Elle a une valeur bien définie.
- C'est une fonction d'état (qui ne dépend que l'état thermodynamique initial et final).

L'énergie interne caractérise le niveau énergétique du système thermodynamique. L'énergie interne d'un système peut varier suite à des échanges d'énergie avec le milieu extérieur. Les énergies sont principalement échangées sous forme de chaleur (Q) et de travail (W).

3. La Chaleur (Q)

La chaleur est une forme spéciale de l'énergie :

- C'est une énergie exprimée en [J] ou en [kcal].

- Elle est échangée à l'échelle microscopique sous forme désordonnée par agitation moléculaire (c'est-à-dire par choc entre les molécules en mouvement).
- Elle s'écoule toujours d'une source chaude vers une source froide.
- La chaleur n'est pas une fonction d'état, c'est-à-dire dépend du chemin suivi.

On peut définir deux types de chaleurs distinctes:

3.1. Chaleur sensible

Elle est liée à une variation de température (ΔT) du système à la suite d'un réchauffement ou d'un refroidissement de ce dernier. Elle est proportionnelle à la quantité de la matière (masse ou nombre de moles) et à la différence de température (ΔT).

- Pour une transformation infinitésimale :

$$dQ = mC dT \Leftrightarrow dQ = nC dT$$

Ou :

m : La masse de la matière du système.

n : Le nombre de moles du système.

C : La capacité calorifique massique ou molaire de la matière exprimée respectivement en $[J. Kg^{-1}. K^{-1}]$ ou $[J. mol^{-1}. K^{-1}]$. Elle peut être à pression constante (C_p) ou à volume constant (C_v).

- Pour une transformation finie :

La chaleur Q échangée lors d'une transformation finie entre l'état (1) et l'état (2) est :

$$Q = \int_1^2 dQ = \int_1^2 mC dT = mC \int_1^2 dT = mC (T_2 - T_1) = mC \Delta T$$

Si on considère que la capacité calorifique du système est indépendante de la température. Dans le cas contraire, $C = f(T)$ on aura :

$$Q = \int_1^2 dQ = \int_1^2 mC dT = m \int_1^2 C dT$$

On remplace la formule de la capacité puis on fait l'intégrale complète.

3.2. Chaleur latente

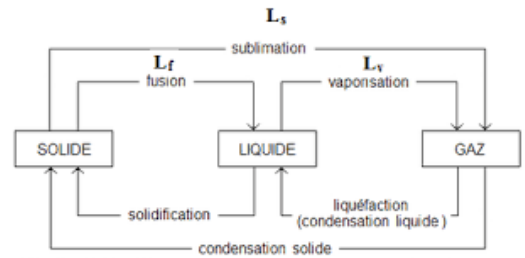
La quantité de chaleur latente est la chaleur nécessaire pour qu'une quantité de matière puisse changer son état physique à une température constante. Elle est proportionnelle à la quantité de matière (masse ou nombre de moles) et la valeur de la chaleur latente liée à ce changement d'état physique.

$$Q = m.L \text{ ou } Q = n.L$$

Pour chaque type de matière, il existe trois types de chaleurs latentes liées aux six changements d'état physiques (L_s , L_v et L_f).

Où L_s , L_v ou L_f : est la chaleur massique ou molaire associée respectivement à une sublimation, vaporisation ou fusion.

Différents types de transformations d'états physiques de matière



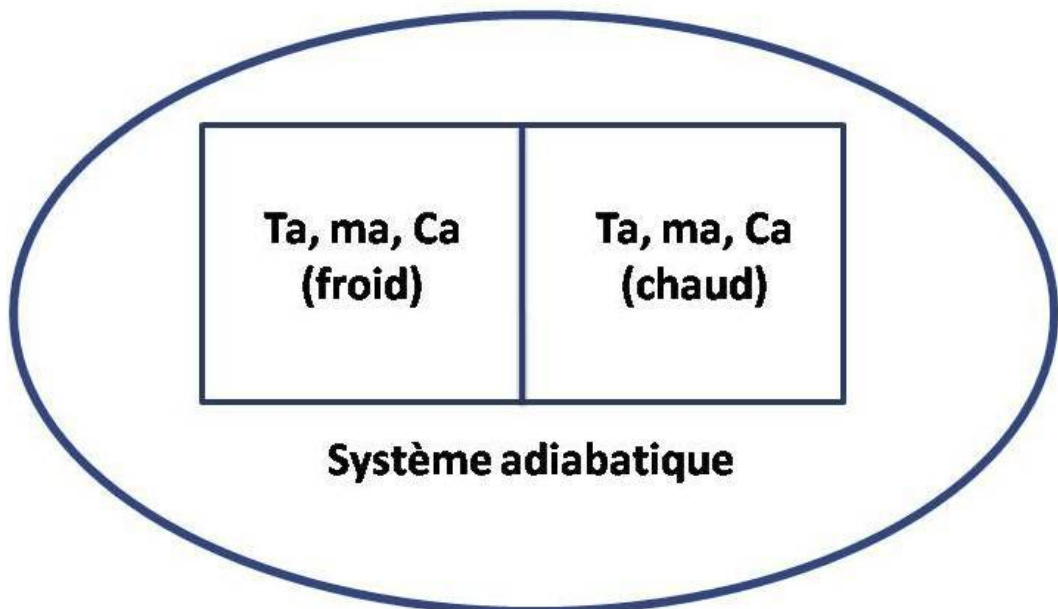
3.3. Calorimétrie

Les mesures calorimétriques permettent de déterminer les quantités de chaleurs spécifiques, les chaleurs latentes et les pouvoirs calorifiques. Le principe qui régit la calorimétrie est le principe de l'égalité des échanges de chaleur: quand un système échange de la chaleur avec un autre, et rien que de la chaleur, la quantité de chaleur gagnée ($Q_1 > 0$) par l'un est égale à la quantité de chaleur perdue par l'autre ($Q_2 < 0$). Principe des transformations inverses: la quantité de chaleur qu'il faut fournir à un système pour le faire passer d'un état I à un état 2 est égale à celle qu'il restitue lorsqu'il revient de l'état 2 à l'état I .

Par contact du mélange de deux corps à des températures différentes, il y a transfert de chaleur: à l'équilibre thermique, les deux corps sont alors à la même température $T_m = T_{eq}$ (température d'équilibre du mélange). Cette température s'obtient à partir du bilan énergétique des deux systèmes.

Exemple

Si le système est adiabatiquement isolé du milieu extérieur on aura :



Un système isolé adiabatiquement du milieu extérieur: $\Sigma Q = 0$

$$\implies Q_1 + Q_2 = 0$$

$$ma Ca \int_{T_a}^{T_m} dT + mb Cb \int_{T_b}^{T_m} dT = 0 \rightarrow ma Ca (T_m - T_a) + mb Cb (T_m - T_b) \rightarrow T_m = T_{eq} = \frac{ma Ca T_a + mb Cb T_b}{ma Ca + mb Cb}$$

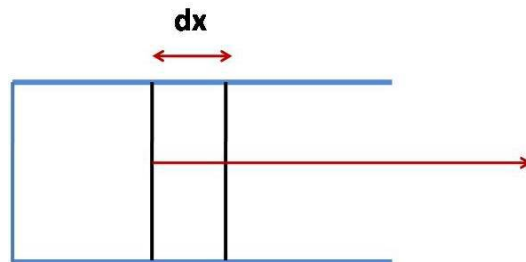
4. Le travail (W)

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

- C'est une énergie exprimé en [J] ou en [cal].
- A l'échelle microscopique; c'est une énergie échangée de façon ordonnée (grâce au déplacement par exemple d'un piston qui imprime une certaine direction aux atomes.
- Ce n'est pas une fonction d'état.

Le travail résulte le plus souvent d'une variation de volume d'un système déformable (non rigide), par exemple le cas du déplacement d'un piston. On parle alors de travail défini par :

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):

$$dW = F \cdot dx = P \cdot S \cdot dx = P \cdot S \cdot (dV/S) = P \cdot dV ;$$

$$dW = P \cdot dV \text{ en [N.m] ou [J]}$$

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

$$dW = -P \cdot dV$$

Remarque

- Le signe (-) est imposé par la convention de signe d'énergie.
- Si le piston se déplace vers la droite ($dV > 0$) et le travail est cédé ou fourni par le système au milieu extérieur donc le travail < 0 (négatif). Si le piston se déplace vers la gauche ($dV < 0$) et le travail est reçu par le système du milieu extérieur donc le travail > 0 (positif).

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

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

On distingue plusieurs types de transformation, où on peut à chaque fois calculer le travail reçu ou cédé par le système lors de ces évolutions :

- Pour une transformation isobare ($P = c^{ste}$)

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

- Pour une transformation isotherme ($T = c^{ste}$)

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

$P \neq$ constante ; gaze parfait : $PV = nRT$

$$\implies P = (nRT/V)$$

$$W_{12} = - \int_1^2 nRT \frac{dV}{V} = -nRT \int_1^2 \frac{dV}{V} = -nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

On a :

$$P_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1$$

$$P_2 \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T_2$$

$$\rightarrow (P_1/P_2) = (V_2/V_1)$$

Donc :

$$W_{12} = -nRT \ln(P_2/P_1)$$

- Pour une transformation isochore ($V = c^{ste}$)

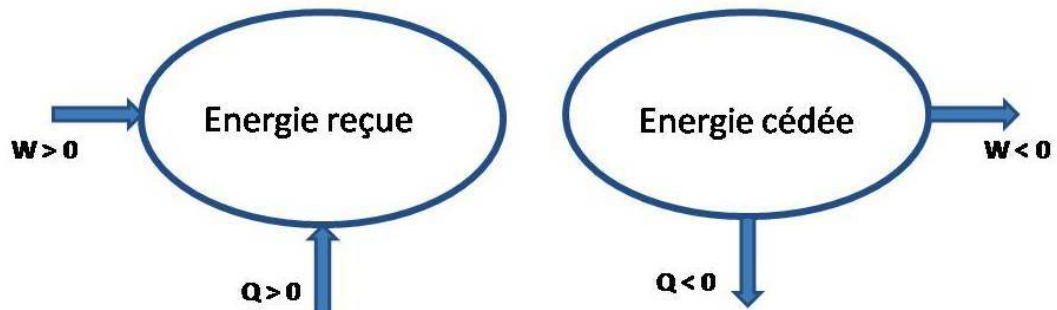
Pas de variation de volume, donc $dV = 0$

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

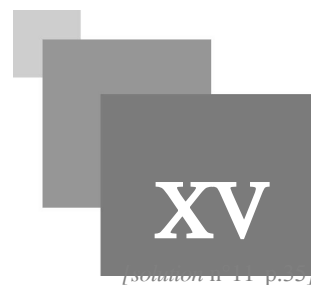
4.1. Convention du signe d'énergie

Les énergies (W , Q) reçues par le système sont > 0 (positives) et affectées de signe (+).

Les énergies (W , Q) cédées par le système sont < 0 (négatives) et affectées de signe (-).



Exercice



La température d'un système est liée à :

- au choc des molécules
- l'agitation des molécules
- l'énergie cinétique des molécules
- au travail et à la chaleur
- aucune réponse ne convient.

Exercice


XVI

A l'équilibre thermique, l'énergie interne (U) :

- C'est une énergie exprimée en Joule [J] ou en [cal].
- Elle a une valeur bien définie.
- Elle a une valeur non définie.
- C'est une fonction d'état (qui ne dépend que l'état thermodynamique initial et final).
- C'est une fonction d'état (dépend de l'état thermodynamique initial et final).

Exercice



Le travail est : (énergie mécanique) :

- une autre forme d'énergie
- est une énergie exprimé en [J] ou en [cal].
- Ce n'est pas une fonction d'état.
- C'est une fonction d'état.

Solutions des exercices

> Solution n°1

Exercice p. 13

Une transformation isochore est une transformation qui se fait (à) :

- pression constante
- intervalle de temps régulier
- sans échange d'énergie
- volume constant
- autre

> Solution n°2

Exercice p. 14

Une transformation adiabatique est une transformation qui se fait (à) :

- température constante
- intervalle de temps régulier
- sans échange de chaleur
- volume constant
- autre

> Solution n°3

Exercice p. 15

Un système fermé échange :

- du travail uniquement
- de la chaleur uniquement
- de la matière
- du travail et de la chaleur

autre

> **Solution n°4**

Exercice p. 16

Un système isolé échange :

- du travail uniquement
- de la chaleur uniquement
- de la matière
- du travail et de la chaleur
- aucun échange possible.

> **Solution n°5**

Exercice p. 17

Une fonction d'état est une fonction caractérisé par :

- son intégration dépend du chemin.
- son intégration ne dépend pas du chemin
- c'est une différentielle exacte
- ce n'est pas une différentielle exacte
- aucun réponse valable

> **Solution n°6**

Exercice p. 18

Les variables extensives sont :

- La masse
- Le volume
- La masse volumique
- Le volumemassique
- La température.

> **Solution n°7**

Exercice p. 19

Les variables intensives sont :

- La température.
- La pression
- La masse
- Le volume
- La masse volumique.

> **Solution n°8**

Exercice p. 20

Un gaz est dit parfait si :

- c'est un gaz rare
- les molécules sont ponctuelles
- les molécules sont monoatomiques
- il n'y a pas d'interaction entre les molécules
- aucune réponse ne convient.

> **Solution n°9**

Exercice p. 21

La loi des gaz parfaits s'énonce ainsi:

- $PT = nRT$
- $VT = nRT$
- $PV = nRT$
- $PR = nVT$

> **Solution n°10**

Exercice p. 22

L'unité de la constante des gaz parfaits R est:

- $\text{Joule} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\text{Joule} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- $\text{Joule} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1}$
- $\text{Joule}^{-1} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1}$

> **Solution n°11**

Exercice p. 30

La température d'un système est liée à :

- au choc des molécules
- l'agitation des molécules
- l'énergie cinétique des molécules
- au travail et à la chaleur
- aucune réponse ne convient.

> **Solution n°12**

Exercice p. 31

A l'équilibre thermique, l'énergie interne (U) :

- C'est une énergie exprimée en Joule [J] ou en [cal].
- Elle a une valeur bien définie.
- Elle a une valeur non définie.
- C'est une fonction d'état (qui ne dépend que l'état thermodynamique initial et final).
- C'est une fonction d'état (dépend de l'état thermodynamique initial et final).

> **Solution n°13**

Exercice p. 32

Le travail est : (énergie mécanique) :

- une autre forme d'énergie
- est une énergie exprimé en [J] ou en [cal].
- Ce n'est pas une fonction d'état.
- C'est une fonction d'état.

Bibliographie

C. COULON, S. LE BOITEUX et P. SEGONDS THERMODYNAMIQUE PHYSIQUE Cours et exercices avec solutions Edition DUNOD

H.B. Callen THERMODYNAMICS, Cours , Edition John Wiley and Sons, 1960

R. CLERAC, C. COULON, P. GOYER, S. LE BOITEUX et C. RIVENC THERMODYNAMICS, Cours et travaux dirigés de thermodynamique Université Bordeaux 1, 2003