



Manipulation N° 1

Thermodynamique : Chaleur Spécifique

1- Introduction:

La thermodynamique est la science qui étudie les échanges d'énergie. On l'utilise autant en physique qu'en chimie ou en biologie, en s'appuyant notamment sur des outils mathématiques. Elle nous permet de comprendre et de prévoir les variations d'énergie entre différents systèmes en interaction grâce à des principes fondamentaux. Les applications de la thermodynamique sont nombreuses. On peut citer entre autres les machines thermiques (moteurs de voitures, réfrigérateurs, pompes à chaleur).

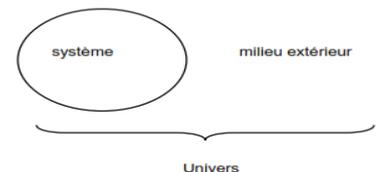
2- But du travail :

- 1- Détermination de la Capacité calorifique du calorimètre.
- 2- Détermination de la chaleur massique d'un métal.

3- Partie théorique :

3-1 . Système thermodynamique:

L'ensemble d'objets ou 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**.



3-2 . Description du système:

- a) **Paramètres d'état** : L'état d'un système est décrit par la connaissance d'un petit nombre de grandeurs macroscopiques appelées paramètres d'état (T, V, P, n, \dots).
- b) **Paramètres intensifs et extensifs** :
 - Un paramètre extensif est proportionnelle à la quantité de la matière (Exemple : Volume, Masse, Nbr mole, Charge électrique).
 - Un paramètre intensif est défini en chaque point d'un système et est indépendant de la quantité de matière (Exemple : Température, Pression).
- c) **Phase d'un système** : Système dont l'aspect est le même en tout point on distingue les phases : liquide (L), gaz (G) et solide (S).
- d) **Transformation possibles entre le système et le milieu extérieur** :
 - Différents type de transferts :
 - Transfert d'énergie sous forme de chaleur (Q) ou sous forme de travail mécanique noté (W), s'expriment en joule (J).
 - Transfert de matière .



- Différents types du système: Selon la nature de la frontière entre le système et le milieu extérieur, on distingue différents systèmes :

Système	Nature de transformation		Exemple
	L'énergie	Matière	
système fermé	Oui	Non	lampe
système isolé	Non	Non	thermos
système ouvert	Oui	Oui	cellule vivante

3-3 . Transformation adiabatique:

Le mot adiabatique vient du grec (adiabatos : qui ne peut être traversé). Une transformation est dite adiabatique si elle est effectuée sans qu'aucun transfert thermique n'intervienne entre le système et le milieu extérieur ($\delta Q=0$) sachant que selon le premier principe de thermodynamique:

$$dU = \delta Q + \delta W \dots \dots \dots (1)$$

dU : représente la variation d'énergie interne .

δQ : le transfert thermique élémentaire sur la transformation .

δW : le travail élémentaire des forces agissant sur le système durant la transformation.

3-4 . Capacité calorifique d'un Calorimeter:

L'instrument d'étude utilisé est un calorimètre. Les mesures calorimétriques étant basées sur des échanges thermiques entre sous-systèmes dans le calorimètre; on va prendre aussi en compte les échanges thermiques entre ce que contient le calorimètre et le calorimètre (c'est le rôle de m); mais on négligera les échanges parasites entre le calorimètre et le milieu extérieur.

Donc, on considère l'ensemble {calorimètre + son contenu} comme isolé.

On ramène le calorimètre et ses accessoires à un équivalent (thermique) d'une certaine masse m d'eau. Donc la capacité calorifique du calorimètre s'écrit :

$C = m.c_e$ avec m la valeur en eau du calorimètre. C s'exprime en $J.K^{-1}$; m en kg.

c_e : est la capacité calorifique massique de l'eau liquide : $c_e = 4180 J.kg^{-1}.K^{-1}$.

3-5 . Quantité de Chaleur:

- La chaleur est un transfert d'énergie qui à une différence de température entre deux corps. la chaleur Q nécessaire pour faire varier de ΔT la température d'une masse m .
- La chaleur spécifique ou massique d'un corps « c » ($J.Kg^{-1}.K^{-1}$) ou ($Cal. Kg^{-1}.K^{-1}$) est la quantité de chaleur qu'il faut fournir (ou prendre) à l'unité de masse de ce corps pour que sa température s'élève de $1^\circ C$.

$$Q = m.c \Delta T = C. \Delta T \dots \dots \dots (2) \quad (\Delta T = T_f - T_i)$$

C : capacité calorifique du corps (J/K) ou (cal/K).

m : masse du corps.

c : chaleur spécifique.

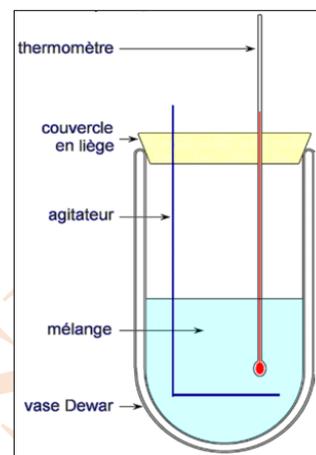
3-6 . Le calorimètre adiabatique:

Le calorimètre est comme une bouteille "Thermos", Le calorimètre est un système thermodynamique isolé qui n'échange aucune énergie avec le milieu extérieur (ni travail, ni chaleur). Sa paroi est indéformable et adiabatique. Donc $W=0$ et $Q=0$. Cependant il y a des transferts de chaleur entre les différentes parties du calorimètre: constituants étudiés, accessoires, paroi.... Comme il n'y a aucun échange de chaleur avec l'extérieur, cela implique que la somme des chaleurs échangées Q_i au sein du calorimètre est nulle: $\sum Q_i = 0$.

Exemple de Compréhension: détermination de la température d'équilibre d'un mélange de constituants introduits à différentes températures

Considérons un système calorimétrique constitué de i corps définis par leur masse m_i , leur capacité calorifique C_i et leur température initiale avant mélange T_i . La chaleur mise en jeu par chaque corps pour atteindre l'équilibre de température T_e , s'il n'y a pas de changement d'état ni de réaction chimique, est donnée par la relation : $Q = m \cdot c \cdot \Delta T = C \cdot \Delta T$.

Appliquons la relation de calorimétrie $\sum Q_i = 0$.



3-7 Chaleur en l'eau:

Les mesures calorimétriques étant basées sur des échanges thermiques entre sous-systèmes dans le calorimètre, il faut prendre aussi en compte les échanges thermiques entre ce que contient le calorimètre et le calorimètre.

c'est le rôle de « μ » que l'on appelle la valeur en eau du calorimètre. On considère qu'en ce qui concerne les échanges thermiques, le calorimètre et ses accessoires sont équivalents à une masse d'eau « μ ».

Ainsi on peut écrire la capacité calorifique du calorimètre comme : $C_{cal} = \mu \times c_e$

$$Q_{cal} = C_{cal} \cdot \Delta T = \mu \cdot c_e \cdot \Delta T.$$

C_{cal} : la capacité calorifique du calorimètre en Joule par Kelvin ($J \cdot K^{-1}$).

c_e : la capacité calorifique massique de l'eau liquide, soit $4180 J \cdot K^{-1} \cdot Kg^{-1}$.

μ : la masse équivalente en eau du calorimètre en kilogramme (kg).

Alors, la quantité de chaleur (système calorimètre + m_{eau}):

$$Q = Q_{eau} + Q_{cal} = m \cdot c \cdot \Delta T + \mu \cdot c_e \cdot \Delta T = (m + \mu) \cdot c_e \cdot \Delta T.$$



4- Partie Expérimentale :

1- Détermination de la Capacité calorifique du calorimètre (C_{cal}) :

- Dans le calorimètre, introduire $m_1=50$ g d'eau à la température **ambiante**. Noter la température d'équilibre T_1 (Eau + Calorimètre).
- Ajouter $m_2=50$ g d'eau tiède à la température T_2 ($25^\circ\text{C} < T_2 < 40^\circ\text{C}$). Noter T_2 .
- Noter la nouvelle température T_f (température minimale atteinte dans le calorimètre) (Eau a la Température T_1 + Calorimètre + Eau a la Température T_2).
- Déterminer (C_{cal}) La Capacité Calorifique d'un Calorimètre sachant que :
 - la quantité de chaleur Q_2 cédée par l'eau chaude est $Q_2 = m c_{eau} (T_f - T_2)$.
 - la quantité de chaleur Q_{cal} reçue par le calorimètre + Q_1 reçue par l'eau froide.
 $Q_{cal} + Q_1 = \mu c_{cal} (T_f - T_1) + m_1 c_{eau} (T_f - T_1) = (\mu + m_1) c_{eau} (T_f - T_1)$.
 - Et le système isolé permet d'écrire : $\sum Q = 0 \Rightarrow Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0$
- Détermination de μ (la masse équivalente en eau du calorimètre).

C_{cal} : la capacité calorifique du calorimètre en Joule par Kelvin (J.K^{-1}).

c_e : la capacité calorifique massique de l'eau liquide, soit $4180 \text{ J.K}^{-1}.\text{Kg}^{-1}$.

μ : la masse équivalente en eau du calorimètre en kilogramme (kg).

Q_1 : Quantité de Chaleur d'eau à la température T_1 .

Q_2 : Quantité de Chaleur d'eau à la température T_2 .

Q_{cal} : Quantité de Chaleur du Calorimètre.

2- Détermination de la chaleur massique d'un métal (c'):

- Chauffer $m_1=50$ g d'eau dans un erlenmeyer jusqu'à $T = 60^\circ\text{C}$.
- Mettre l'eau chauffée ($T = 60^\circ\text{C}$) dans le calorimètre. Noter la température T_1 . (Eau a la Température T + Calorimètre).
- Déterminer la masse m_2 du morceau de métal (deux clous de fer).
- Dans un Erlenmeyer mettre l'eau et plonge les deux clous de fer. Noter la température T_2 de métal.
- Immerger le morceau de métal dans l'eau du calorimètre. Surveiller la température et noter minimum atteint. Relever T_f à l'équilibre thermique.
- Déterminer la chaleur massique de métal (c') sachant que:
 - la quantité de chaleur Q_1 cédée par l'eau chaude, Q_{cal} cédée par le calorimètre.
 - La quantité de chaleur Q_2 reçue par le métal.
 - Et le système isolé permet d'écrire : $Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0$
- Si on utilise morceau de métal **Cuivre** au lieu de **Fer**, quelle sera la température finale commune T_f sachant que l'eau est chauffée à la même température.
 - Chaleur spécifique du Cuivre $c'' = 390 \text{ J/Kg.K}$.
 - Chaleur spécifique que de l'eau $c_e = 4180 \text{ J/kg.K}$.
 - Q_1 : Quantité de Chaleur d'eau à la température T_1 .
 - Q_2 : Quantité de Chaleur du métal à la température T_2 .
 - Q_{cal} : Quantité de Chaleur du Calorimètre.



1- Manipulation N :1

1-1. Détermination de la Capacité calorifique du calorimètre (C) :

($m_1 = \dots\dots\dots$, $m_2 = \dots\dots\dots$, $T_1 = \dots\dots\dots$, $T_2 = \dots\dots\dots$, $T_f = \dots\dots\dots$, $c_e = \dots\dots\dots$)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

1-2. Détermination de μ (la masse équivalente en eau du calorimètre) :

.....
.....

2- Manipulation N :2

2-1. Déterminer la chaleur massique de métal (c'):

($m_1 = \dots\dots\dots$, $m_2 = \dots\dots\dots$, $T_1 = \dots\dots\dots$, $T_2 = \dots\dots\dots$, $T_f = \dots\dots\dots$, $c_e = \dots\dots\dots$, $C_{cal} = \dots\dots\dots$)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

2-2. Détermination de T_f du Cuivre :

($m_1 = \dots\dots\dots$, $m_2 = \dots\dots\dots$, $T_1 = \dots\dots\dots$, $T_2 = \dots\dots\dots$, $c_e = \dots\dots\dots$, $c'' = \dots\dots\dots$)

.....
.....
.....
.....
.....
.....

Nom:.....
Nom:.....
Nom:.....
Groupe: