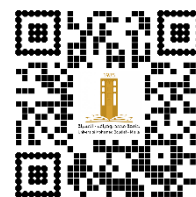




## MANIPULATION N°01

### Thermodynamique La capacité calorifique & La 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- Déterminer la chaleur massique d'un liquide (l'éthanol).
- 3- Détermination de la chaleur massique (spécifique) d'un métal.

#### 3- Partie théorique :

3-1 . **Système thermodynamique** : C'est le nom donné à la partie de l'espace que l'on étudie. On le sépare de l'extérieur par une paroi imaginaire, à travers laquelle se produisent des échanges entre le système et le **milieu extérieur**, l'ensemble du système et le milieu extérieur constitue **l'univers**.



#### 3-2 . Description du système :

- Paramètres d'état** : L'état d'un système est décrit par la connaissance d'une petit nombre de grandeurs macroscopiques appelées paramètres d'état ( $T, V, P, n, \dots$ ).
- 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 définir chaque point d'un système et est indépendant de la quantité de matière (Exemple : Température, Pression).
- 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).
- Transformations 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) et Transfer 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 .

$\delta Q$  : le transfert thermique élémentaire sur la transformation .

$\delta W$  : le travail élémentaire des forces agissant sur le système durant la transformation.

### 3-4 . Capacité calorifique d'un Calorimètre (C) :

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 (C)** s'écrit :

$$C = m \cdot c_e$$

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

$c_e$  : la chaleur spécifique ou 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 dû à une différence de température entre deux corps. La chaleur  $Q$  nécessaire pour faire varier de  $\Delta T$  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  $1^\circ C$ .

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

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

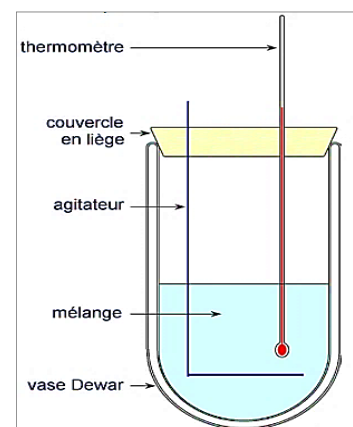
$m$  : masse du corps.

$c$  : 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 «  $\mu$  » 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 «  $\mu$  ».

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 ( $J.K^{-1}$ ).

$c_e$  : la chaleur spécifique ou massique de l'eau liquide, soit  $4180 J.K^{-1}.Kg^{-1}$ .

$\mu$  : 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) :

- Dans le calorimètre, introduire une masse  $m_1=50$  g d'eau distillée à la température ambiante. Noter la température d'équilibre  $T_1$  (Eau + Calorimètre).
- Ajouter  $m_2=50$  g d'eau tiède à la température  $T_2$  ( $25^\circ C < T_2 < 40^\circ C$ ). Noter  $T_2$ .
- Noter la nouvelle température ( $T_f = T_{eq}$ ) (température minimale atteinte dans le calorimètre) (Eau a la Température  $T_1$  + Calorimètre + Eau a la Température  $T_2$ ).

d. Déterminer (C) La Capacité Calorifique d'un Calorimètre sachant que :

- la quantité de chaleur  $Q_2$  cédée par l'eau chaude est  $Q_2 = m_2 c_{eau} (T_f - T_2)$ .
- 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 : ( $\sum Q_i = 0$ )  $\Rightarrow Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0$

e. Détermination de  $\mu$  (la masse équivalente en eau du calorimètre).

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

$c_e$  : la chaleur spécifique ou massique de l'eau liquide, soit  $4180 J.K^{-1}.Kg^{-1}$ .

$\mu$  : la masse équivalente en eau du calorimètre en kilogramme (kg).

## 2- Détermination de la chaleur massique de l'éthanol ( $c_{\text{éthanol}}$ ) :

- Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire un volume  $V_1=50\text{mL}$  d'éthanol. Attendre l'équilibre thermique et noter la température ( $T_1$ ), c'est la température initiale de l'éthanol.
- Chauffer, dans un bécher, une masse  $m_2= 50\text{ g d'eau distillée}$ , puis mesurer sa température ( $T_2$ ) (Remarque :  $65\text{ }^\circ\text{C} < T_2 < 70\text{ }^\circ\text{C}$ ).
- Verser l'eau chaude dans le calorimètre. (Cette étape doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau.).
- Agiter et noter la température finale du mélange à d'équilibre thermique ( $T_f = T_{\text{eq}}$ ).
- Calculer la chaleur massique de l'éthanol ( $c_{\text{éthanol}}$ ) sachant que :
  - La quantité de chaleur  $Q_{\text{EtOH}}$  reçue par l'éthanol,  $Q_{\text{cal}}$  reçue par le calorimètre.
  - La quantité de chaleur  $Q_{\text{Eau}}$  cédée par l'eau chaude.
  - En appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique : ( $\Sigma Q_i = 0$ )
- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur massique de l'éthanol avec la valeur théorique.

$\rho_{\text{éthanol}}$  : Masse volumique de l'éthanol :  $\rho = 0,79\text{ g.cm}^{-3}$

$c_{\text{éthanol}}$  : la chaleur massique de l'éthanol  $c = 2438\text{ J/Kg.K}$ .

$c_e$  : la chaleur massique de l'eau :  $c_e = 4180\text{ J/kg.K}$ .

## 3- Détermination de la chaleur massique d'un métal ( $c_{\text{cuivre}}$ ) :

- Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire une masse  $m_1=50\text{g}$  d'eau distillée à la température ambiante. Noter la température ( $T_1$ ), ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Peser une  $m_2 \approx 20\text{ g}$  d'un morceau de cuivre, Noter  $m_2$ .
- Chauffer le métal en le mettant dans un bain d'eau bouillante ( $\approx 80^\circ\text{C}$ ).
- Au bout d'environ 2 minutes dans l'eau bouillante, noter la température de cette eau ( $T_2$ ), ça sera la température initiale du cuivre.
- Immerger rapidement le morceau de cuivre dans l'eau du calorimètre.
- Agiter avec précaution le calorimètre et noter la température finale ( $T_f = T_{\text{eq}}$ ) du mélange à d'équilibre thermique.
- Calculer la chaleur massique de métal ( $c_{\text{cuivre}}$ ) sachant que :
  - La quantité de chaleur  $Q_{\text{Eau}}$  reçue par l'eau,  $Q_{\text{cal}}$  reçue par le calorimètre.
  - La quantité de chaleur  $Q_{\text{cuivre}}$  cédée par le métal.
  - En appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique : ( $\Sigma Q_i = 0$ )
- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur massique du cuivre avec la valeur théorique.

$c_{\text{cuivre}}$  : la chaleur spécifique ou massique du cuivre  $c = 385\text{ J/Kg.K}$ .

$c_e$  : la chaleur spécifique ou massique de l'eau  $c_e = 4180\text{ J/Kg}$ .

