

Département de Génie Mécanique – Université Badji Mokhtar  
Annaba

Cours « **Combustion** » pour les étudiants de **Master I -  
Énergétique**

Responsable du module: Dr **F. MECHIGHEL**

# Chapitre 2: Thermodynamique de la combustion (Suite)

## 2.3 Pouvoirs calorifiques (valeurs de chauffage) d'un combustible

Les **pouvoirs calorifiques** (appelés aussi **valeurs de chauffage**) d'un combustible sont couramment utilisées pour calculer la **quantité maximale de chaleur** qui peut être **générée** par la **combustion** avec de l'air dans des **conditions standard** de pression et température (STP) (c.-à-d.  $T_0 = 25 \text{ °C}$  et  $p_0 = 101,3 \text{ kPa}$ ). La **quantité de chaleur dégagée (générée)** par la **combustion** du carburant dépendra de la **phase de l'eau** dans les **produits**.

- Si l'eau est en phase **gazeuse** dans les **produits**, le **pouvoir calorifique total dégagé** est indiqué comme le **pouvoir calorifique inférieur «PCI»** ou la **valeur calorifique inférieure «LHV»**.
- Lorsque la **vapeur d'eau** est **condensée** en liquide, une **énergie supplémentaire** (égale à la **chaleur latente de vaporisation**) peut être extraite et **l'énergie totale libérée** est appelée le **pouvoir calorifique supérieur «PCS»** ou la **valeur calorifique supérieure «HHV»**.

La valeur du **PCI** peut être calculée à partir de celle du **PCS** en soustrayant la **quantité d'énergie libérée** lors du **changement de phase** de l'eau de la vapeur au liquide telle que:

$$PCI = PCS - \frac{N_{H_2O,P} \mathcal{M}_{H_2O} [h_{f-g}]}{N_{carburant} \mathcal{M}_{carburant}} \quad (\text{en kJ/kg ou bien MJ/kg}) \quad (2.22)$$

où  $N_{H_2O,P}$  est le nombre de moles d'eau dans les produits. La **chaleur latente** de l'eau dans les conditions STP est  $h_{f-g} = 2,44 \text{ MJ/kg} = 43,92 \text{ MJ/kmole}$ . Dans la littérature, la **quantité positive PCI** (ou **LHV**) est souvent appelée **enthalpie** ou **chaleur de combustion** ( $Q_C$ ):

$$PCI = LHV = Q_C > 0$$

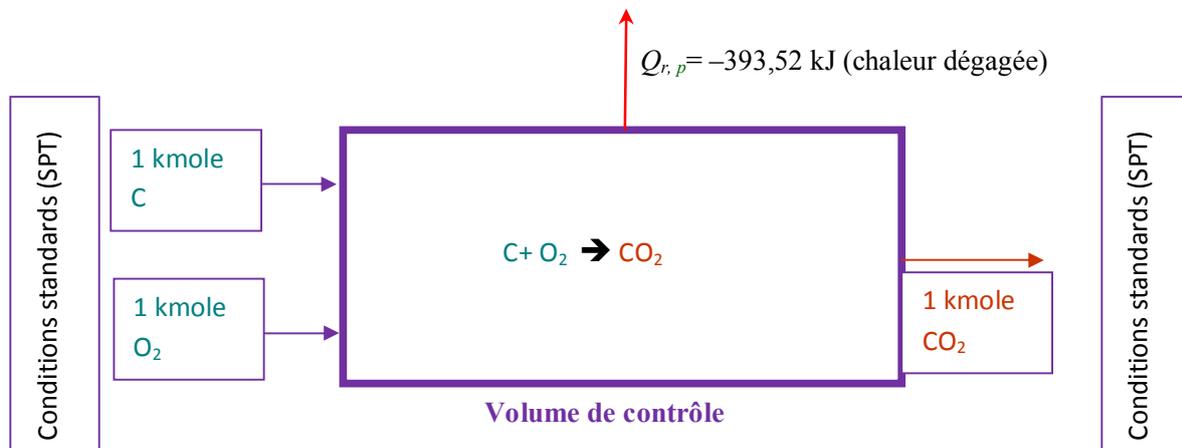
### 2.3.1 Détermination du PCS pour les processus de combustion à pression constante (réacteur à écoulement à pression constante)

Pour déterminer théoriquement les **valeurs de chauffage** (PCI et PCS) d'un combustible particulier, une analyse basée sur l'approche du **volume de contrôle** à **pression constante sans échange de travail** est généralement utilisée. Cette analyse (appelée **réacteur à écoulement à pression constante**) suppose que les **réactifs** avec 1 kmole de combustible entrent à l'entrée d'un volume de contrôle (CV) dans des conditions standard de pression et de température (SPT) et que les **produits** sortent à la sortie de CV sous les mêmes conditions (SPT) (**Fig. 2.1**). En effet, **une quantité maximale de chaleur** peut être extraite de cette réaction lorsque les **produits** ont été **refroidis** à la **température d'entrée** ( $T_0$ ) et que l'eau a été **condensée**. Si les **enthalpies totales** respectives des produits et réactifs sont désignées par  $H_P$  et  $H_R$ , **l'équation de conservation de l'énergie** pour un **réacteur à écoulement à pression constante** donne :

$$-Q_{r,p} = H_R - H_P = Q_c \quad (Q_{r,p} < 0) \quad (2.23)$$

où l'indice  $p$  indique que la valeur a été calculée à **pression constante**.

La valeur négative de  $Q_{r,p}$  ( $Q_{r,p} < 0$ ) (dans l'équation (2.23)) indique que le transfert de chaleur s'effectue du système (CV) vers le milieu externe (environnement). Il en résulte de ce qui précède que le **pouvoir calorifique** d'un combustible est la différence entre les **enthalpies** des **réactifs** et des **produits**. Néanmoins, dans les systèmes de combustion, l'évaluation des **enthalpies** n'est pas simple car les espèces qui entrent dans le système (CV) sont différentes de celles qui sortent en raison de réactions chimiques. Ainsi, la quantité  $Q_{r,p}$  est souvent appelée **enthalpie de réaction** ou **chaleur de réaction**. **L'enthalpie de réaction** est liée à **l'enthalpie de combustion** par :  $Q_{r,p} = -Q_C < 0$ .



**Fig. 2.1 :** Réacteur à écoulement à pression constante pour déterminer l'enthalpie de formation

### 2.3.1.1 Enthalpie standard de formation (chaleur de formation)

Dans les processus de combustion, les **réactifs** sont consommés pour former des **produits** et de **l'énergie est libérée**. Cette énergie provient d'un réarrangement des liaisons chimiques dans les réactifs pour former les produits. **L'enthalpie standard de formation** calcule l'énergie de liaison chimique d'une espèce chimique dans des conditions standard. Par conséquent, **l'enthalpie de formation** d'une substance peut être définie comme étant l'énergie nécessaire à la formation de cette substance à partir de ses éléments constitutifs dans les conditions standard ( $T_0 = 25\text{ °C}$  et  $p_0 = 1\text{ atm}$ ).

Dans la pratique, nous définissons **l'enthalpie molaire de formation**,  $\Delta \widehat{h}_i^0$ , qui est donnée par les unités de kJ/kmole ou MJ/kmole, et **l'enthalpie massique de formation**,  $\Delta h_i^0$ , qui a les unités de kJ/kg ou MJ/kg.

Les éléments sous leurs formes les plus stables, tels que **C** (graphite), **H<sub>2</sub>**, **O<sub>2</sub>** et **N<sub>2</sub>**, ont des **enthalpies de formation nulle**. Les enthalpies de formation des espèces chimiques couramment rencontrées dans la pratique sont données dans le **Tableau 2.2** ci-dessous.

**Tableau 2.2 :** Enthalpie de formation des espèces chimiques fréquemment rencontrées en pratique [1]

Espèce	$\Delta\hat{h}^0$ [MJ/kmole]	Espèce	$\Delta\hat{h}^0$ [MJ/kmole]
H2O (g)	-241,83	H	217,99
CO2	-393.52	N	472,79
CO	-110.53	NO	90,29
CH4	-74.87	NO2	33,10
C3H8	-104.71	O	249,19
C7H16 (g)	-224.23	OH	39,46
C8H18 (g)	-259.25	C(g)	715
CH3OH (g)	-201.54	C2H2	226,73
CH3OH (l)	-238.43	C2H4	52,28
C2H6O (g)	-235.12	C2H6	-84,68
C2H6O (l)	-277.02	C4H10	-126,15

### 2.3.1.2 Enthalpie (chaleur) sensible

Un **départ** des **conditions standard** s'accompagne d'un **changement d'enthalpie**. Pour les systèmes thermodynamiques **sans réactions chimiques**, le changement d'enthalpie d'un gaz **parfait** est décrit par **l'enthalpie sensible** :

$$\hat{h}_{s,i} = \int_{T_0}^T \hat{c}_p(T) dT \quad (2.24)$$

où l'indice  $i$  se réfère à l'espèce  $i$ , rappelez-vous que  $T_0$  désigne la température standard (25 °C), et le « ^ » indique que la quantité en question est une **quantité molaire**. Noter que **l'enthalpie sensible** de chaque espèce est **nulle** dans des conditions standard.

### 2.3.1.3 Enthalpie totale (absolue)

**L'enthalpie totale (globale)**, ou « enthalpie absolue »,  $h_i$ , est la somme de l'enthalpie sensible et de l'enthalpie de formation :

$$\hat{h}_i = \Delta\hat{h}_i^0 + \hat{h}_{si} \quad (2.25)$$

Et lorsqu'un **changement de phase** a eu lieu, l'enthalpie totale doit inclure la **chaleur latente** :

$$\widehat{h}_i = \Delta\widehat{h}_i^0 + \widehat{h}_{si} + \widehat{h}_{latent} \quad (2.26)$$

#### 2.3.1.4 Exemple : Méthode de calcul de l'enthalpie de formation

Une méthode pour déterminer l'enthalpie de la formation d'espèces consiste à étudier l'écoulement dans un réacteur à pression constante (voir Fig. 2.1).

Par exemple, **l'enthalpie de formation** de CO<sub>2</sub> est déterminée par la réaction de 1 kmole de graphite (C) avec 1 kmole d'O<sub>2</sub> à T<sub>0</sub> = 25 °C et à une pression constante de p<sub>0</sub> = 101,3 kPa. Le produit, 1 kmole de CO<sub>2</sub>, s'écoule de ce réacteur à 25 °C comme le montre la Fig. 2.1. Une **quantité de chaleur produite** dans la réaction est transférée à l'extérieur du système, donc **l'enthalpie de formation** de CO<sub>2</sub> est négative Δh<sub>CO<sub>2</sub></sub><sup>0</sup> = -393,52 MJ/kmole. Cela signifie que le CO<sub>2</sub> à 25 °C contient moins d'énergie que ses éléments constitutifs (c'est-à-dire C (graphite) et O<sub>2</sub>) qui ont une enthalpie de formation nulle (zéro).

Noter que l'enthalpie de formation n'est pas négative pour toutes les espèces chimiques. Par exemple, l'enthalpie de formation de NO est Δh<sub>NO</sub><sup>0</sup> = +90,29 MJ/kmole, indiquant (ce qui signifie) que l'énergie est nécessaire pour former le NO à partir de ses éléments, O<sub>2</sub> et N<sub>2</sub>. Pour la plupart des espèces instables ou "radicales", telles que O, H, N et CH<sub>3</sub>, l'enthalpie de formation est positive (voir Tableau 2.2).

#### 2.3.1.5 Évaluation de la chaleur de combustion d'un réacteur à pression constante

En utilisant **l'équation de conservation de l'énergie (2.23)**, nous pouvons maintenant évaluer les enthalpies des réactifs et des produits. En insérant leurs expressions dans l'enthalpie totale, nous avons :

$$\begin{aligned} -Q_{r,p} = H_{\mathbf{R}} - H_{\mathbf{P}} &= \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \left( \Delta\widehat{h}_{i,\mathbf{R}}^0 + \widehat{h}_{s i,\mathbf{R}} \right) - \sum_i N_{i,\mathbf{P}} \left( \Delta\widehat{h}_{i,\mathbf{P}}^0 + \widehat{h}_{s i,\mathbf{P}} \right) \\ &= \left[ \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \Delta\widehat{h}_{i,\mathbf{R}}^0 - \sum_i N_{i,\mathbf{P}} \Delta\widehat{h}_{i,\mathbf{P}}^0 \right] + \left[ \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \widehat{h}_{s i,\mathbf{R}} - \sum_i N_{i,\mathbf{P}} \widehat{h}_{s i,\mathbf{P}} \right] \end{aligned} \quad (2.27)$$

où  $N_i$  est le nombre de moles de l'espèce  $i$ . Les **enthalpies sensibles** des réactifs et produits courants se trouvent à **l'annexe 1**.<sup>1</sup> Lorsque les produits sont refroidis vers les mêmes conditions que les réactifs, la quantité de **transfert de chaleur** du réacteur à pression constante vers l'environnement est définie comme la **valeur calorifique**. Aux conditions standards, les termes **d'enthalpie sensible** disparaissent pour les réactifs et les produits et la génération de chaleur est :

$$-Q_{r,p}^0 = \left[ \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \Delta \widehat{h}_{i,\mathbf{R}}^0 - \sum_i N_{i,\mathbf{P}} \Delta \widehat{h}_{i,\mathbf{P}}^0 \right] \quad (2.28)$$

Généralement, un excès d'air est utilisé dans un tel test pour assurer une combustion complète. La quantité d'air en excès utilisée n'affectera pas  $-Q_{r,p}^0$  aux conditions standards (STP). Sauf si les mélanges de réactifs sont fortement dilués, l'eau dans les produits aux STP sera normalement liquide. En supposant que l'eau dans les produits est liquide, le **PCS** est déterminé :

$$PCS \equiv HHV = \frac{-Q_{r,p}^0}{N_{fuel} \mathcal{M}_{fuel}} = \frac{\left[ \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \Delta \widehat{h}_{i,\mathbf{R}}^0 - \sum_i N_{i,\mathbf{P}} \Delta \widehat{h}_{i,\mathbf{P}}^0 \right]}{N_{fuel} \mathcal{M}_{fuel}} \quad (2.29)$$

Le signe négatif devant  $Q_{r,p}^0$  garantit que **PCS** est positif.

### 2.3.2 Détermination du PCS pour les processus de combustion à volume constant (réacteur à écoulement à volume constant)

Un réacteur à écoulement à volume constant est plus pratique que le réacteur à écoulement à pression constante pour déterminer expérimentalement le **PCS** d'un combustible particulier. En effet, pour un système fermé, la conservation de l'énergie donne :

$$-Q_{r,v} = U_{\mathbf{R}} - U_{\mathbf{P}} \quad (\text{Aux conditions standards}) \quad (2.30)$$

En raison du processus de combustion, le même type de comptabilité doit être utilisé pour inclure la variation des énergies des liaisons chimiques. **L'énergie interne** sera évaluée en utilisant sa relation avec **l'enthalpie**. Noter que la relation qui relie les quantités massiques  $h$  et  $u$

<sup>1</sup> L'annexe 1 sera donnée dans un fichier ultérieurement

est :  $h = u + pv$  tandis que la relation correspondante (qui relie les quantités molaires  $\hat{h}$  et  $\hat{u}$ ) est :  $\hat{h} = \hat{u} + \hat{R}_u T$ . Dans les conditions standards ( $T = T_0 = 25 \text{ °C}$ ), **l'énergie interne totale** des **réactifs**,  $U_R$ , à l'intérieur du système fermé est :

$$U_R = H_R - PV = H_R - \sum_i N_{i,R} \hat{R}_u T_0$$

$$= \left[ \sum_i N_{i,R} \Delta \hat{h}_{i,R}^0 - \sum_i N_{i,R} \hat{R}_u T_0 \right] \quad (2.31)$$

Et **l'énergie interne totale** des **produits**,  $U_P$ , est évaluée de manière similaire :

$$U_P = H_P - PV = H_P - \sum_i N_{i,P} \hat{R}_u T_0$$

$$= \left[ \sum_i N_{i,P} \Delta \hat{h}_{i,P}^0 - \sum_i N_{i,P} \hat{R}_u T_0 \right] \quad (2.32)$$

En utilisant les relations de **l'énergie interne**, nous pouvons ré-exprimer la **chaleur dégagée** à volume constant en termes **d'enthalpies** telle que :

$$-Q_{r,v}^0 = U_R - U_P = \left[ \sum_i N_{i,R} \Delta \hat{h}_{i,R}^0 - \sum_i N_{i,R} \hat{R}_u T_0 \right] - \left[ \sum_i N_{i,P} \Delta \hat{h}_{i,P}^0 - \sum_i N_{i,P} \hat{R}_u T_0 \right]$$

$$= \left( \sum_i N_{i,R} \Delta \hat{h}_{i,R}^0 - \sum_i N_{i,P} \Delta \hat{h}_{i,P}^0 \right) + \left( \sum_i N_{i,P} \hat{R}_u T_0 - \sum_i N_{i,R} \hat{R}_u T_0 \right) \quad (2.33)$$

$$= \left( \sum_i N_{i,R} \Delta \hat{h}_{i,R}^0 - \sum_i N_{i,P} \Delta \hat{h}_{i,P}^0 \right) + \left( \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \right) \hat{R}_u T_0$$

$$= -Q_{r,p}^0 + \left( \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \right) \hat{R}_u T_0 = -Q_{r,p}^0 + \Delta N \hat{R}_u T_0$$

Par conséquent, le **PCS** pour les processus de combustion est calculé comme suit :

$$PCS \equiv HHV = \frac{-Q_{r,p}^0}{N_{fuel} \mathcal{M}_{fuel}} = \frac{-Q_{r,v}^0 - \left( \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \right) \hat{R}_u T_0}{N_{fuel} \mathcal{M}_{fuel}} = \frac{-Q_{r,v}^0 - \Delta N \hat{R}_u T_0}{N_{fuel} \mathcal{M}_{fuel}} \quad (2.34)$$

où  $N_{fuel}$  est le nombre de moles de combustible brûlé et  $M_{fuel}$  est la masse moléculaire (molaire) du combustible. Le signe négatif devant  $Q_{r,p}^0$  est de s'assurer que le PCS est positif. Pour un carburant général,  $C_\alpha H_\beta O_\gamma$ , la différence entre  $-Q_{r,v}^0$  et  $-Q_{r,p}^0$  est :

$$\left( \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \right) \widehat{R}_u T_0 = \Delta N \widehat{R}_u T_0 = \left( \frac{\beta}{4} + \frac{\gamma}{2} - 1 \right) \widehat{R}_u T_0 \quad (2.35)$$

Cette différence est généralement petite par rapport au PCS; donc normalement aucune distinction n'est faite entre la chaleur de réaction à pression constante ou volume constant.

$$-Q_{r,v}^0 \approx -Q_{r,p}^0 \quad (\text{Aux conditions standards}) \quad (2.36)$$

### 2.3.3 Détermination expérimentale du PCS : (Calorimètre)

Pour mesurer expérimentalement le **pouvoir calorifique** d'un combustible, le combustible et l'air sont souvent enfermés dans un récipient en acier antidéflagrant (voir Fig.2.2), dont le volume ne change pas lors d'une réaction. Le récipient est ensuite immergé dans de l'eau ou un autre liquide qui absorbe la chaleur de combustion. La capacité thermique du récipient plus le liquide est ensuite mesurée en utilisant la même technique que les autres calorimètres. Un tel instrument est appelé **calorimètre**.

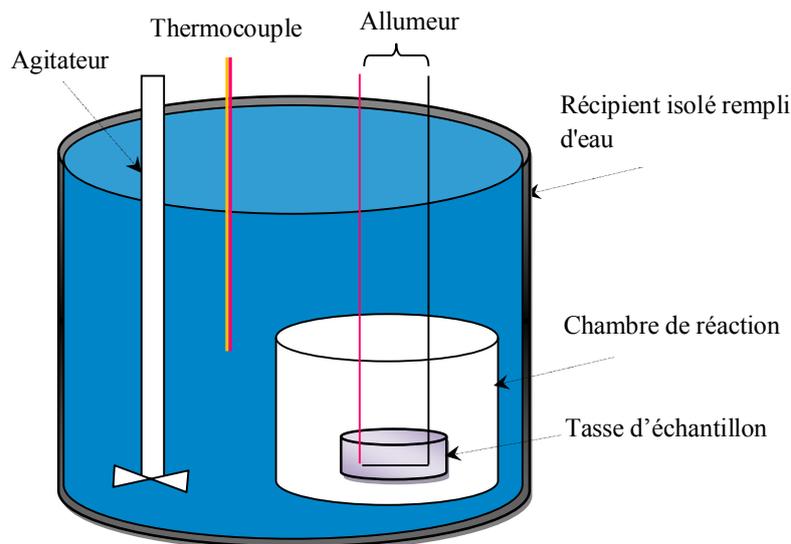


Figure 2.2 : Calorimètre ou instrument de mesure du pouvoir calorifique d'un combustible.

Une analyse à volume constant des données du **calorimètre** est utilisée pour déterminer le **pouvoir calorifique** d'un combustible particulier. Le carburant est brûlé avec suffisamment d'oxydant dans un système fermé. Le système fermé est refroidi par transfert de chaleur vers l'environnement de sorte que la température finale soit la même que la température initiale. Les conditions standard sont définies pour l'évaluation des **valeurs de chauffage**. La conservation de l'énergie :

$$U_{\mathbf{P}} - U_{\mathbf{R}} = +Q_{r,v}^0 \quad (2.37)$$

La température finale de l'eau étant proche de la température ambiante, l'eau des produits de combustion est généralement en phase liquide. Par conséquent, la mesure conduit au PCS à partir d'un processus de combustion à volume constant tel que décrit par l'équation (2.33) :

$$PCS \equiv HHV = \frac{-Q_{r,v}^0}{N_{fuel} M_{fuel}} = \frac{-Q_{r,v}^0 - \left( \sum_i N_{i,\mathbf{P}} - \sum_i N_{i,\mathbf{R}} \right) \widehat{R}_u T_0}{N_{fuel} M_{fuel}} = \frac{-Q_{r,v}^0 - \Delta N \widehat{R}_u T_0}{N_{fuel} M_{fuel}} \quad (2.38)$$

où  $N_{fuel}$  est le nombre de moles de combustible brûlé et  $M_{fuel}$  est le poids moléculaire (**masse molaire**) du combustible. Le signe négatif devant  $Q_{r,v}^0$  garantit que le PCS est positif. Dans un **calorimètre**, si la température finale des produits de combustion n'est plus élevée que de quelques degrés ( $<10$  °C) par rapport aux réactifs, l'erreur est négligeable. La quantité de transfert de chaleur est estimée par :

$$-Q_{r,v}^0 = \left( m_{acier} c_{p,acier} + m_{eau} c_{p,eau} \right) \Delta T \quad (2.39)$$

où  $\Delta T$  est le changement de température de l'eau et du récipient en acier.

Le **calorimètre** peut également mesurer l'enthalpie de formation d'une espèce chimique. Par exemple, pour déterminer l'enthalpie de formation de  $H_2O$ , nous commençons avec 1 mole de  $H_2$  et 0,5 mole d' $O_2$ . Ces espèces d'éléments n'ont aucune enthalpie de formation; par conséquent :

$$\sum_i N_{i,\mathbf{R}} \widehat{\Delta h}_{i,\mathbf{R}}^0 = 0 \quad (2.40)$$

Le seul produit est l'espèce d'intérêt, à savoir H<sub>2</sub>O. On peut donc écrire l'enthalpie de formation de H<sub>2</sub>O,  $\Delta\hat{h}_{i,P}^0$ , comme :

$$\Delta\hat{h}_{i,P}^0 = \frac{-Q_{r,v}^0 + \left[ \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \right] \hat{R}_u T_0}{N_{i,P}} = \frac{-Q_{r,v}^0 + [\Delta N] \hat{R}_u T_0}{N_{i,P}} \quad (2.41)$$

où

$$\Delta N = \sum_i N_{i,P} - \sum_i N_{i,R} \quad (2.42)$$

### 2.3.4 Valeurs représentatives du pouvoir calorifique supérieur PCS

Les **pouvoirs calorifiques supérieurs** de certains combustibles courants et moins courants sont tabulés dans le **Tableau 2.3** :

**Tableau 2.3:** Pouvoir calorifique supérieur (PCS) de quelques combustibles [1]

Combustible	MJ/kg	kJ/mole
Hydrogène	141,8	286
méthane	55,5	890
Ethane	51,9	1560
propane	50,35	2220
Butane	49,5	2877
Essence	47,3	5400
Diesel	44,8	4480
Méthanol	22,7	726
Éthanol	29,7	1368
Acétylène	49,9	1300
Hydrazine	19,4	622
Bois	15	300
Charbon	15-27	200-350
*PCS: indique que l'eau dans les produits est en phase liquide		

*2.3.5 Travaux dirigés TD (sur la section 2.3 : Pouvoirs calorifiques d'un combustible)*

**Voir série TD 2.3**

## TD 2.3

### Calcul de Pouvoirs calorifiques d'un combustible

#### Exercice 1 :

Un tableau de données thermodynamiques donne l'enthalpie de formation pour l'eau liquide égale à  $\Delta \widehat{h}_{H_2O(l)}^0 = -285,8$  kJ/mole. Un **calorimètre** brûlant 1 mole de H<sub>2</sub> avec O<sub>2</sub> mesure 282,0 kJ de transfert de chaleur hors du système (vers le milieu externe).

-Calculer l'erreur de mesure d'enthalpie.

#### Exercice 2 :

La chaleur dégagée par 1 mole de sucre dans une expérience de **calorimètre** (Fig. 2.2) est de 5648 kJ/mole.

-Calculer l'enthalpie de combustion par mole de sucre.

### Solution de l'exercice 1

Rappelons qu'un **calorimètre** est un instrument de mesure du **pouvoir calorifique** d'un combustible.

On commence par l'écriture de l'équation de combustion stœchiométrique



On a

$\Delta N =$  (Changement dans le nombre total de moles de gaz dans les produits et réactifs)

$$\Delta N = (N_{\text{gaz}})_{\text{Produits}} - (N_{\text{gaz}})_{\text{Réactifs}} = 0 - (1 + 0,5) = -1,5 \text{ mole}$$

$$\Delta N = -1.5 \text{ (Changement en moles de gaz dans le mélange)}$$

Nous appliquons l'approximation du gaz parfait au bilan énergétique avec,  $Q_{rxn,y}^0 = -282.0 \text{ kJ}$ ,

$$\begin{aligned} (\Delta \hat{h}_{\text{H}_2\text{O},\text{P}}^0)_{(l)} &= -Q_{r,y}^0 + \Delta N \hat{R}_u T_0 \\ &= -282,0 \text{ [kJ/mole]} \times 1 \text{ mole} + 5 - (1,5 \text{ mole}) \times 8,314 \text{ [J/mole K]} \times 298 \text{ [K]} \times 10^{-3} \\ &= -285,7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

L'erreur est  $(285,8 - 285,7) / 285,8 = 0,03\%$ .

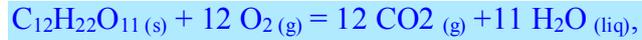
Dans ce cas, plus de chaleur est dégagée si la réaction est effectuée à pression constante, car le travail P-V ( $1.5 \hat{R}_u T_0$ ) dû à la compression de 1,5 mole de gaz dans les réactifs y contribuerait à  $\Delta \hat{h}_{\text{H}_2\text{O}(l)}^0$ . Cependant, cette différence ne représente qu'environ 1 à 2% de l'enthalpie de formation.

L'enthalpie de formation pour H<sub>2</sub>O gazeux est obtenue en ajoutant la chaleur latente :

$$\Delta \hat{h}_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}^0 = \Delta \hat{h}_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^0 + \hat{h}_{(f-g)} = -285,8 \text{ kJ / mole} + 43,92 \text{ kJ / mole} = -241,88 \text{ kJ / mole}$$

### Solution de l'exercice 2

L'équation de réaction chimique équilibrée est



On a

$\Delta N =$  (Changement dans le nombre total de moles de gaz dans les produits et réactifs)

$$\Delta N = (N_{\text{gaz}})_{\text{Produits}} - (N_{\text{gaz}})_{\text{Réactifs}} = 12 - (12) = 0 \text{ mole}$$

$\Delta N = 0$  (Changement en moles de gaz dans le mélange)

Le nombre total de moles de gaz étant constant (12) dans les produits et réactifs,  $\Delta N = 0$ . Par conséquent, le travail est nul et **l'enthalpie de combustion** est égale au transfert de chaleur (c'est-à-dire = -5648 kJ/mole).