

LES FONDAMENTAUX DE LA COMBUSTION

Introduction L'objectif de ce cours est d'étudier les systèmes impliquant des réactions chimiques. Comme la *combustion* des hydrocarbures se produit dans la plupart des dispositifs de production d'énergie, la combustion est considérée.

L'analyse thermodynamique des systèmes réactifs est avant tout une extension des principes introduits dans le cursus énergétique. Les concepts appliqués dans *la première partie* du cours traitant des principes fondamentaux de la combustion restent les mêmes: la conservation de la masse, la conservation de l'énergie et la deuxième loi de la thermodynamique. Il est cependant nécessaire de modifier les méthodes utilisées pour évaluer l'enthalpie spécifique, l'énergie interne et l'entropie, en tenant compte de l'évolution de la composition chimique. Seule la manière dont ces propriétés sont évaluées représente un écart par rapport à la pratique antérieure, car une fois les valeurs appropriées déterminées, elles sont utilisées comme dans les précédents cours dans les bilans d'énergie et d'entropie pour le système considéré. Dans *la deuxième partie* du cours, le concept d'exergie est présenté et étendu en introduisant l'exergie chimique.

Les principes développés dans ce cours permettent de déterminer la composition en équilibre d'un mélange de substances chimiques. Ce sujet est étudié dans des cours plus avancés et dépasse la portée de ceci. Le sujet de la dissociation est également différé jusque-là. La prédiction des vitesses de réaction n'entrant pas dans le cadre de la thermodynamique classique, le sujet de la cinétique chimique, qui traite des vitesses de réaction, n'est pas discuté dans ce texte.

A l'issue de ce cours, vous pourrez :

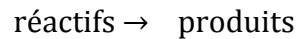
- ✓ définir la combustion complète, l'air théorique, l'enthalpie de formation et la température de la flamme adiabatique, et calculer les valeurs associées à chaque terme.
- ✓ développer des équations de réaction équilibrées pour la combustion des hydrocarbures.
- ✓ appliquer des bilans de masse, d'énergie et d'entropie aux systèmes fermés et contrôler les volumes impliquant des réactions chimiques.
- ✓ effectuer des analyses exergétiques, y compris l'exergie chimique et l'évaluation des efficacités exergétiques.

I Principes fondamentaux de la combustion

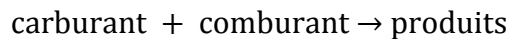
Lorsqu'une réaction chimique se produit, les liaisons dans les molécules **des réactifs** sont brisées, et les atomes et les électrons se réarrangent pour former **des produits**. Dans les réactions de combustion, l'oxydation rapide des éléments combustibles du carburant entraîne une libération d'énergie lorsque des produits de combustion sont formés. Les trois principaux éléments chimiques combustibles dans la plupart des carburants communs sont le carbone, l'hydrogène et le soufre. Le soufre est généralement un contributeur relativement peu important à l'énergie libérée, mais il peut être une cause importante de pollution et de problèmes de corrosion. La combustion est **complète** lorsque tout le carbone présent dans le

combustible est brûlé en dioxyde de carbone, tout l'hydrogène est brûlé en eau, tout le soufre est brûlé en dioxyde de soufre et tous les autres éléments combustibles sont entièrement oxydés. Lorsque ces conditions ne sont pas remplies, la combustion est *incomplète*.

Dans ce cours, nous traitons des réactions de combustion exprimées par les équations chimiques de la forme



ou



Lorsqu'il s'agit de réactions chimiques, il est nécessaire de se rappeler que la masse est conservée, de sorte que la masse des produits est égale à la masse des réactifs. La masse totale de chaque *élément* chimique doit être la même des deux côtés de l'équation, même si les éléments existent dans différents composés chimiques dans les réactifs et les produits. Cependant, le nombre de moles de produits peut différer du nombre de moles de réactifs.

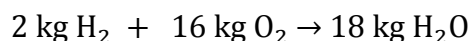
Exemple : Considérer la combustion complète de l'hydrogène avec de l'oxygène



Dans ce cas, les réactifs sont l'hydrogène et l'oxygène. L'hydrogène est le carburant et l'oxygène est l'oxydant. L'eau est le seul produit de la réaction. Les coefficients numériques dans l'équation, qui précèdent les symboles chimiques pour donner des quantités égales de chaque élément chimique des deux côtés de l'équation, sont appelés **coefficients stœchiométriques**. En mots, l'éq.{1} énonce que;



On note que le nombre total de moles dans les côtés gauche et droit de l'éq.{1} ne sont pas égaux. Cependant, comme la masse est conservée, la masse totale des réactifs doit être égale à la masse totale des produits. Puisque 1 kmol de H_2 équivaut à 2 kg, $\frac{1}{2}$ kmol de O_2 est égal à 16 kg, et 1 kmol de H_2O équivaut à 18 kg, l'équation 1 peut être interprété comme énonçant ;



Dans le reste de la présente section, on étudie la composition du carburant, de l'oxydant et des produits de combustion généralement présents dans les applications industrielles de la combustion.

I.1 Les carburants

Un *carburant* est simplement une substance combustible. Dans ce cours, l'accent est mis sur les hydrocarbures, qui contiennent de l'hydrogène et du carbone. Du soufre et d'autres substances chimiques peuvent également être présents. Les carburants hydrocarbonés peuvent exister sous forme de liquides, de gaz et de solides.

Les hydrocarbures liquides sont généralement dérivés du pétrole brut par des procédés de distillation et de craquage. Des exemples sont l'essence, le carburant diesel, le kérosène et d'autres types de fiouls. La plupart des combustibles liquides sont des mélanges d'hydrocarbures pour lesquels les compositions sont habituellement données en termes de

fractions massiques. Pour simplifier les calculs de combustion, l'essence est souvent modélisée comme l'octane C_8H_{18} , et le carburant diesel comme le dodécane $C_{12}H_{26}$.

Les combustibles hydrocarbonés gazeux sont obtenus à partir de puits de gaz naturel ou sont produits dans certains procédés chimiques. Le gaz naturel consiste normalement en plusieurs hydrocarbures différents, le principal constituant étant le méthane CH_4 . Les compositions de combustibles gazeux sont habituellement données en termes de fractions molaires. Les carburants hydrocarbonés gazeux et liquides peuvent être synthétisés à partir du charbon, des schistes bitumineux et des sables bitumineux.

Le charbon est un combustible solide familier. Sa composition varie considérablement avec l'endroit d'où il est extrait. Pour les calculs de combustion, la composition du charbon est généralement exprimée comme une analyse finale (ultime). L'**analyse ultime ou finale** donne la *composition en masse* en termes de quantités relatives d'éléments chimiques (carbone, soufre, hydrogène, azote, oxygène) et de cendres.

I.2 Modélisation de l'air de combustion

De l'oxygène est nécessaire dans chaque réaction de combustion. L'oxygène pur est utilisé uniquement dans des applications spéciales telles que la découpe et le soudage. Dans la plupart des applications de combustion, l'air fournit l'oxygène nécessaire. La composition d'un échantillon typique d'air sec est donnée au **tableau 1**. Pour les calculs de combustion de ce cours, cependant, le modèle suivant est utilisé pour la simplicité:

Tableau 1 : Composition approchée de l'air sec

Composant	Fraction molaire (%)
Azote	78.08
Oxygène	20.95
Argon	0.93
Dioxyde de carbone	0.03
Néon, hélium, méthane et autres	0.01

- Tous les composants de l'air sec autres que l'oxygène sont regroupés avec de l'azote. En conséquence, l'air est considéré comme 21% d'oxygène et 79% d'azote sur une base molaire. Avec cette idéalisation, le rapport molaire de l'azote à l'oxygène est de $0.79/0.21 = 3.76$. Lorsque l'air fournit l'oxygène dans une réaction de combustion, chaque mole d'oxygène s'accompagne donc de 3.76 moles d'azote.

- Nous supposons également que l'azote présent dans l'air de combustion ne subit pas de réaction chimique. Autrement dit, l'azote est considéré comme inerte. Cependant, l'azote dans les produits est à la même température que les autres produits. En conséquence, l'azote subit un changement d'état si les produits sont à une température autre que la température de l'air réactif. Si une température des produits suffisamment élevée est atteinte, l'azote peut former des composés tels que l'oxyde nitrique et le dioxyde d'azote. Même des traces d'oxydes d'azote apparaissant dans les gaz d'échappement des moteurs à combustion interne peuvent être une source de pollution de l'air.

PRENDRE NOTE...

Dans ce modèle, l'air est supposé ne contenir aucune vapeur d'eau. Lorsque l'air humide est impliqué dans la combustion, la vapeur d'eau présente est généralement considérée lors de l'écriture de l'équation de combustion.

Rapport air-carburant

Deux paramètres fréquemment utilisés pour quantifier les quantités de carburant et d'air dans un processus de combustion particulier sont le rapport air-carburant et son rapport réciproque, le rapport carburant-air. Le **rapport air-carburant** est simplement le rapport de la quantité d'air dans une réaction à la quantité de carburant. Le rapport peut être écrit sur une base molaire (moles d'air divisé par moles de carburant) ou sur une base de masse (masse d'air divisée par la masse de carburant). La conversion entre ces valeurs est accomplie en utilisant les poids moléculaires de l'air M_{air} , et le carburant M_{fuel} ,

$$\frac{\text{masse d'air}}{\text{masse de carburant}} = \frac{\text{moles d'air} \times M_{air}}{\text{moles de carburant} \times M_{fuel}}$$

$$= \frac{\text{moles d'air}}{\text{moles de carburant}} \left(\frac{M_{air}}{M_{fuel}} \right)$$

ou

$$AF = \overline{AF} \left(\frac{M_{air}}{M_{fuel}} \right) \quad \{2\}$$

où \overline{AF} est le rapport air-fuel sur une base molaire et AF est le rapport sur une base massique. Pour les calculs de combustion de ce cours, le poids moléculaire de l'air est pris comme 28.97. Le **tableau 2** fournit les poids moléculaires de plusieurs hydrocarbures importants. Puisque AF est un rapport, il a la même valeur si les quantités d'air et de carburant sont exprimées en unités *SI* ou en unités anglaises.

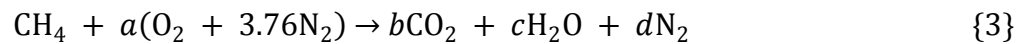
Tableau 2 : Poids atomiques ou moléculaires et propriétés critiques de quelques éléments et composés

Substance	Chemical Formula	M (kg/kmol)	T_c (K)	p_c (bar)	$Z_c = \frac{p_c v_c}{RT_c}$
Acetylene	C_2H_2	26.04	309	62.8	0.274
Air (equivalent)	—	28.97	133	37.7	0.284
Ammonia	NH_3	17.03	406	112.8	0.242
Argon	Ar	39.94	151	48.6	0.290
Benzene	C_6H_6	78.11	563	49.3	0.274
Butane	C_4H_{10}	58.12	425	38.0	0.274
Carbon	C	12.01	—	—	—
Carbon dioxide	CO_2	44.01	304	73.9	0.276
Carbon monoxide	CO	28.01	133	35.0	0.294
Copper	Cu	63.54	—	—	—
Ethane	C_2H_6	30.07	305	48.8	0.285
Ethanol	C_2H_5OH	46.07	516	63.8	0.249
Ethylene	C_2H_4	28.05	283	51.2	0.270
Helium	He	4.003	5.2	2.3	0.300
Hydrogen	H_2	2.016	33.2	13.0	0.304
Methane	CH_4	16.04	191	46.4	0.290
Methanol	CH_3OH	32.04	513	79.5	0.220
Nitrogen	N_2	28.01	126	33.9	0.291
Octane	C_8H_{18}	114.22	569	24.9	0.258
Oxygen	O_2	32.00	154	50.5	0.290
Propane	C_3H_8	44.09	370	42.7	0.276
Propylene	C_3H_6	42.08	365	46.2	0.276
Refrigerant 12	CCl_2F_2	120.92	385	41.2	0.278
Refrigerant 22	$CHClF_2$	86.48	369	49.8	0.267
Refrigerant 134a	CF_3CH_2F	102.03	374	40.7	0.260
Sulfur dioxide	SO_2	64.06	431	78.7	0.268
Water	H_2O	18.02	647.3	220.9	0.233

Air théorique

La quantité minimale d'air qui fournit suffisamment d'oxygène pour la combustion complète de tout le carbone, l'hydrogène et le soufre présents dans le carburant est appelée la **quantité d'air théorique**. Pour une combustion complète avec la quantité d'air théorique, les produits sont constitués de dioxyde de carbone, d'eau, de dioxyde de soufre, de l'azote qui accompagne l'oxygène dans l'air et de tout azote contenu dans le combustible. Aucun oxygène libre n'apparaît dans les produits.

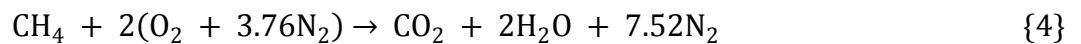
Exemple : On va déterminer la quantité d'air théorique pour la combustion complète du méthane. Pour cette réaction, les produits ne contiennent que du dioxyde de carbone, de l'eau et de l'azote. La réaction est



où a, b, c et d représentent le nombre de moles d'oxygène, de dioxyde de carbone, d'eau et d'azote. En écrivant le côté gauche de l'Eq. 3, 3.76 moles d'azote sont considérées comme accompagnant chaque mole d'oxygène. L'application du principe de la conservation de la masse au carbone, à l'hydrogène, à l'oxygène et à l'azote, respectivement, donne quatre équations pour les quatre inconnues:

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad b = 1 \\ \text{H:} & \quad 2c = 4 \\ \text{O:} & \quad 2b + c = 2a \\ \text{N:} & \quad d = 3.76a \end{aligned}$$

En résolvant ce système d'équations, la réaction chimique *équilibrée* est

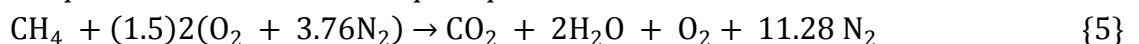


Le coefficient 2 avant le terme $(\text{O}_2 + 3.76\text{N}_2)$ dans l'éq.{4} est le nombre de moles d'oxygène dans l'air de combustion, par mole de combustible, et *non* la quantité d'air. La quantité d'air de combustion est de 2 moles d'oxygène *plus* 2×3.76 moles d'azote, donnant un total de 9.52 moles d'air par mole de combustible. Ainsi, pour la réaction donnée par l'équation 4 le rapport air-carburant sur une base molaire est de 9.52. Pour calculer le rapport air-fuel en masse, on utilise l'éq.{2} pour écrire

$$AF = \overline{AF} \left(\frac{M_{air}}{M_{fuel}} \right) = 9.52 \left(\frac{28.97}{16.04} \right) = 17.19$$

Normalement, la quantité d'air fournie est supérieure ou inférieure à la quantité théorique. La quantité d'air réellement fournie est communément exprimée en termes de **pourcentage d'air théorique**. Par exemple, 150% de l'air théorique signifie que l'air réellement fourni est 1.5 fois la quantité d'air théorique. La quantité d'air fournie peut être exprimée alternativement en **pourcentage d'excès d'air** ou en *pourcentage de déficience* d'air. Ainsi, 150% de l'air théorique équivaut à 50% d'excès d'air, et 80% de l'air théorique est identique à une déficience en air de 20%.

Exemple : On considère la combustion *complète* du méthane avec 150% d'air théorique (50% d'excès d'air). L'équation de réaction chimique équilibrée est



Dans cette équation, la quantité d'air par mole de carburant est 1.5 fois la quantité théorique déterminée par l'éq.{4}. En conséquence, le rapport air-fuel est égal à 1.5 fois le rapport air-fuel

déterminé pour l'éq.{4}. Puisque la combustion complète est supposée, les produits ne contiennent que du dioxyde de carbone, de l'eau, de l'azote et de l'oxygène. L'excès d'air fourni apparaît dans les produits sous forme d'oxygène non combiné et d'une plus grande quantité d'azote que dans l'éq.{4} basée sur la quantité d'air théorique.

Le **rapport d'équivalence** est le rapport entre le rapport air-carburant réel et le rapport air-carburant pour une combustion complète avec la quantité d'air théorique. On dit que les réactifs forment un mélange *pauvre* lorsque le rapport d'équivalence est inférieur à l'unité. Lorsque le rapport est supérieur à l'unité, on dit que les réactifs forment un mélange *riche*.

Dans l'**exemple 1**, nous utilisons la conservation de la masse pour obtenir des réactions chimiques équilibrées. Le rapport air-fuel pour chacune des réactions est également calculé.

Exemple 1:

Détermination du rapport air-fuel pour une combustion complète de l'octane

Déterminer le rapport air-carburant sur une base molaire et massique pour la combustion complète de l'octane C_8H_{18} , avec **(a)** la quantité d'air théorique, **(b)** 150% d'air théorique (50% d'excès d'air).

Solution :

Données: Octane C_8H_{18} , est brûlé complètement avec (a) la quantité d'air théorique, (b) 150% d'air théorique.

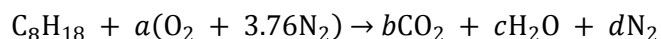
Trouver: Déterminer le rapport air-fuel sur une base molaire et une base de masse.

Modèle adopté:

1. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote.
2. L'azote est inerte.
3. La combustion est complète.

Analyse:

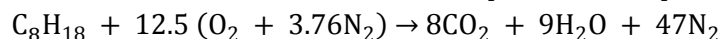
(a) Pour la combustion complète de C_8H_{18} avec la quantité d'air théorique, les produits contiennent uniquement du dioxyde de carbone, de l'eau et de l'azote. Donc,



L'application du principe de conservation de la masse au carbone, à l'hydrogène, à l'oxygène et à l'azote donne

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad b = 8 \\ \text{H:} & \quad 2c = 18 \\ \text{O:} & \quad 2b + c = 2a \\ \text{N:} & \quad d = 3.76a \end{aligned}$$

En résolvant ces équations, $a = 12.5$, $b = 8$, $c = 9$, $d = 47$. L'équation chimique équilibrée est



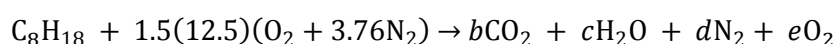
Le rapport air-fuel sur une base molaire est

$$\overline{AF} = \frac{12.5 + 12.5(3.76)}{1} = \frac{12.5(4.76)}{1} = 59.5 \frac{\text{kmol(air)}}{\text{kmol(carburant)}}$$

Le rapport air-fuel sur une base massique est

$$AF = \left[59.5 \frac{\text{kmol(air)}}{\text{kmol(carburant)}} \right] \left[\frac{28.97 \frac{\text{kg(air)}}{\text{kmol(air)}}}{114.22 \frac{\text{kg(carburant)}}{\text{kmol(carburant)}}} \right] = 15.1 \frac{\text{kg(air)}}{\text{kg(carburant)}}$$

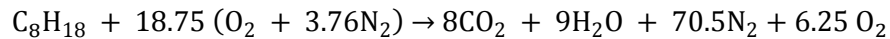
(b) Pour 150% d'air théorique, l'équation de la réaction chimique pour une combustion complète prend la forme



Appliquons la conservation de la masse

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad b = 8 \\ \text{H:} & \quad 2c = 18 \\ \text{O:} & \quad 2b + c + 2e = (1.5)(12.5)(2) \\ \text{N:} & \quad d = (1.5)(12.5)(3.76) \end{aligned}$$

En résolvant ce système d'équations, $b = 8$, $c = 9$, $d = 70.5$, $e = 6.25$, donnant une équation chimique équilibrée



Le rapport air-fuel sur une base molaire est

$$\overline{AF} = \frac{18.75(4.76)}{1} = 89.25 \frac{\text{kmol(air)}}{\text{kmol(carburant)}}$$

Sur une base de masse, ce rapport est 22.6 kg (air)/kg (fuel) comme on pourra le vérifier.

Lorsque la combustion complète se produit avec un excès d'air, de l'oxygène apparaît dans les produits, en plus du dioxyde de carbone, de l'eau et de l'azote.

Teste : Pour la condition de la partie **(b)**, déterminer le *rapport d'équivalence*. (Rép. 0.67.)

I.3 Détermination des produits de la combustion

Dans chacune des illustrations données ci-dessus, une combustion complète est supposée. Pour un combustible à base d'hydrocarbures, cela signifie que les seuls produits autorisés sont CO_2 , H_2O et N_2 , avec de l' O_2 également présent lorsque l'excès d'air est existant. Si le combustible est spécifié et que la combustion est complète, les quantités respectives des produits peuvent être déterminées en appliquant le principe de conservation de la masse à l'équation chimique. La procédure d'obtention de l'équation de réaction équilibrée d'une réaction *réelle* où la combustion est incomplète n'est pas toujours aussi simple.

La combustion est le résultat d'une série de réactions chimiques très compliquées et rapides, et les produits formés dépendent de nombreux facteurs. Lorsque le carburant est brûlé dans le cylindre d'un moteur à combustion interne, les produits de la réaction varient avec la température et la pression dans le cylindre. Dans les équipements de combustion de toutes sortes, le degré de mélange du combustible et de l'air est un facteur déterminant dans les réactions qui se produisent une fois le mélange fuel-air est enflammé. Bien que la quantité d'air fournie dans un processus de combustion réel puisse dépasser la quantité théorique, il n'est pas rare que du monoxyde de carbone (CO) et de l'oxygène imbrûlé (O_2) apparaissent dans les produits. Cela peut être dû à un mélange incomplet, à un temps insuffisant pour une combustion complète et à d'autres facteurs. Lorsque la quantité d'air fournie est inférieure à la quantité d'air théorique, les produits peuvent inclure du CO_2 et du CO , et il peut également y avoir du carburant non brûlé dans les produits. Contrairement aux cas de combustions complètes considérés ci-dessus, les produits de combustion d'un processus de combustion réel et leurs quantités relatives ne peuvent être déterminés que par *mesure*.

L'analyseur Orsat, le chromatographe en phase gazeuse, l'analyseur infrarouge et le détecteur à ionisation de flamme sont parmi les dispositifs permettant de mesurer la composition des produits de combustion. Les données de ces dispositifs peuvent être utilisées pour déterminer les fractions molaires des produits gazeux de combustion. Les analyses sont

souvent rapportées sur une base "sèche". Dans une **analyse de produit sec**, les fractions molaires sont données pour tous les produits gazeux à l'exception de la vapeur d'eau. Dans les **exemples 2 et 3**, nous montrons comment les analyses des produits de combustion sur une base sèche peuvent être utilisées pour déterminer les équations de réaction chimique équilibrées.

Puisque l'eau est formée lorsque les combustibles hydrocarbonés sont brûlés, la fraction molaire de la vapeur d'eau dans les produits gazeux de combustion peut être significative. Si les produits gazeux de combustion sont refroidis à une pression de mélange constante, la *température du point de rosée* est atteinte lorsque la vapeur d'eau commence à se condenser. Étant donné que l'eau déposée sur les conduits, les silencieux et d'autres pièces métalliques peuvent causer de la corrosion, il est important de connaître la température du point de rosée. La détermination de la température du point de rosée est illustrée dans l'**exemple 2**, qui présente également une analyse du produit sec.

Exemple 2:

Utilisation d'une analyse de produit sec pour la combustion du méthane

Le méthane CH_4 , est brûlé avec de l'air sec. L'analyse molaire des produits sur une base sèche est comme suit : CO_2 , 9.7% ; CO , 0.5% ; O_2 , 2.95% ; et N_2 , 86.85%. Déterminer **(a)** le rapport air-carburant sur une base molaire et une massique, **(b)** le pourcentage d'air théorique, **(c)** la température du point de rosée des produits, en $^\circ\text{C}$, si les produits sont refroidis à 1 atm, **(d)** la quantité de vapeur d'eau présente, en kmol par kmol de carburant consommé, si les produits sont refroidis à 34°C à 1 atm.

Solution:

Données: Le méthane est brûlé avec de l'air sec. L'analyse molaire des produits sur une base sèche est fournie.

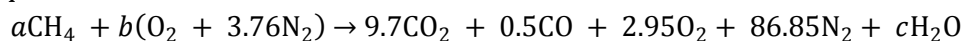
Trouver: Déterminer **(a)** le rapport air-carburant sur une base molaire et une base de masse, **(b)** le pourcentage d'air théorique, **(c)** la température du point de rosée des produits, en $^\circ\text{C}$, si refroidis à 1 atm, **(d)** la quantité de vapeur d'eau présente si les produits sont refroidis à 34°C à 1 atm.

Modèle adopté:

- Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote, qui est inerte.
- Les produits forment un mélange de gaz idéal (parfait).

Analyse:

(a) La solution est commodément conduite sur la base de 100 kmol de produits secs. L'équation de la réaction chimique sera alors

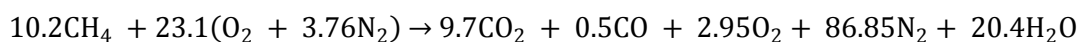


En plus des 100 kmol de produits secs supposés, l'eau doit être incluse en tant que produit.

Appliquons la conservation de la masse au carbone, à l'hydrogène et à l'oxygène, respectivement,

$$\begin{aligned} \text{C:} & \quad 9.7 + 0.5 = a \\ \text{H:} & \quad 2c = 4a \\ \text{O:} & \quad 9.7(2) + 0.5 + 2(2.95) + c = 2b \end{aligned}$$

En résolvant le système de ces équations on obtient, $a = 10.2$, $b = 23.1$, $c = 20.4$. L'équation chimique équilibrée est



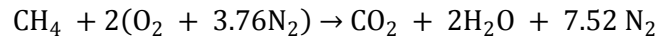
Sur une base molaire, le rapport air-fuel est

$$\overline{AF} = \frac{23.1(4.76)}{10.2} = 10.78 \frac{\text{kmol}(\text{air})}{\text{kmol}(\text{fuel})}$$

Et sur une base massique

$$AF = (10.78) \left(\frac{28.97}{16.04} \right) = 19.47 \frac{\text{kg}(\text{air})}{\text{kg}(\text{fuel})}$$

(b) L'équation chimique équilibrée pour la *combustion complète* du méthane avec la *quantité théorique* d'air est



Le rapport air-carburant théorique sur une base molaire est

$$(\overline{AF})_{sto} = \frac{2(4.76)}{1} = 9.52 \frac{\text{kmol}(\text{air})}{\text{kmol}(\text{fuel})}$$

Le pourcentage d'air théorique est alors trouvé d'être :

$$\% \text{ air théorique} = \frac{(\overline{AF})}{(\overline{AF})_{sto}} = \frac{10.78 \text{ kmol}(\text{air})/\text{kmol}(\text{fuel})}{9.52 \text{ kmol}(\text{air})/\text{kmol}(\text{fuel})} = 1.13 \text{ (113\%)}$$

(c) La température du point de rosée est déterminée en utilisant la méthodologie de détermination du point de rosée pour l'air humide donnée aux cours de la thermodynamique ou du séchage, mais avec les produits de combustion jouant le rôle de l'air humide dans cette discussion. En conséquence, la pression partielle de la vapeur d'eau dans les produits de combustion est le point central. La pression partielle p_v est trouvée à partir de $p_v = y_v p$, où y_v est la fraction molaire de la vapeur d'eau dans les produits de combustion et p est 1 atm.

En se référant à l'équation de réaction chimique équilibrée de la partie **(a)**, la fraction molaire de la vapeur d'eau est

$$y_v = \frac{20.4}{100 + 20.4} = 0.169$$

Ainsi, $p_v = 0.169 \text{ atm} = 0.172 \text{ bar}$. En interpolant dans **la table A-1**, la température du point de rosée sera de 56.72°C.

(d) Si les produits de combustion sont refroidis à 1 atm en dessous du point de rosée de 56.72°C à 34°C, il se produira une certaine condensation de la vapeur d'eau, ce qui donnera une phase gazeuse comprenant de la vapeur d'eau en équilibre avec une phase d'eau liquide.

Exprimant l'équation de réaction équilibrée de la partie **(a)** sur une *base de 1 mole* du carburant, à 34°C les produits seront constitués de 9.8 kmol de produits "secs" (CO₂, CO, O₂, N₂) plus 2 kmol d'eau, chacun par kmol de carburant. De l'eau, n kmol est de la vapeur d'eau et le reste est liquide. Compte tenu de la phase gazeuse, la pression partielle de la vapeur d'eau est la pression de saturation à 34°C: 0.05324 bar. La pression partielle est également le produit de la fraction molaire de vapeur d'eau et la pression du mélange 1 atm = 1.01325 bar. On aura comme résultats

$$0.05324 = \left(\frac{n}{n + 9.8} \right) 1.01325$$

En résolvant, $n = 0.5435 \text{ kmol}$ de vapeur d'eau par kmol de carburant consommé.

Remarques:

① La solution peut être obtenue sur la base de toute quantité supposée de produits secs, par exemple 1 kmol. Avec une autre quantité supposée, les valeurs des coefficients de l'équation chimique équilibrée différeraient de celles obtenues dans la solution, mais le rapport air-carburant, la valeur du pourcentage d'air théorique et la température du point de rosée seraient inchangés.

② Les trois coefficients inconnus, a , b et c sont évalués ici par application de la conservation de la masse au carbone, à l'hydrogène et à l'oxygène. Pour vérifier, on note que l'azote s'équilibre également

$$N: b(3.76) = 86.85$$

Cela confirme l'exactitude de l'analyse du produit donnée et les calculs effectués pour déterminer les coefficients inconnus.

Teste : Lorsque les produits de combustion sont à 34°C et 1 atm, quelle est la quantité d'eau liquide présente, en kmol par kmol de carburant consommé? (Rép. 1.4565.)

Dans l'**exemple 3**, un mélange de carburant ayant une analyse molaire connue est brûlé avec de l'air, donnant des produits avec une analyse à sec connue.

Exemple 3:

Brûler du gaz naturel avec de l'air en excès

Un gaz naturel a l'analyse molaire suivante: CH₄, 80.62% ; C₂H₆, 5.41% ; C₃H₈, 1.87% ; C₄H₁₀, 1.60% ; N₂, 10.50%. Le gaz est brûlé à l'air sec, donnant des produits ayant une analyse molaire sur une base sèche: CO₂, 7.8% ; CO, 0.2% ; O₂, 7% ; N₂, 85%. **(a)** Déterminer le rapport air-carburant sur une base molaire. **(b)** En supposant un comportement de gaz parfait pour le mélange de carburant, déterminer la quantité de produits en kmol qui serait formée à partir de 100 m³ de mélange de carburant à 300 K et 1 bar. **(c)** Déterminer le pourcentage d'air théorique.

Solution:

Données: Un gaz naturel avec une analyse molaire spécifiée brûle avec de l'air sec, donnant des produits ayant une analyse molaire connue sur une base sèche.

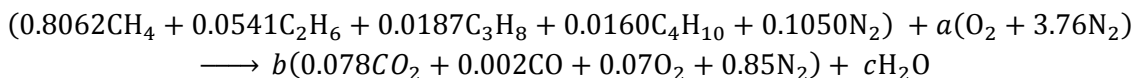
Trouver: Déterminer le rapport air-carburant sur une base molaire, la quantité de produits en kmol qui serait formée à partir de 100 m³ de gaz naturel à 300 K et 1 bar, et le pourcentage d'air théorique.

Modèle adopté:

1. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote, qui est inerte.
2. Le mélange de carburant peut être modélisé comme un gaz parfait (idéal).

Analyse:

(a) La solution peut être effectuée sur la base d'une quantité supposée de mélange de carburant ou sur la base d'une quantité supposée de produits secs. Illustrons la première procédure en basant la solution sur 1 kmol de mélange carburant. L'équation chimique prend alors la forme



Les produits consistent en b kmol de produits secs et c kmol de vapeur d'eau, chacun par kmol de mélange de carburant.

Appliquons la conservation de la masse au carbone :

$$b(0.078 + 0.002) = 0.8062 + 2(0.0541) + 3(0.0187) + 4(0.0160)$$

En résolvant ; on obtient $b = 12.931$. La conservation de masse pour l'hydrogène résulte en

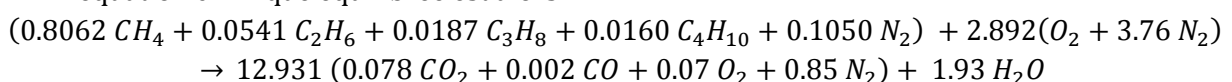
$$2c = 4(0.8062) + 6(0.0541) + 8(0.0187) + 10(0.0160)$$

Ce qui donne $c = 1.93$. Le coefficient inconnu a peut être déterminé à partir d'un bilan de l'oxygène ou d'un bilan d'azote. Appliquons la conservation de masse à l'oxygène

$$12.931[2(0.078) + 0.002 + 2(0.07)] + 1.93 = 2a$$

donnant $a = 2.892$.

L'équation chimique équilibrée est alors



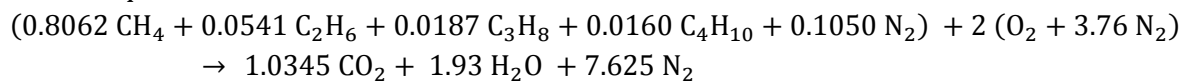
Le rapport air-fuel sur une base molaire est : $\overline{AF} = \frac{(2.892)(4.76)}{1} = 13.77 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (carburant)}}$

(b) En examinant l'équation de la réaction chimique, la quantité totale de produits est $b + c = 12.931 + 1.93 = 14.861 \text{ kmol}$ de produits par kmol de carburant. La quantité de carburant en kmol , n_f , présente dans 100 m^3 de mélange de carburant à 300 K et 1 bar peut être déterminée à partir de l'équation d'état de gaz parfait comme

$$n_f = \frac{pV}{\mathcal{R}T} = \frac{\left(10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}\right) (100 \text{ m}^3)}{\left(8314 \frac{\text{N.m}}{\text{kmol.K}}\right) (300 \text{ K})} = 4.01 \text{ kmol (carburant)}$$

En conséquence, la quantité de mélange de produits qui serait formée à partir de 100 m^3 de mélange de carburant est $(14.861)(4.01) = 59.59 \text{ kmol}$ de gaz produit.

(c) L'équation chimique équilibrée pour la combustion complète du mélange de carburant avec la quantité théorique d'air est



Le rapport air-carburant théorique sur une base molaire est

$$(\overline{AF})_{sto} = \frac{2(4.76)}{1} = 9.52 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

Le pourcentage d'air théorique est alors

$$\% \text{ air théorique} = \frac{(\overline{AF})}{(\overline{AF})_{sto}} = \frac{13.77 \text{ kmol(air)/kmol (fuel)}}{9.52 \text{ kmol(air)/kmol (fuel)}} = 1.45 \text{ (145\%)}$$

Une vérification à la fois de la précision des analyses molaires données et des calculs effectués pour déterminer les coefficients inconnus est obtenue en appliquant la conservation de la masse à l'azote. La quantité d'azote dans les réactifs est

$$0.105 + (3.76)(2.892) = 10.98 \text{ kmol/kmol de carburant}$$

La quantité d'azote dans les produits est $(0.85)(12.931) = 10.99 \text{ kmol/kmol}$ de carburant. La différence peut être attribuée à l'arrondi.

Teste : Déterminer les fractions molaires des produits de combustion. (Rép. $y_{\text{CO}_2} = 0.0679$, $y_{\text{CO}} = 0.0017$, $y_{\text{O}_2} = 0.0609$, $y_{\text{N}_2} = 0.7396$, $y_{\text{H}_2\text{O}} = 0.1299$.)

I.4 Bilans d'énergie et d'entropie des systèmes réactifs

Jusqu'à présent, notre étude des systèmes réactifs n'a impliqué que le principe de conservation de la masse. Une compréhension plus complète des systèmes réactifs nécessite l'application des premier et second principes de la thermodynamique. Pour ces applications, les bilans d'énergie et d'entropie jouent des rôles importants, respectivement. Les bilans énergétiques pour les systèmes réactifs sont développés et appliqués dans les sections suivantes (Secs. 2 et 3); les bilans entropiques pour les systèmes réactifs sont l'objet de la section 5. Pour appliquer de tels bilans, il est nécessaire de faire particulièrement attention à la manière dont l'énergie interne, l'enthalpie et l'entropie sont évaluées.

Pour les bilans énergétiques et entropiques de ce cours, l'air de combustion et (normalement) les produits de combustion sont modélisés comme des mélanges de gaz parfaits. En conséquence, les principes du mélange des gaz parfaits introduits dans le cours de la thermodynamique jouent un rôle. Par souci de commodité, le **tableau 3** résume les relations de mélange des gaz parfaits qui sont utilisés dans ce cours.

Tableau 3 : Energie interne, enthalpie et entropie pour les mélanges de gaz parfaits

<p>Notation: n_i = moles de gaz i, y_i = fraction molaire de gaz i T = température du mélange, p = pression du mélange $p_i = y_i p$ = pression partielle de gaz i u_i = énergie interne spécifique du gaz i, par mole de i h_i = enthalpie spécifique de gaz i, par mole de i s_i = entropie spécifique du gaz i par mole de i</p>	
Énergie interne du mélange:	$U = n_1 u_1 + n_2 u_2 + \dots + n_j u_j = \sum_{i=1}^j n_i u_i(T)$
Enthalpie de mélange:	$H = n_1 h_1 + n_2 h_2 + \dots + n_j h_j = \sum_{i=1}^j n_i h_i(T)$
Entropie du mélange:	$S = n_1 s_1 + n_2 s_2 + \dots + n_j s_j = \sum_{i=1}^j n_i s_i(T, p_i)$
Avec:	$s_i(T, p_i) = s_i(T, p) - R \ln(p_i/p) = s_i(T, p) - R \ln(y_i)$
Ou avec $p_{ref} = 1 \text{ atm}$:	$s_i(T, p_i) = s_i(T, p_{ref}) - R \ln(p_i/p_{ref}) = s_i^0(T) - R \ln\left(\frac{y_i p}{p_{ref}}\right)$
<p>où s_i^0 est obtenu à partir de la table A-2, selon le cas.</p>	

II Conservation d'énergie des systèmes réactifs

L'objectif de la présente section est d'illustrer l'application du principe de conservation de l'énergie aux systèmes réactifs. Les formes du principe de conservation de l'énergie introduites précédemment restent valables, qu'une réaction chimique se produise ou non dans le système. Cependant, les méthodes utilisées pour évaluer les propriétés des systèmes réactifs diffèrent quelque peu des pratiques utilisées jusqu'à présent.

II.1 Évaluation d'enthalpie pour les systèmes réactifs

Dans la plupart des tables de propriétés thermodynamiques utilisées jusqu'à présent, les valeurs de l'énergie interne, enthalpie et entropie spécifiques sont données par rapport à un état de référence arbitraire où l'enthalpie (ou l'énergie interne) et l'entropie sont mises à zéro. Cette approche est satisfaisante pour les évaluations impliquant des *différences* de valeurs de propriétés entre états d'une même composition, car alors les valeurs de référence arbitraires s'annulent. Cependant, lorsqu'une réaction chimique a lieu, les réactifs disparaissent et les produits se forment, de sorte que les différences ne peuvent pas être calculées pour toutes les substances impliquées. Pour les systèmes réactifs, il est nécessaire d'évaluer h , u et s de telle sorte qu'il n'y ait pas d'ambiguïtés ou d'incohérences subséquentes dans l'évaluation des propriétés. Dans cette section, nous examinerons comment cela est accompli pour h et u . Le cas de l'entropie est géré différemment et est repris dans une section ultérieure.

Une donnée d'enthalpie de référence pour l'étude des systèmes réactifs peut être établie en affectant arbitrairement une valeur de zéro à l'enthalpie des *éléments stables* dans un état appelé **état de référence standard** et défini par $T_{ref} = 298.15$ K (25°C) et $p_{ref} = 1$ atm. En unités anglaises, la température à l'état de référence standard est proche de 537°R (77°F). Notez que seuls les *éléments stables* reçoivent une valeur d'enthalpie nulle à l'état standard. Le terme *stable* signifie simplement que l'élément particulier est sous une forme chimiquement stable. Par exemple, à l'état standard, les formes stables d'hydrogène, d'oxygène et d'azote sont H_2 , O_2 et N_2 et non les éléments monoatomiques H , O et N . Aucune ambiguïté ou conflit ne résulte de ce choix de donnée de référence.

ENTHALPIE DE FORMATION. En utilisant la donnée de référence introduite ci-dessus, des valeurs d'enthalpie peuvent être attribuées à des composés à utiliser dans l'étude de systèmes réactifs. L'enthalpie d'un composé à l'état standard est égale à son *enthalpie de formation*, notée par h_f^0 . L'**enthalpie de formation** est l'énergie libérée ou absorbée lorsque le composé est formé à partir de ses éléments, le composé et les éléments étant tous à T_{ref} et p_{ref} . L'enthalpie de formation est généralement déterminée par l'application de procédures à partir de la thermodynamique statistique en utilisant des données spectroscopiques observées.

L'enthalpie de formation peut également être trouvée en principe en mesurant le transfert de chaleur dans une réaction dans laquelle le composé est formé à partir des éléments.

Exemple : considérons le réacteur simple représenté sur la **figure 1**, dans lequel le carbone et l'oxygène entrent chacun à T_{ref} et p_{ref} et réagissent complètement à l'état stationnaire pour former du dioxyde de carbone à la même température et

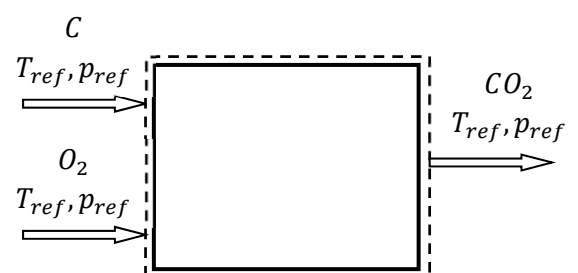


Fig. 1 Le réacteur utilisé pour discuter du concept d'enthalpie de formation.

pression. Le dioxyde de carbone est *formé* à partir de carbone et d'oxygène selon l'équation



Cette réaction est *exothermique*, donc pour que le dioxyde de carbone sorte à la même température que les éléments entrant, il y aurait un transfert de chaleur du réacteur à son environnement. Le flux de transfert de chaleur et les enthalpies des flux d'entrée et de sortie sont liés par le bilan d'énergie

$$0 = \dot{Q}_{cv} + \dot{m}_C h_C + \dot{m}_{O_2} h_{O_2} - \dot{m}_{CO_2} h_{CO_2}$$

où \dot{m} et h désignent, respectivement, le débit massique et l'enthalpie spécifique. En écrivant cette équation, nous n'avons supposé aucun travail \dot{W}_{cv} et des effets de l'énergie cinétique et potentielle négligeables. Pour les enthalpies sur une base molaire, le bilan d'énergie apparaît comme suit

$$0 = \dot{Q}_{cv} + \dot{n}_C \bar{h}_C + \dot{n}_{O_2} \bar{h}_{O_2} - \dot{n}_{CO_2} \bar{h}_{CO_2}$$

où \dot{n} et \bar{h} désignent respectivement le débit molaire et l'enthalpie spécifique par mole. En résolvons pour l'enthalpie spécifique du dioxyde de carbone et en notant de l'éq. {6} que tous les débits molaires sont égaux,

$$\bar{h}_{CO_2} = \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_{CO_2}} + \frac{\dot{n}_C}{\dot{n}_{CO_2}} \bar{h}_C + \frac{\dot{n}_{O_2}}{\dot{n}_{CO_2}} \bar{h}_{O_2} = \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_{CO_2}} + \bar{h}_C + \bar{h}_{O_2} \quad \{7\}$$

Puisque le carbone et l'oxygène sont des éléments stables à l'état standard, $\bar{h}_C = \bar{h}_{O_2} = 0$, et l'éq. {7} devient

$$\bar{h}_{CO_2} = \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_{CO_2}} \quad \{8\}$$

En conséquence, la valeur attribuée à l'enthalpie spécifique du dioxyde de carbone à l'état standard, l'enthalpie de formation, est égale au transfert de chaleur, par mole de CO_2 , entre le réacteur et son environnement. Si le transfert de chaleur pouvait être mesuré avec précision, il serait trouvé égal à $-393\,520\text{ kJ par kmol}$ de dioxyde de carbone formé ($-169\,300\text{ Btu par lbmol}$ de CO_2 formé).

La **table A-3** donne les valeurs de l'enthalpie de formation pour plusieurs composés en unités de kJ/kmol . Dans ce texte, l'exposant $^\circ$ est utilisé pour désigner des propriétés à 1 atm. Pour le cas de l'enthalpie de formation, la température de référence T_{ref} est également visée par ce symbole. Les valeurs de \bar{h}_f° énumérées dans la **table A-3** pour le CO_2 correspondent à celles données dans l'exemple précédent.

Le signe associé aux valeurs de l'enthalpie de formation apparaissant dans la **table A-3** correspond à la convention de signe pour le transfert de chaleur. S'il y a transfert de chaleur *d'un* réacteur dans lequel un composé est formé à partir de ses éléments (réaction *exothermique* comme dans l'exemple précédent), l'enthalpie de formation a un signe négatif. Si un transfert de chaleur *vers* le réacteur est nécessaire (réaction *endothermique*), l'enthalpie de formation est positive.

ÉVALUATION D'ENTHALPIE

L'enthalpie spécifique d'un composé à un état autre que l'état standard est déterminée en ajoutant le changement d'enthalpie spécifique $\Delta\bar{h}$ entre l'état standard et l'état considéré à l'enthalpie de formation

$$\bar{h}(T, p) = \bar{h}_f^\circ + [\bar{h}(T, p) - \bar{h}(T_{ref}, p_{ref})] = \bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h} \quad \{9\}$$

C.-à-d. que l'enthalpie d'un composé est constituée de \bar{h}_f^o , associé à la formation du composé à partir de ses éléments, et $\Delta\bar{h}$, associé à un changement d'état à composition constante. Un choix arbitraire de la donnée de référence peut être utilisé pour déterminer $\Delta\bar{h}$, puisqu'il s'agit d'une *différence* à composition constante. En conséquence, $\Delta\bar{h}$ peut être évalué à partir de sources tabulaires telles que les tables de vapeur, les tables de gaz parfaits, le cas échéant, et ainsi de suite. Notons qu'en conséquence de la valeur d'enthalpie de référence adoptée pour les éléments stables, l'enthalpie spécifique déterminée à partir de l'éq.{9} est souvent négative.

La **table A-3** fournit deux valeurs de l'enthalpie de formation de l'eau: $\bar{h}_f^o(l)$, $\bar{h}_f^o(g)$. La première valeur est pour l'eau liquide et la seconde est pour la vapeur d'eau. Dans des conditions d'équilibre, l'eau n'existe qu'en tant que liquide à 25°C (77°F) et 1 atm. La valeur de vapeur indiquée est pour un état de gaz idéal hypothétique dans lequel l'eau est une vapeur à 25°C (77°F) et 1 atm. La différence entre les deux enthalpies de valeurs de formation est donnée de près par l'enthalpie de vaporisation \bar{h}_{fg} à T_{ref} . C'est,

$$\bar{h}_f^o(g) - \bar{h}_f^o(l) \approx \bar{h}_{fg}(25^\circ\text{C}) \quad \{10\}$$

Des considérations similaires s'appliquent à d'autres substances pour lesquelles les valeurs de liquide et de vapeur pour \bar{h}_f^o sont énumérés dans la **table A-3**.

PRENDRE NOTE...

En appliquant l'éq.{9} à la vapeur d'eau, nous utilisons la valeur de la vapeur de l'enthalpie de formation de l'eau $\bar{h}_f^o(g)$, à partir de la **table A-3** avec $\Delta\bar{h}$ pour la vapeur d'eau de la **table A-2**.

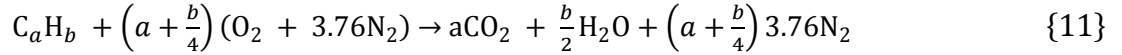
II.2 Bilans d'énergie pour les systèmes réactifs

Plusieurs considérations entrent en jeu lors de l'écriture des bilans d'énergie pour les systèmes impliquant la combustion. Certaines d'entre elles s'appliquent généralement, sans tenir compte de la combustion ayant lieu ou non. Par exemple, il est nécessaire de considérer si des transferts significatifs de travail et de chaleur ont lieu et si les valeurs respectives sont connues ou inconnues. De plus, les effets de l'énergie cinétique et potentielle doivent être évalués. D'autres considérations sont directement liées à l'occurrence de la combustion. Par exemple, il est important de connaître l'état du carburant avant la combustion. Que le carburant soit un liquide, un gaz ou un solide est important. Il est également nécessaire d'examiner si le carburant est prémélangé avec l'air de combustion ou le carburant et l'air entrent dans un réacteur séparément.

L'état des produits de combustion doit également être évalué. Par exemple, la présence de vapeur d'eau devrait être notée, car une partie de l'eau présente se condensera si les produits sont suffisamment refroidis. Le bilan énergétique doit alors être écrit pour tenir compte de la présence d'eau dans les produits à la fois comme liquide et comme vapeur. Pour le refroidissement des produits de combustion à pression constante, la méthode du point de rosée de l'**exemple 2** est utilisée pour déterminer la température au début de la condensation.

Analyse des volumes de contrôle à l'état stationnaire

Pour illustrer les nombreuses considérations impliquées lors de l'écriture des bilans énergétiques pour les systèmes réactifs, nous considérons des cas particuliers d'intérêt général, en soulignant les hypothèses sous-jacentes. Commençons par considérer le réacteur en régime permanent représenté sur la **figure 2**, dans lequel un combustible hydrocarboné (à base d'hydrocarbure) C_aH_b brûle complètement avec la quantité d'air théorique selon



Le carburant pénètre dans le réacteur dans un flux séparé de l'air de combustion, qui est considéré comme un mélange de gaz parfait. Les produits de combustion sont également supposés former un mélange gazeux idéal (parfait). Les effets des énergies cinétique et potentielle sont ignorés.

Avec les idéalizations précédentes, les bilans de masse et d'énergie pour le réacteur à deux entrées et à sortie unique peuvent être utilisés pour obtenir l'équation suivante *par mole de carburant*:

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \frac{[a\bar{h}_{CO_2} + \frac{b}{2}\bar{h}_{H_2O} + \left(a + \frac{b}{4}\right) 3.76\bar{h}_{N_2}]}{-\bar{h}_F - \left[\left(a + \frac{b}{4}\right)\bar{h}_{O_2} + \left(a + \frac{b}{4}\right) 3.76\bar{h}_{N_2}\right]} \quad \{12a\}$$

où \dot{n}_F indique le débit molaire du carburant. On note que chaque coefficient du côté droit de cette équation est le même que le coefficient de la substance correspondante dans l'équation de réaction.

Le premier terme souligné sur le côté droit de l'éq. {12a} est l'enthalpie des produits gazeux de combustion sortant *par mole de combustible*. Le second terme souligné sur le côté droit est l'enthalpie de l'air de combustion *par mole de carburant*. Conformément au **tableau 3**, les enthalpies des produits de combustion et de l'air ont été évaluées en ajoutant la contribution de chaque composant présent dans les mélanges de gaz parfaits respectifs. Le symbole \bar{h}_F désigne l'enthalpie molaire du carburant.

L'équation {12a} peut être exprimée de manière plus concise

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \bar{h}_P - \bar{h}_R \quad \{12b\}$$

où \bar{h}_P et \bar{h}_R désignent respectivement les enthalpies des produits et des réactifs par mole de carburant.

ÉVALUATION DES TERMES D'ENTHALPIE. Une fois le bilan énergétique écrit, l'étape suivante consiste à évaluer les termes d'enthalpie individuels. Puisque chaque composant des produits de combustion est supposé se comporter comme un gaz parfait, sa contribution à l'enthalpie des produits dépend uniquement de la température des produits T_P .

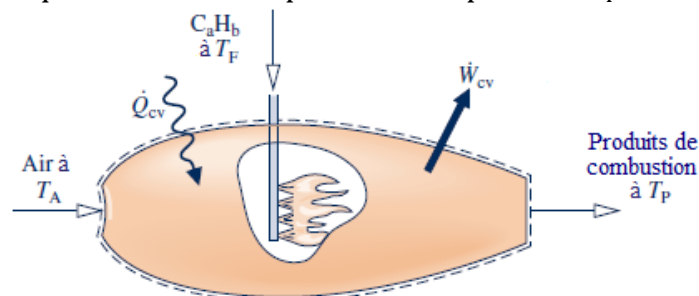


Fig. 2. Réacteur en état stationnaire.

En conséquence, pour chaque composant des produits, l'éq. {9} prend la forme

$$\bar{h} = \bar{h}_f^0 + [\bar{h}(T_p) - \bar{h}(T_{ref})] \quad \{13\}$$

Dans l'Eq. {13}, \bar{h}_f^0 est l'enthalpie de formation de **la table A-3**. Le second terme explique le changement d'enthalpie de la température T_{ref} à la température T_p . Pour plusieurs gaz communs, ce terme peut être évalué à partir des valeurs tabulées de l'enthalpie en fonction de la température dans **la table A-2**. En variante, le terme peut être obtenu par intégration de la chaleur spécifique \bar{c}_p du gaz parfait obtenue à partir de **la table A-4** ou d'une autre source de données.

Une approche similaire est utilisée pour évaluer les enthalpies de l'oxygène et de l'azote (nitrogène) dans l'air de combustion. C'est pour ça ;

$$\bar{h} = \overset{=0}{\bar{h}_f^0} + [\bar{h}(T_A) - \bar{h}(T_{ref})] \quad \{14\}$$

où T_A est la température de l'air entrant dans le réacteur. On note que l'enthalpie de formation de l'oxygène et de l'azote est nulle par définition et tombe ainsi hors de l'éq.{14} comme indiqué.

L'évaluation de l'enthalpie du carburant est également basée sur l'éq.{9}. Si le combustible peut être modélisé comme un gaz parfait, l'enthalpie du combustible est obtenue en utilisant une expression de la même forme que l'éq.{13}, avec la température du carburant entrant en remplacement de T_p .

Avec les considérations précédentes, l'éq.{12a} prend la forme

$$\begin{aligned} \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{W_{cv}}{\dot{n}_F} = & a(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{CO_2} + \frac{b}{2}(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{H_2O} + \left(a + \frac{b}{4}\right) 3.76 \left(\overset{=0}{\bar{h}_f^0} + \Delta\bar{h} \right)_{N_2} \\ & - (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_F - \left(a + \frac{b}{4}\right) \left(\overset{=0}{\bar{h}_f^0} + \Delta\bar{h} \right)_{O_2} - \left(a + \frac{b}{4}\right) 3.76 \left(\overset{=0}{\bar{h}_f^0} + \Delta\bar{h} \right)_{N_2} \end{aligned} \quad \{15a\}$$

Les termes mis à zéro dans cette expression sont les enthalpies de formation d'oxygène et d'azote.

L'équation {15a} peut être écrite de façon plus concise

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{W_{cv}}{\dot{n}_F} = \sum_P n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_i \quad \{15b\}$$

où i désigne les flux de carburant et d'air entrants et e les produits de combustion sortants.

On note que les coefficients n_i et n_e de l'éq.{15b} correspondent aux coefficients respectifs de l'équation de réaction donnant les moles des réactifs et des produits par mole de carburant, respectivement.

Bien que les équations {15} ont été développées en référence à la réaction de l'éq.{11}, des équations ayant les mêmes formes générales seraient obtenues pour d'autres réactions de combustion.

Dans les **exemples 4** et **5**, le bilan énergétique est appliqué avec des données de propriétés tabulaires pour analyser les volumes de contrôle à l'état stationnaire impliquant la combustion. L'**exemple 4** concerne un moteur à combustion interne à mouvement alternatif tandis que l'**exemple 5** concerne une simple centrale électrique à turbine à gaz.

Exemple 4:

Analyse d'un moteur à combustion interne alimenté avec de l'octane liquide

L'octane liquide entre dans un moteur à combustion interne fonctionnant à l'état stationnaire avec un débit massique de 1.618 g/s et est mélangé à la quantité théorique d'air. Le carburant et l'air entrent dans le moteur à 25°C et 1 atm . Le mélange brûle complètement et les produits de combustion quittent le moteur à 615°C . Le moteur développe une puissance de 50 chevaux-vapeur. Déterminer le taux de transfert de chaleur du moteur, en kW, en négligeant les effets des énergies cinétique et potentielle.

Solution :

Données: L'indice d'octane liquide et la quantité d'air théorique entrent dans un moteur à combustion interne fonctionnant à l'état stationnaire dans des courants séparés à 25°C , 1 atm . La combustion est terminée et les produits sortent à 615°C . La puissance développée par le moteur et le débit massique du carburant sont spécifiés.

Trouver: Déterminer le taux de transfert de chaleur du moteur, en kW.

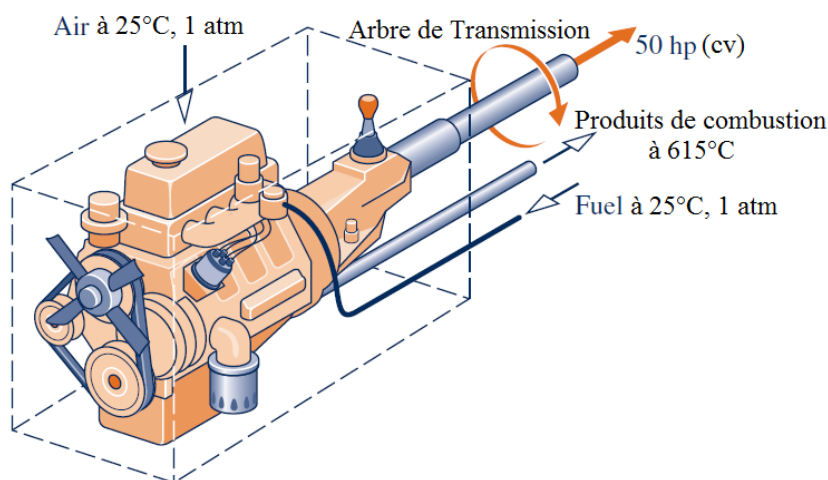


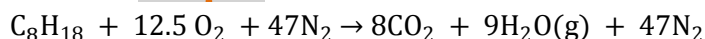
Fig. 3

Modèle adopté:

1. Le volume de contrôle identifié par une ligne en pointillés sur la figure d'accompagnement fonctionne à l'état stationnaire.
2. Les effets des énergies cinétique et potentielle peuvent être négligés.
3. L'air et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits.
4. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote. L'azote est inerte et la combustion est complète.

Analyse:

L'équation chimique équilibrée pour la combustion complète avec la quantité théorique d'air est obtenue à partir de la solution de l'exemple 1 comme



Le bilan du taux d'énergie se réduit avec les hypothèses 1-3, et en utilisant éq. {12b} et {15b}, pour donner

$$\begin{aligned} \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} &= \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} + \bar{h}_P - \bar{h}_R \\ &= \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} + \left\{ 8(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 9(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} + 47 \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{N}_2} \right\} \\ &\quad - \left\{ \left(\bar{h}_f^0 + \bar{\Delta}\bar{h} \right)_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} + 12.5 \left(\bar{h}_f^0 + \bar{\Delta}\bar{h} \right)_{\text{O}_2} + 47 \left(\bar{h}_f^0 + \bar{\Delta}\bar{h} \right)_{\text{N}_2} \right\} \end{aligned}$$

où chaque coefficient est le même que le terme correspondant de l'équation chimique équilibrée et l'éq. {9} a été utilisé pour évaluer les termes d'enthalpie. L'enthalpie des termes de formation pour

l'oxygène et l'azote sont nuls, et $\Delta \bar{h} = 0$ pour chacun des réactifs car le carburant et l'air de combustion entrent à 25°C.

Avec l'enthalpie de formation pour $C_8H_{18}(l)$ de **la table A-3**

$$\bar{h}_R = (\bar{h}_f^0)_{C_8H_{18}(l)} = -249\,910 \text{ kJ/kmol}(fuel)$$

Avec les valeurs d'enthalpie de formation pour le CO_2 et $H_2O(g)$ de **la table A-3**, et les valeurs d'enthalpie pour N_2 , H_2O , et CO_2 de **la table A-2**

$$\begin{aligned} \bar{h}_P &= 8\{-393520 + (36770.2 - 9364)\} + 9\{-241820 + (31349.6 - 9904)\} \\ &\quad + 47\{26504 - 8669\} \\ &= -4\,074\,035 \text{ kJ/kmol}(fuel) \end{aligned}$$

En utilisant le poids moléculaire du carburant du **tableau 2**, le débit molaire du carburant est

$$\dot{n}_F = \frac{1.618 \times 10^{-3} \text{ kg}(fuel)/s}{114.22 \text{ kg}(fuel)/\text{kmol}(fuel)} = 1.417 \times 10^{-5} \text{ kmol}(fuel)/s$$

En insérant les valeurs dans l'expression du taux (flux) de transfert de chaleur

$$\dot{Q}_{cv} = \dot{W}_{cv} + \dot{n}_F(\bar{h}_P - \bar{h}_R)$$

$$\dot{Q}_{cv} = (50) \left(\frac{745.7}{1000} \text{ kW} \right) + (1.417 \times 10^{-5} \text{ kmol}(fuel)/s) (-4074035 - (-249910)) \text{ kJ/kmol}(fuel)$$

$$\dot{Q}_{cv} = -16.90 \text{ kW}$$

Teste : Si la densité (masse volumique) d'octane est de 704.6 kg/m^3 , combien de litres de carburant seraient utilisés pendant 2 h de fonctionnement continu du moteur? (Rép. 16.53 litres.)

Exemple 5:

Analyse d'une turbine à gaz alimentée en méthane

Le méthane (CH_4) à 25°C entre dans la chambre de combustion d'une simple centrale électrique à turbine à gaz et brûle complètement avec 400% de l'air théorique entrant dans le compresseur à 25°C, 1 atm. Les produits de combustion sortent de la turbine à 730 K, 1 atm. Le taux de transfert de chaleur de la centrale est estimé à 3% de la puissance nette développée. Déterminez la puissance nette développée, en MW, si le débit massique de carburant est de 20 kg/min. Pour l'air entrant et les produits de combustion sortants, les effets des énergies cinétique et potentielle sont négligeables.

Solution :

Données: Des données de fonctionnement en régime permanent sont fournies pour une centrale électrique à turbine à gaz simple.

Trouver: La puissance nette développée, en MW, pour un débit massique de carburant donné.

Schématisation:

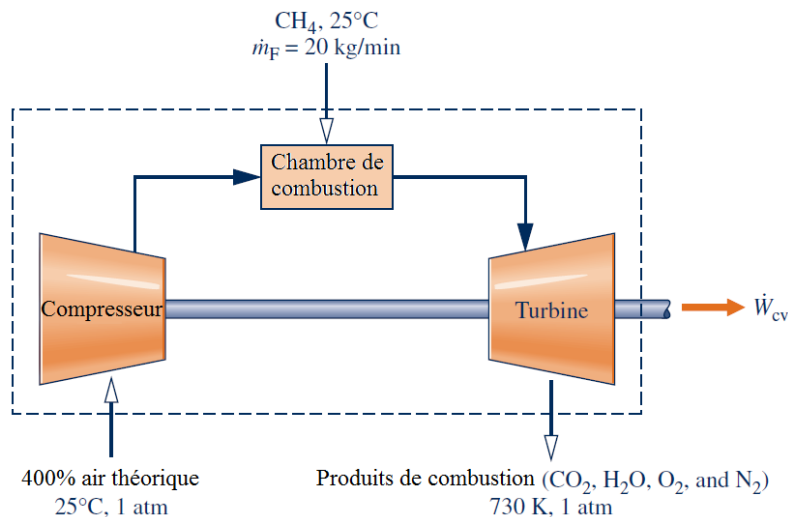


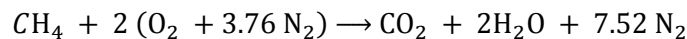
Fig. 4

Modèle adopté:

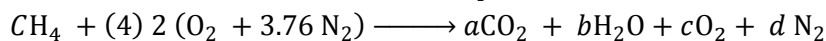
1. Le volume de contrôle identifié par une ligne en pointillés sur la figure d'accompagnement fonctionne à l'état stationnaire.
2. Les effets des énergies cinétique et potentielle peuvent être négligés lorsque la masse entre et sort du volume de contrôle.
3. Le modèle de gaz idéal est applicable au carburant; L'air et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits.
4. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote. L'azote est inerte et la combustion est complète.

Analyse:

L'équation chimique équilibrée pour la combustion complète du méthane avec la quantité d'air théorique est donnée par l'éq. {4}:



Pour la combustion du carburant avec 400% d'air théorique



Appliquons la conservation de la masse au carbone, à l'hydrogène, à l'oxygène et à l'azote, respectivement,

$$\begin{aligned} \text{C:} & & a &= 1 \\ \text{H:} & & 4 &= 2b \\ \text{O:} & & (4)(2)(2) &= 2a + b + 2c \\ \text{N:} & & (4)(2)(3.76)(2) &= 2d \end{aligned}$$

Résolvons ces équations, $a = 1, b = 2, c = 6, d = 30.08$.

L'équation chimique équilibrée pour une combustion complète du carburant avec 400% d'air théorique est



Le bilan des taux d'énergie se réduit avec les hypothèses **1 à 3**, pour donner

$$0 = \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} + \bar{h}_R - \bar{h}_P$$

où cette expression correspond à l'éq. {12b}.

Étant donné que le taux de transfert de chaleur de la centrale électrique est de 3% de la puissance nette développée, nous avons $\dot{Q}_{cv} = -0.03\dot{W}_{cv}$.

En conséquence, le bilan énergétique devient

$$\frac{1.03 \dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \bar{h}_R - \bar{h}_P$$

En évaluant les termes, nous obtenons

$$\begin{aligned} \frac{1.03 \dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = & \left\{ \left(\bar{h}_f^0 + \overset{=0}{\Delta\bar{h}} \right)_{\text{CH}_4} + 8 \left(\bar{h}_f^0 + \overset{=0}{\Delta\bar{h}} \right)_{\text{O}_2} + 30.08 \left(\bar{h}_f^0 + \overset{=0}{\Delta\bar{h}} \right)_{\text{N}_2} \right\} \\ & - \left\{ \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{CO}_2} + 2 \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{H}_2\text{O}(g)} + 6 \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{O}_2} + 30.08 \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{N}_2} \right\} \end{aligned}$$

où chaque coefficient est le même que le terme correspondant de l'équation chimique équilibrée et l'éq. {9} a été utilisée pour évaluer les termes d'enthalpie. L'enthalpie des termes de formation pour l'oxygène et l'azote sont nuls et $\Delta\bar{h} = 0$ pour chacun des réactifs car le carburant et l'air de combustion entrent à 25°C.

Avec l'enthalpie de formation du $\text{CH}_4(g)$ de **la table A-3**

$$\bar{h}_R = (\bar{h}_f^0)_{\text{CH}_4(g)} = -74850 \text{ kJ/kmol}(fuel)$$

On note que dans la chambre de combustion, le carburant est injecté dans l'air à une pression supérieure à 1 atm car la pression de l'air de combustion a augmenté lors du passage dans le compresseur. Pourtant, étant donné que le comportement du gaz parfait est supposé pour le carburant, l'enthalpie du carburant n'est déterminée que par sa température, 25°C.

Avec les valeurs d'enthalpie de formation pour CO₂ et H₂O(g) de **la table A-3**, et les valeurs d'enthalpie pour CO₂, H₂O, O₂ et N₂ à 730 K et 298 K de **la table A-2**

$$\begin{aligned}\bar{h}_p &= [-393520 + 28622 - 9364] + 2 [-241820 + 25218 - 9904] \\ &\quad + 6 [22177 - 8682] + 30.08 [21529 - 8669] \\ \bar{h}_p &= -359475 \text{ kJ/kmol(fuel)}\end{aligned}$$

En utilisant le poids moléculaire du méthane du **tableau 2**, le débit molaire du carburant est

$$\dot{n}_F = \frac{\dot{m}_F}{M_F} = \frac{20 \text{ kg(fuel)/min}}{16.04 \text{ kg(fuel)/kmol(fuel)}} \left(\frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \right) = 0.02078 \text{ kmol(fuel)/s}$$

Insérons les valeurs dans l'expression de la puissance

$$\begin{aligned}\dot{W}_{cv} &= \frac{\dot{n}_F(\bar{h}_R - \bar{h}_P)}{1.03} \\ \dot{W}_{cv} &= \frac{\left(0.02078 \frac{\text{kmol(fuel)}}{\text{s}} \right) \left(-74850 - (-359475) \frac{\text{kJ}}{\text{kmol(fuel)}} \right)}{1.03} \left(\frac{1 \text{ MW}}{10^3 \text{ kJ/s}} \right) = 5.74 \text{ MW}\end{aligned}$$

Le signe positif indique que la puissance provient du volume de contrôle.

Teste : Déterminer la puissance nette développée, en MW, si le taux de transfert de chaleur de la centrale est de 10% de la puissance nette développée. (Rép. 5.38 MW.)

Analyse des systèmes fermés

Considérons ensuite un système fermé impliquant un processus de combustion. En l'absence des effets des énergies cinétique et potentielle, la forme appropriée du bilan énergétique est

$$U_P - U_R = Q - W$$

où U_R désigne l'énergie interne des réactifs et U_P désigne l'énergie interne des produits.

Si les réactifs et les produits forment des mélanges de gaz parfaits, le bilan énergétique peut être exprimé comme

$$\sum_P n \bar{u} - \sum_R n \bar{u} = Q - W \quad \{16\}$$

où les coefficients n du côté gauche sont les coefficients de l'équation de réaction donnant les moles de chaque réactif ou produit.

Étant donné que chaque composant des réactifs et des produits se comporte comme un gaz parfait, les énergies internes spécifiques respectives de l'éq.{16} peuvent être évaluées comme $\bar{u} = \bar{h} - \bar{R}T$, donc l'équation devient

$$Q - W = \sum_P n(\bar{h} - \bar{R}T_P) - \sum_R n(\bar{h} - \bar{R}T_R) \quad \{17a\}$$

où T_P et T_R désignent respectivement la température des produits et des réactifs.

Avec des expressions de la forme de l'éq.{13} pour chacun des réactifs et des produits, l'éq.{17a} peut être écrit alternativement comme

$$\begin{aligned}Q - W &= \sum_P n(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} - \bar{R}T_P) - \sum_R n(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} - \bar{R}T_R) \\ &= \sum_P n(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h}) - \sum_R n(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h}) - \bar{R}T_P \sum_P n + \bar{R}T_R \sum_R n\end{aligned} \quad \{17b\}$$

L'enthalpie des termes de formation est obtenue à partir de **la table A-3**. Les termes $\Delta\bar{h}$ sont évalués à partir de **la table A-2**.

Les concepts qui précèdent sont illustrés dans l'**exemple 6**, où un mélange gazeux brûle dans un récipient rigide fermé.

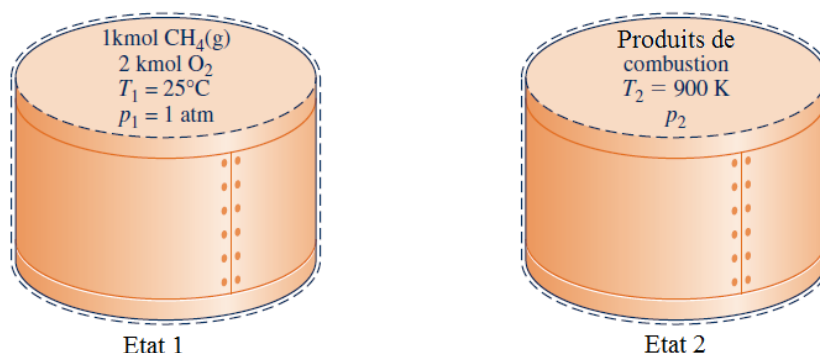
Exemple 6:**Analyse de la combustion du méthane avec de l'oxygène à volume constant**

Un mélange de 1 kmol de méthane gazeux et de 2 kmol d'oxygène initialement à 25°C et 1 atm brûle complètement dans un récipient fermé et rigide. Le transfert de chaleur se produit jusqu'à ce que les produits soient refroidis à 900 K. Si les réactifs et les produits forment chacun des mélanges de gaz parfaits, déterminer **(a)** la quantité de transfert de chaleur, en kJ, et **(b)** la pression finale, en atm.

Solution :

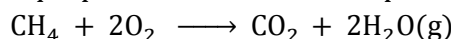
Données: Un mélange de méthane gazeux et d'oxygène, initialement à 25°C et 1 atm, brûle complètement dans un récipient rigide fermé. Les produits sont refroidis à 900 K.

Trouver: Déterminer la quantité de transfert de chaleur, en kJ, et la pression finale des produits de combustion, en atm.

Schématisation:**Fig. 5****Modèle adopté:**

1. Le contenu du récipient rigide fermé est considéré comme le système.
2. Les effets des énergies cinétique et potentielle sont absents, et $W = 0$.
3. La combustion est complète.
4. Le mélange initial et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits.
5. Les états initial et final sont des états d'équilibre.

Analyse: L'équation de réaction chimique pour la combustion complète du méthane avec l'oxygène est



(a) Avec les hypothèses 2 et 3, le bilan énergétique du système fermé prend la forme

$$U_P - U_R = Q - \overset{=0}{\widetilde{W}}$$

ou

$$Q = U_P - U_R = (1\bar{u}_{\text{CO}_2} + 2\bar{u}_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})}) - (1\bar{u}_{\text{CH}_4(\text{g})} + 2\bar{u}_{\text{O}_2})$$

Chaque coefficient de cette équation est le même que le terme correspondant de l'équation chimique équilibrée.

Étant donné que chaque réactif et produit se comporte comme un gaz parfait, les énergies internes spécifiques respectives peuvent être évaluées comme $\bar{u} = \bar{h} - \bar{R}T$. Le bilan énergétique devient alors

$$Q = [1(\bar{h}_{\text{CO}_2} - \bar{R}T_2) + 2(\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} - \bar{R}T_2)] - [1(\bar{h}_{\text{CH}_4(\text{g})} - \bar{R}T_1) + 2(\bar{h}_{\text{O}_2} - \bar{R}T_1)]$$

où T_1 et T_2 désignent respectivement les températures initiale et finale. Collectons de termes similaires

$$Q = (\bar{h}_{\text{CO}_2} + 2\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} - \bar{h}_{\text{CH}_4(\text{g})} - 2\bar{h}_{\text{O}_2}) + 3\bar{R}(T_1 - T_2)$$

Les enthalpies spécifiques sont évaluées en fonction des enthalpies de formation respectives pour donner

$$Q = \left[(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 2(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} - \left(\bar{h}_f^0 + \overset{=0}{\Delta\bar{h}} \right)_{\text{CH}_4(\text{g})} - 2 \left(\bar{h}_f^0 + \overset{=0}{\Delta\bar{h}} \right)_{\text{O}_2} \right] + 3\bar{R}(T_1 - T_2)$$

Cette expression correspond à l'éq. {17b}.

Le méthane et l'oxygène étant initialement à 25°C, $\Delta\bar{h} = 0$ pour chacun de ces réactifs. Aussi, $\bar{h}_f^0 = 0$ pour l'oxygène.

Avec les valeurs des enthalpies de formation pour CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ et $\text{CH}_4(\text{g})$ de **la table A-3** et les valeurs d'enthalpie pour H_2O et CO_2 de **la table A-2**

$$Q = [-393520 + (37405 - 9364)] + 2[-241820 + (31828 - 9904)] - (-74850) + 3(8.314)(298 - 900) = -745436 \text{ kJ}$$

(b) Selon l'hypothèse 4, le mélange initial et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits. Ainsi, pour les réactifs

$$p_1 V = n_R \bar{R} T_1$$

où n_R est le nombre total de moles de réactifs et p_1 est la pression initiale.

De même, pour les produits

$$p_2 V = n_P \bar{R} T_2$$

où n_P est le nombre total de moles de produits et p_2 est la pression finale.

Puisque $n_R = n_P = 3$ et que le volume est constant, ces équations se combinent pour donner

$$p_2 = \frac{T_2}{T_1} p_1 = \left(\frac{900 \text{ K}}{298 \text{ K}} \right) (1 \text{ atm}) = 3.02 \text{ atm}$$

Teste : Calculer le volume du système, en m^3 . (Rép. 73.36 m^3).

II.3 Enthalpie de combustion et pouvoirs calorifiques

Bien que le concept d'enthalpie de formation implique les notions des bilans énergétiques pour les systèmes réactifs présentés jusqu'à présent, l'enthalpie de formation de combustibles n'est pas toujours tabulée.

Par exemple ; le mazout et le charbon sont normalement composés de plusieurs substances chimiques individuelles, dont les quantités relatives peuvent varier considérablement selon la source. En raison de la grande variation de composition que ces combustibles peuvent présenter, nous ne trouvons pas leurs enthalpies de formation énumérées dans **la table A-3** ou des compilations similaires de données thermophysiques.

Dans de nombreux cas d'intérêt pratique, cependant, l'*enthalpie de combustion*, qui est accessible expérimentalement, peut être utilisée pour effectuer une analyse d'énergie lorsque l'enthalpie des données de formation fait défaut.

L'**enthalpie de combustion** \bar{h}_{RP} est définie comme la différence entre l'enthalpie des produits et l'enthalpie des réactifs lorsqu'une combustion *complète* se produit à *une température et une pression données*. C'est,

$$\bar{h}_{RP} = \sum_P n_e \bar{h}_e - \sum_R n_i \bar{h}_i \quad \{18\}$$

où les n correspondent aux coefficients respectifs de l'équation de réaction donnant les moles de réactifs et de produits par mole de carburant. Lorsque l'enthalpie de combustion est exprimée sur la base d'une masse unitaire de carburant, elle est désignée h_{RP} . Les valeurs tabulées sont généralement données à la température standard T_{ref} et à la pression p_{ref} introduite déjà dans la section **II.1**. Le symbole \bar{h}_{RP}^0 ou h_{RP}^0 est utilisé pour les données à cette température et pression.

Le *pouvoir calorifique* d'un combustible est un nombre positif égal à la magnitude de l'enthalpie de combustion. Deux valeurs du pouvoir calorifique sont reconnues par leur nom: le **pouvoir calorifique supérieur** (PCS) et le **pouvoir calorifique inférieur** (PCI). Le pouvoir calorifique supérieur est obtenu lorsque toute l'eau formée par la combustion est un liquide; le pouvoir calorifique inférieur est obtenu lorsque toute l'eau formée par la combustion est une

vapeur. Le pouvoir calorifique supérieur dépasse le pouvoir calorifique inférieur par l'énergie qui serait libérée si toute l'eau contenue dans les produits était condensée en liquide. Les valeurs pour le PCS et le PCI varient également selon que le carburant est un liquide ou un gaz. Les données des pouvoirs calorifiques de plusieurs hydrocarbures sont fournies dans **la table**

A-3.

Le calcul de l'enthalpie de combustion et de le pouvoir calorifique associé à l'aide des données tabléées est illustré dans l'exemple suivant.

Exemple 7:

Calcul de l'enthalpie de combustion du méthane

Calculer l'enthalpie de combustion du méthane gazeux, en kJ par kg de carburant, **(a)** à 25°C, 1 atm avec de l'eau liquide dans les produits, **(b)** à 25°C, 1 atm avec de la vapeur d'eau dans les produits. **(c)** Répéter la partie **(d)** à 1000 K, 1 atm.

Solution :

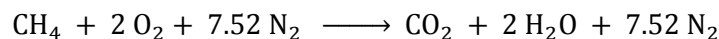
Données: Le carburant est du méthane gazeux.

Trouver: Déterminer l'enthalpie de combustion, en kJ par kg de carburant, **(a)** à 25°C, 1 atm avec de l'eau liquide dans les produits, **(b)** à 25°C, 1 atm avec de la vapeur d'eau dans les produits, **(c)** à 1000 K, 1 atm avec de la vapeur d'eau dans les produits.

Modèle adopté:

1. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote, qui est inerte.
2. La combustion est terminée (complète) et les réactifs et les produits sont à la même température et à la même pression.
3. Le modèle de gaz parfait s'applique au méthane, à l'air de combustion et aux produits gazeux de la combustion.

Analyse: L'équation de combustion est obtenue à partir de l'éq. {4}



En utilisant l'éq. {9} dans l'éq. {18}, l'enthalpie de combustion est

$$\bar{h}_{RP} = \sum_P n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_i$$

Introduisons les coefficients de l'équation de combustion et évaluons les enthalpies spécifiques en termes d'enthalpies respectives de formation

$$\begin{aligned} \bar{h}_{RP} &= \bar{h}_{\text{CO}_2} + 2\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} - \bar{h}_{\text{CH}_4(g)} - 2\bar{h}_{\text{O}_2} \\ &= (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 2(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}} - (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_{\text{CH}_4(g)} - 2 \left(\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} \right)_{\text{O}_2} \end{aligned}$$

Pour l'azote, les termes d'enthalpie des réactifs et des produits s'annulent. De plus, l'enthalpie de formation d'oxygène est nulle par définition. Lors du réarrangement, l'expression de l'enthalpie de la combustion devient

$$\begin{aligned} \bar{h}_{RP} &= (\bar{h}_f^0)_{\text{CO}_2} + 2(\bar{h}_f^0)_{\text{H}_2\text{O}} - (\bar{h}_f^0)_{\text{CH}_4(g)} + \left[(\Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 2(\Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}} - (\Delta\bar{h})_{\text{CH}_4(g)} - 2(\Delta\bar{h})_{\text{O}_2} \right] \\ &= \bar{h}_{RP}^0 + \left[(\Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 2(\Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}} - (\Delta\bar{h})_{\text{CH}_4(g)} - 2(\Delta\bar{h})_{\text{O}_2} \right] \quad \mathfrak{A} \end{aligned}$$

Les valeurs de \bar{h}_{RP}^0 et $(\Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O}}$ varient selon que l'eau dans les produits est un liquide ou une vapeur.

(a) Étant donné que les réactifs et les produits sont à 25°C, 1 atm dans ce cas, les termes $\Delta\bar{h}$ tombent de l'éq. \mathfrak{A} donnant l'expression de \bar{h}_{RP} . Ainsi, pour l'eau liquide dans les produits, l'enthalpie de combustion est

$$\bar{h}_{RP}^0 = (\bar{h}_f^0)_{CO_2} + 2(\bar{h}_f^0)_{H_2O(l)} - (\bar{h}_f^0)_{CH_4(g)}$$

Avec les valeurs de l'enthalpie de formation de **la table A-3**

$$\bar{h}_{RP}^0 = -393520 + 2(-285830) - (-74850) = -890330 \text{ kJ/kmol(fuel)}$$

La division par le poids moléculaire du méthane place ce résultat sur la base d'une masse unitaire de carburant

$$\bar{h}_{RP}^0 = \frac{-890330 \text{ kJ/kmol(fuel)}}{16.04 \text{ kg(fuel)/kmol(fuel)}} = -55\,507 \text{ kJ/kg(fuel)}$$

L'ampleur de cette valeur correspond à la valeur calorifique supérieure du méthane indiquée dans **la table A-3**.

(b) Comme dans la partie **(a)**, les termes $\Delta\bar{h}$ disparaissent de l'expression pour \bar{h}_{RP} , l'éq. **9**, qui pour la vapeur d'eau dans les produits se réduit à \bar{h}_{RP}^0 , où

$$\bar{h}_{RP}^0 = (\bar{h}_f^0)_{CO_2} + 2(\bar{h}_{RP}^0)_{H_2O(g)} - (\bar{h}_{RP}^0)_{CH_4(g)}$$

Avec les valeurs d'enthalpie de formation de **la table A-3**

$$\bar{h}_{RP}^0 = -393\,520 + 2(-241\,820) - (74\,850) = -802\,310 \text{ kJ/kmol(fuel)}$$

Sur la base d'une unité de masse de carburant, l'enthalpie de combustion dans ce cas est

$$h_{RP}^0 = \frac{-802\,310}{16.04} = -50\,019 \text{ kJ/kg(fuel)}$$

L'ampleur de cette valeur correspond à la valeur calorifique inférieure du méthane indiquée dans **la table A-3**.

(c) Pour le cas où les réactifs et produits sont à 1000 K, 1 atm, le terme \bar{h}_{RP}^0 dans l'éq. **9** donnant l'expression pour \bar{h}_{RP} a la valeur déterminée dans la partie **(b)**: $\bar{h}_{RP}^0 = -802310 \text{ kJ/kmol(fuel)}$, et les termes $\Delta\bar{h}$ pour O_2 , $H_2O(g)$ et CO_2 peuvent être évalués en utilisant les enthalpies spécifiques à 298 et 1000 K de **la table A-2**. Les résultats sont

$$(\Delta\bar{h})_{O_2} = 31\,389 - 8682 = 22\,707 \text{ kJ/kmol}$$

$$(\Delta\bar{h})_{H_2O(g)} = 35\,882 - 9904 = 25\,978 \text{ kJ/kmol}$$

$$(\Delta\bar{h})_{CO_2} = 42\,769 - 9364 = 33\,405 \text{ kJ/kmol}$$

Pour le méthane, l'expression de \bar{c}_p de **la table A-4** peut être utilisée pour obtenir

$$\begin{aligned} (\Delta\bar{h})_{CH_4(g)} &= \int_{298}^{1000} \bar{c}_p dT \\ &= \bar{R} \left(3.826T - \frac{3.979T^2}{10^3} + \frac{24.558T^3}{10^6} - \frac{22.733T^4}{10^9} + \frac{6.963T^5}{10^{12}} \right)_{298}^{1000} \\ &= 38\,189 \text{ kJ/kmol(fuel)} \end{aligned}$$

Substituons les valeurs dans l'expression de l'enthalpie de combustion, l'éq. **9**, nous obtenons

$$\begin{aligned} \bar{h}_{RP} &= -802\,310 + [33\,405 + 2(25\,978) - 38\,189 - 2(22\,707)] \\ &= -800\,522 \text{ kJ/kmol(fuel)} \end{aligned}$$

Sur une base de masse unitaire

$$h_{RP} = \frac{-800\,522}{16.04} = -49\,910 \text{ kJ/kg(fuel)}$$

Note : En comparant les valeurs des parties **(b)** et **(c)**, l'enthalpie de combustion du méthane semble varier peu avec la température. Il en va de même pour de nombreux carburants à base d'hydrocarbures. Ce fait est parfois utilisé pour simplifier les calculs de combustion.

Teste : Quel est le pouvoir calorifique inférieur du méthane, en kJ/kg(carburant) à 25°C, 1 atm? (Rép. 50020 kJ/kg ; **la table A-3**).

Évaluation de l'enthalpie de combustion par calorimétrie

Lorsque les données d'enthalpie de formation sont disponibles pour tous les réactifs et les produits, l'enthalpie de combustion peut être calculée directement à partir de l'éq.{18}, comme illustré dans l'**exemple 7**. Sinon, il doit être obtenu expérimentalement à l'aide de dispositifs appelés *calorimètres*. Des dispositifs à volume constant (calorimètres à bombe) et à circulation sont utilisés à cette fin. Prenons comme exemple un réacteur fonctionnant à l'état stationnaire dans lequel le combustible est complètement brûlé avec de l'air. Pour que les produits soient ramenés à la même température que les réactifs, un transfert de chaleur du réacteur serait nécessaire. À partir d'un bilan énergétique, le transfert de chaleur requis est

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} = \sum_P n_e h_e - \sum_R n_i h_i \quad \{19\}$$

où les symboles ont la même signification que dans les discussions précédentes. Le flux de transfert de chaleur par mole de combustible, $\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F}$, serait déterminé à partir des données mesurées. En comparant l'éq.{19} avec l'équation de définition, éq.{18}, nous avons $\bar{h}_{RP} = \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F}$. Conformément à la convention de signe habituelle pour le transfert de chaleur, l'enthalpie de combustion serait négative.

Comme indiqué précédemment, l'enthalpie de combustion peut être utilisée pour les analyses énergétiques des systèmes réactifs.

Par exemple, considérons un volume de contrôle à l'état stationnaire dans lequel un carburant réagit complètement avec l'air. Le bilan énergétique est donné par l'éq.{15b}

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \sum_P n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_i$$

Tous les symboles ont la même signification que lors des discussions précédentes. Cette équation peut être réorganisée pour lire

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \underbrace{\sum_P n_e (\bar{h}_f^0)_e - \sum_R n_i (\bar{h}_f^0)_i}_{\bar{h}_{RP}^0} + \sum_P n_e (\Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i (\Delta\bar{h})_i$$

Pour une réaction complète, le terme souligné est juste l'enthalpie de combustion \bar{h}_{RP}^0 , à T_{ref} et p_{ref} . Ainsi, l'équation devient

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \bar{h}_{RP}^0 + \sum_P n_e (\Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i (\Delta\bar{h})_i \quad \{20\}$$

Le côté droit de l'éq.{20} peut être évalué avec une valeur déterminée expérimentalement pour \bar{h}_{RP}^0 et $\Delta\bar{h}$ pour les réactifs et produits déterminés comme discuté précédemment.

III Détermination de la température de flamme adiabatique

Reconsidérons le réacteur à l'état stationnaire illustré à la **figure 2**. En l'absence de travail W_{cv} et d'effets appréciables des énergies cinétique et potentielle, l'énergie libérée lors de la combustion est transférée du réacteur de deux manières uniquement: par l'énergie accompagnant la sortie des produits de combustion et par transfert de chaleur vers l'environnement. Plus le transfert de chaleur est petit, plus l'énergie réalisée avec les produits de combustion est grande et donc plus la température des produits est élevée. La température qui serait atteinte par les produits dans la limite de fonctionnement adiabatique du réacteur est appelée **température de la flamme adiabatique** ou **température de la combustion adiabatique**.

La température de la flamme adiabatique peut être déterminée en utilisant les principes de conservation de la masse et de conservation de l'énergie. Pour illustrer la procédure, supposons que l'air de combustion et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits.

Ensuite, avec les autres hypothèses énoncées précédemment, le bilan du taux d'énergie par mole de carburant, **eq. {12b}**, se réduit à la forme $\bar{h}_p = \bar{h}_R$, c'est-à-dire,

$$\sum_P n_e \bar{h}_e = \sum_R n_i \bar{h}_i \quad \{21a\}$$

où i désigne les flux de carburant et d'air entrants et e les produits de combustion sortants. Avec cette expression, la température de la flamme adiabatique peut être déterminée à l'aide de données des tables ou d'un logiciel informatique, comme on le verra.

III.1 Utilisation des données tabulées

Lorsqu'on utilise l'éq. {9} avec des données des tables pour évaluer les termes d'enthalpie, l'éq. {21a} prend la forme

$$\sum_P n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h})_i$$

ou

$$\sum_P n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\Delta \bar{h})_i + \sum_R n_i \bar{h}_f^0 - \sum_P n_e \bar{h}_f^0 \quad \{21b\}$$

Les n sont obtenus par mole de carburant à partir de l'équation de réaction chimique équilibrée. Les enthalpies de formation des réactifs et des produits sont obtenues à partir de **la table A-3**. L'enthalpie des données de combustion peut être utilisée dans des situations où l'enthalpie de formation du carburant n'est pas disponible. Connaissant les états des réactifs lorsqu'ils entrent dans le réacteur, les termes $\Delta \bar{h}$ pour les réactifs peuvent être évalués comme discuté précédemment. Ainsi, tous les termes du côté droit de l'éq. {21b} peuvent être évalués. Les termes $(\Delta \bar{h})_e$ sur le côté gauche expliquent les changements d'enthalpie des produits de T_{ref} à la température de flamme adiabatique inconnue. Comme la température inconnue apparaît dans chaque terme de la somme sur le côté gauche de l'équation, la détermination de la température de la flamme adiabatique nécessite une itération: Une température pour les produits est supposée et utilisée pour évaluer le côté gauche de l'éq. {21b}. La valeur obtenue est comparée à la valeur précédemment déterminée pour le côté droit de l'équation. La procédure continue jusqu'à ce qu'un accord satisfaisant soit atteint. **l'exemple 8** en donne une illustration.

III.2 Utilisation de logiciels informatiques

Jusqu'à présent, nous avons souligné l'utilisation de l'éq.{9} ainsi que des données des tables lors de l'évaluation des enthalpies spécifiques requises par les bilans énergétiques pour les systèmes réactifs. Ces valeurs d'enthalpie peuvent également être récupérées à l'aide de **Interactive Thermodynamics: IT**. Avec IT, les quantités sur le côté droit de l'éq.{9} sont évaluées par logiciel et les données \bar{h} sont retournées directement.

Par exemple, considérons le CO_2 à 500 K modélisé comme un gaz parfait. L'enthalpie spécifique est obtenue du logiciel IT comme suit:

$$T = 500 // K$$

$$h = h_T(\text{«CO}_2\text{»}, T)$$

En choisissant K pour l'unité de température et les moles pour la quantité dans le menu **Units**, IT retourne $h = -3.852 \times 10^5 \text{ kJ} / \text{kmol}$.

Cette valeur correspond à la valeur calculée à partir de l'éq.{9} en utilisant les données d'enthalpie pour le CO_2 de **la table A-2**, comme suit

$$\begin{aligned}\bar{h} &= \bar{h}_f^0 + [\bar{h}(500 K) - \bar{h}(298 K)] \\ &= -393\,520 + [17\,678 - 9364] \\ &= -3.852 \times 10^5 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol}}\end{aligned}$$

Comme suggéré par cette discussion, le programme IT est également utile pour analyser les systèmes réactifs. En particulier, le résolveur d'équations et les caractéristiques de récupération des propriétés de IT permettent de déterminer la température de la flamme adiabatique sans l'itération requise lors de l'utilisation des données tabulées.

Dans l'**exemple 8**, nous montrons comment la température de la flamme adiabatique peut être déterminée de manière itérative à l'aide des données tabulées ou à l'aide de Interactive Thermodynamics: IT.

Exemple 8:

Détermination de la température de flamme adiabatique pour une combustion complète de l'octane liquide

L'octane liquide à 25°C, 1 atm entre dans un réacteur bien isolé et réagit avec l'air entrant à la même température et pression. Pour un fonctionnement en régime permanent et des effets négligeables de l'énergie cinétique et potentielle, déterminer la température des produits de combustion pour une combustion complète avec **(a)** la quantité théorique d'air, **(b)** 400% d'air théorique.

Solution :

Données: L'octane liquide et l'air, chacun à 25°C et 1 atm, brûlent complètement dans un réacteur bien isolé fonctionnant à l'état stationnaire.

Trouver: Déterminer la température des produits de combustion pour **(a)** la quantité théorique d'air et **(b)** 400% d'air théorique.

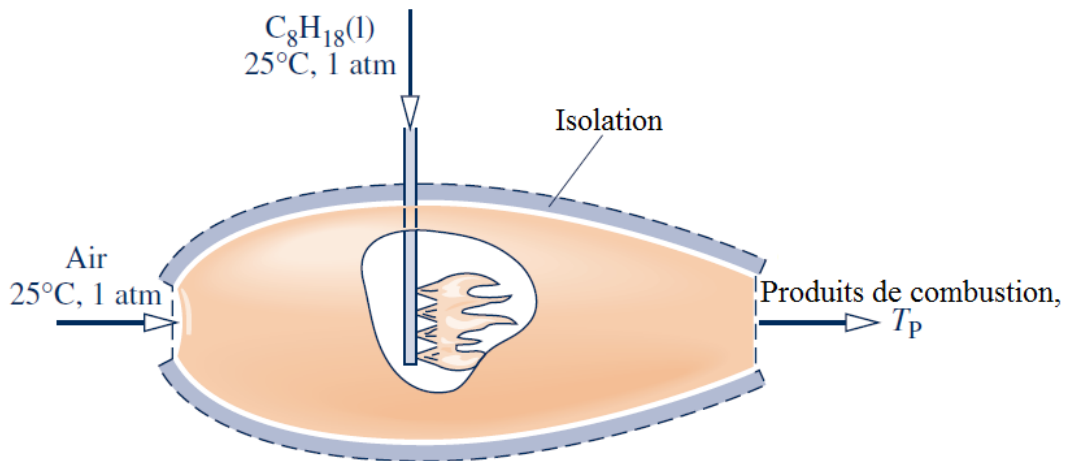


Fig. 5

Modèle adopté:

1. Le volume de contrôle indiqué sur la figure ci-jointe par une ligne en pointillés fonctionne à l'état stationnaire.
2. Pour le volume de contrôle, $Q_{cv} = 0$, $\dot{W}_{cv} = 0$ et les effets cinétiques et potentiels sont négligeables.
3. L'air de combustion et les produits de combustion forment chacun des mélanges de gaz parfaits.
4. La combustion est complète.
5. Chaque mole d'oxygène dans l'air de combustion est accompagnée de 3.76 moles d'azote, qui est inerte.

Analyse: À l'état stationnaire, le bilan énergétique du volume de contrôle décrit par l'éq.{12b} se réduit avec les hypothèses 2 et 3 pour donner l'éq.{21a}:

$$\sum_P n_e \bar{h}_e = \sum_R n_i \bar{h}_i \quad \mathfrak{A}$$

Lorsque l'éq.{9} et les données tabulées sont utilisées pour évaluer les termes d'enthalpie, l'éq. \mathfrak{A} s'écrit

$$\sum_P n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h})_i$$

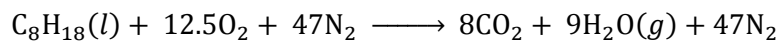
Après réarrangement, cela devient

$$\sum_P n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\Delta \bar{h})_i + \sum_R n_i \bar{h}_{f_i}^0 - \sum_P n_e \bar{h}_{f_e}^0$$

ce qui correspond à l'éq.{21b}. Puisque les réactifs entrent à 25°C, les termes $(\Delta \bar{h})_i$ sur le côté droit disparaissent et l'équation du flux d'énergie devient

$$\sum_P n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i \bar{h}_{f_i}^0 - \sum_P n_e \bar{h}_{f_e}^0 \quad \mathfrak{B}$$

a) Pour la combustion d'octane liquide avec la quantité théorique d'air, l'équation chimique est



En introduisant les coefficients de cette équation, l'éq. \mathfrak{B} prend la forme

$$\begin{aligned} & 8(\Delta \bar{h})_{\text{CO}_2} + 9(\Delta \bar{h})_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} + 47(\Delta \bar{h})_{\text{N}_2} \\ &= \left[(\bar{h}_f^0)_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} + 12.5 \overbrace{(\bar{h}_f^0)_{\text{O}_2}}^{\rightarrow 0} + 47 \overbrace{(\bar{h}_f^0)_{\text{N}_2}}^{\rightarrow 0} \right] \\ & - \left[8(\bar{h}_f^0)_{\text{CO}_2} + 9(\bar{h}_f^0)_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} + 47 \overbrace{(\bar{h}_f^0)_{\text{N}_2}}^{\rightarrow 0} \right] \end{aligned}$$

Le côté droit de l'équation ci-dessus peut être évalué avec l'enthalpie de formation donnée par **la table A-3**, donnant

$$8(\Delta\bar{h})_{CO_2} + 9(\Delta\bar{h})_{H_2O(g)} + 47(\Delta\bar{h})_{N_2} = 5\,047\,630 \text{ kJ/kmol}(fuel)$$

Chaque terme $\Delta\bar{h}$ sur le côté gauche de cette équation dépend de la température des produits, T_p . Cette température peut être déterminée par une procédure itérative.

Le tableau suivant résume la procédure itérative pour trois estimations (valeurs d'essai) de T_p . Puisque la somme des enthalpies des produits est égale à $5\,074\,630 \text{ kJ/kmol}$, la valeur réelle de T_p est dans l'intervalle de 2350 à 2400 K . L'interpolation entre ces températures donne $T_p = 2395 \text{ K}$.

T_p	2500 K	2400 K	2350 K
$8(\Delta\bar{h})_{CO_2}$	975408	926304	901816
$9(\Delta\bar{h})_{H_2O(g)}$	890676	842436	818478
$47(\Delta\bar{h})_{N_2}$	3492748	3320597	3234869
$\sum_P n_e(\Delta\bar{h})_e$	5358748	5089337	4955163

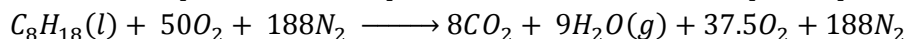
Solution alternative:

Le code IT suivant peut être utilisé comme alternative à l'itération avec des données tabulées, où h_{N2_R} et h_{N2_P} désignent l'enthalpie de N_2 dans les réactifs et les produits, respectivement, etc. Dans le menu **Units**, sélectionnez la température en K et la quantité de substance en moles.

```
TR = 25 + 273.15 // K
// Évaluer les enthalpies des réactifs et des produits, hR et hP, respectivement
hR = hC8H18 + 12.5 * hO2_R + 47 * hN2_R
hP = 8 * hCO2_P + 9 * hH2O_P + 47 * hN2_P
hC8H18 = -249910 // kJ/kmol (valeur de la table A-3)
hO2_R = h_T("O2", TR)
hN2_R = h_T("N2", TR)
hCO2_P = h_T("CO2", TP)
hH2O_P = h_T("H2O", TP)
hN2_P = h_T("N2", TP)
// Bilan énergétique
hP = hR
```

En utilisant le bouton **Solve**, le résultat est $T_p = 2394 \text{ K}$, ce qui correspond étroitement au résultat obtenu ci-dessus.

(b) Pour une combustion complète d'octane liquide avec 400% d'air théorique, l'équation chimique est



Le bilan énergétique, l'éq. **B**, se réduit pour ce cas à

$$8(\Delta\bar{h})_{CO_2} + 9(\Delta\bar{h})_{H_2O(g)} + 37.5(\Delta\bar{h})_{O_2} + 188(\Delta\bar{h})_{N_2} = 5074630 \text{ kJ/kmol}(fuel)$$

① On observe que le côté droit a la même valeur que dans la partie **(a)**. En procédant de manière itérative comme précédemment, la température des produits est $T_p = 962 \text{ K}$. L'utilisation de IT pour résoudre la partie **(b)** est laissée à titre d'exercice.

② La température déterminée dans la partie **(b)** est considérablement inférieure à la valeur trouvée dans la partie **(a)**. Cela montre qu'une fois suffisamment d'oxygène a été fourni pour une combustion complète, apportant plus d'air dilue les produits de combustion, en abaissant leur température.

Teste : Si de l'octane gazeux pénétrait à la place de l'octane liquide, la température de la flamme adiabatique augmenterait-elle, diminuerait-elle ou resterait-elle la même? (**Rép. Augmente**).

III.3 Epilogue

Pour un combustible spécifié et une température et pression spécifiées des réactifs, la température *maximale* de la flamme adiabatique correspond à une combustion complète avec la quantité théorique d'air. La valeur mesurée de la température des produits de combustion peut toutefois être inférieure de plusieurs centaines de degrés à la température maximale de la flamme adiabatique pour plusieurs raisons:

- ◆ Une fois que l'oxygène adéquat a été fourni pour permettre une combustion complète, apporter plus d'air dilue les produits de combustion et abaisse leur température.
- ◆ Une combustion incomplète a également tendance à réduire la température des produits et la combustion est rarement complète.
- ◆ Les pertes de chaleur peuvent être réduites mais pas totalement éliminées.
- ◆ En raison des températures élevées atteintes, certains produits de combustion peuvent se dissocier. Les réactions de dissociation endothermique abaissent la température du produit. L'effet de la dissociation sur la température de la flamme adiabatique est considéré dans les textes concernant les émissions polluantes.

TABLE A-1

Propriétés de l'eau saturée (liquide-vapeur): Table des températures

Pressure Conversions:
1 bar = 0.1 MPa
= 10² kPa

Temp. °C	Press. bar	Volume spécifique m ³ /kg		Energie interne kJ/kg		Enthalpie kJ/kg			Entropie kJ/kg · K		Temp. °C
		Liquide Sat. <i>v_f</i> × 10 ³	Vapeur Sat. <i>v_g</i>	Liquide Sat. <i>u_f</i>	Vapeur Sat. <i>u_g</i>	Liquide Sat. <i>h_f</i>	Evap. <i>h_{fg}</i>	Vapeur Sat. <i>h_g</i>	Liquide Sat. <i>s_f</i>	Vapeur Sat. <i>s_g</i>	
.01	0.00611	1.0002	206.136	0.00	2375.3	0.01	2501.3	2501.4	0.0000	9.1562	.01
4	0.00813	1.0001	157.232	16.77	2380.9	16.78	2491.9	2508.7	0.0610	9.0514	4
5	0.00872	1.0001	147.120	20.97	2382.3	20.98	2489.6	2510.6	0.0761	9.0257	5
6	0.00935	1.0001	137.734	25.19	2383.6	25.20	2487.2	2512.4	0.0912	9.0003	6
8	0.01072	1.0002	120.917	33.59	2386.4	33.60	2482.5	2516.1	0.1212	8.9501	8
10	0.01228	1.0004	106.379	42.00	2389.2	42.01	2477.7	2519.8	0.1510	8.9008	10
11	0.01312	1.0004	99.857	46.20	2390.5	46.20	2475.4	2521.6	0.1658	8.8765	11
12	0.01402	1.0005	93.784	50.41	2391.9	50.41	2473.0	2523.4	0.1806	8.8524	12
13	0.01497	1.0007	88.124	54.60	2393.3	54.60	2470.7	2525.3	0.1953	8.8285	13
14	0.01598	1.0008	82.848	58.79	2394.7	58.80	2468.3	2527.1	0.2099	8.8048	14
15	0.01705	1.0009	77.926	62.99	2396.1	62.99	2465.9	2528.9	0.2245	8.7814	15
16	0.01818	1.0011	73.333	67.18	2397.4	67.19	2463.6	2530.8	0.2390	8.7582	16
17	0.01938	1.0012	69.044	71.38	2398.8	71.38	2461.2	2532.6	0.2535	8.7351	17
18	0.02064	1.0014	65.038	75.57	2400.2	75.58	2458.8	2534.4	0.2679	8.7123	18
19	0.02198	1.0016	61.293	79.76	2401.6	79.77	2456.5	2536.2	0.2823	8.6897	19
20	0.02339	1.0018	57.791	83.95	2402.9	83.96	2454.1	2538.1	0.2966	8.6672	20
21	0.02487	1.0020	54.514	88.14	2404.3	88.14	2451.8	2539.9	0.3109	8.6450	21
22	0.02645	1.0022	51.447	92.32	2405.7	92.33	2449.4	2541.7	0.3251	8.6229	22
23	0.02810	1.0024	48.574	96.51	2407.0	96.52	2447.0	2543.5	0.3393	8.6011	23
24	0.02985	1.0027	45.883	100.70	2408.4	100.70	2444.7	2545.4	0.3534	8.5794	24
25	0.03169	1.0029	43.360	104.88	2409.8	104.89	2442.3	2547.2	0.3674	8.5580	25
26	0.03363	1.0032	40.994	109.06	2411.1	109.07	2439.9	2549.0	0.3814	8.5367	26
27	0.03567	1.0035	38.774	113.25	2412.5	113.25	2437.6	2550.8	0.3954	8.5156	27
28	0.03782	1.0037	36.690	117.42	2413.9	117.43	2435.2	2552.6	0.4093	8.4946	28
29	0.04008	1.0040	34.733	121.60	2415.2	121.61	2432.8	2554.5	0.4231	8.4739	29
30	0.04246	1.0043	32.894	125.78	2416.6	125.79	2430.5	2556.3	0.4369	8.4533	30
31	0.04496	1.0046	31.165	129.96	2418.0	129.97	2428.1	2558.1	0.4507	8.4329	31
32	0.04759	1.0050	29.540	134.14	2419.3	134.15	2425.7	2559.9	0.4644	8.4127	32
33	0.05034	1.0053	28.011	138.32	2420.7	138.33	2423.4	2561.7	0.4781	8.3927	33
34	0.05324	1.0056	26.571	142.50	2422.0	142.50	2421.0	2563.5	0.4917	8.3728	34
35	0.05628	1.0060	25.216	146.67	2423.4	146.68	2418.6	2565.3	0.5053	8.3531	35
36	0.05947	1.0063	23.940	150.85	2424.7	150.86	2416.2	2567.1	0.5188	8.3336	36
38	0.06632	1.0071	21.602	159.20	2427.4	159.21	2411.5	2570.7	0.5458	8.2950	38
40	0.07384	1.0078	19.523	167.56	2430.1	167.57	2406.7	2574.3	0.5725	8.2570	40
45	0.09593	1.0099	15.258	188.44	2436.8	188.45	2394.8	2583.2	0.6387	8.1648	45

v_f = (Valeur lue)/1000

H₂O

TABLE A-1

(...Suite)

Pressure Conversions:
1 bar = 0.1 MPa
= 10² kPa

H₂O

Temp. °C	Press. bar	Volume spécifique m ³ /kg		Energie interne kJ/kg		Enthalpie kJ/kg			Entropie kJ/kg · K		Temp. °C
		Liquide Sat. <i>v_f</i> × 10 ³	Vapeur Sat. <i>v_g</i>	Liquide Sat. <i>u_f</i>	Vapeur Sat. <i>u_g</i>	Liquide Sat. <i>h_f</i>	Evap. <i>h_{fg}</i>	Vapeur Sat. <i>h_g</i>	Liquide Sat. <i>s_f</i>	Vapeur Sat. <i>s_g</i>	
50	.1235	1.0121	12.032	209.32	2443.5	209.33	2382.7	2592.1	.7038	8.0763	50
55	.1576	1.0146	9.568	230.21	2450.1	230.23	2370.7	2600.9	.7679	7.9913	55
60	.1994	1.0172	7.671	251.11	2456.6	251.13	2358.5	2609.6	.8312	7.9096	60
65	.2503	1.0199	6.197	272.02	2463.1	272.06	2346.2	2618.3	.8935	7.8310	65
70	.3119	1.0228	5.042	292.95	2469.6	292.98	2333.8	2626.8	.9549	7.7553	70
75	.3858	1.0259	4.131	313.90	2475.9	313.93	2321.4	2635.3	1.0155	7.6824	75
80	.4739	1.0291	3.407	334.86	2482.2	334.91	2308.8	2643.7	1.0753	7.6122	80
85	.5783	1.0325	2.828	355.84	2488.4	355.90	2296.0	2651.9	1.1343	7.5445	85
90	.7014	1.0360	2.361	376.85	2494.5	376.92	2283.2	2660.1	1.1925	7.4791	90
95	.8455	1.0397	1.982	397.88	2500.6	397.96	2270.2	2668.1	1.2500	7.4159	95
100	1.014	1.0435	1.673	418.94	2506.5	419.04	2257.0	2676.1	1.3069	7.3549	100
110	1.433	1.0516	1.210	461.14	2518.1	461.30	2230.2	2691.5	1.4185	7.2387	110
120	1.985	1.0603	0.8919	503.50	2529.3	503.71	2202.6	2706.3	1.5276	7.1296	120
130	2.701	1.0697	0.6685	546.02	2539.9	546.31	2174.2	2720.5	1.6344	7.0269	130
140	3.613	1.0797	0.5089	588.74	2550.0	589.13	2144.7	2733.9	1.7391	6.9299	140
150	4.758	1.0905	0.3928	631.68	2559.5	632.20	2114.3	2746.5	1.8418	6.8379	150
160	6.178	1.1020	0.3071	674.86	2568.4	675.55	2082.6	2758.1	1.9427	6.7502	160
170	7.917	1.1143	0.2428	718.33	2576.5	719.21	2049.5	2768.7	2.0419	6.6663	170
180	10.02	1.1274	0.1941	762.09	2583.7	763.22	2015.0	2778.2	2.1396	6.5857	180
190	12.54	1.1414	0.1565	806.19	2590.0	807.62	1978.8	2786.4	2.2359	6.5079	190
200	15.54	1.1565	0.1274	850.65	2595.3	852.45	1940.7	2793.2	2.3309	6.4323	200
210	19.06	1.1726	0.1044	895.53	2599.5	897.76	1900.7	2798.5	2.4248	6.3585	210
220	23.18	1.1900	0.08619	940.87	2602.4	943.62	1858.5	2802.1	2.5178	6.2861	220
230	27.95	1.2088	0.07158	986.74	2603.9	990.12	1813.8	2804.0	2.6099	6.2146	230
240	33.44	1.2291	0.05976	1033.2	2604.0	1037.3	1766.5	2803.8	2.7015	6.1437	240
250	39.73	1.2512	0.05013	1080.4	2602.4	1085.4	1716.2	2801.5	2.7927	6.0730	250
260	46.88	1.2755	0.04221	1128.4	2599.0	1134.4	1662.5	2796.6	2.8838	6.0019	260
270	54.99	1.3023	0.03564	1177.4	2593.7	1184.5	1605.2	2789.7	2.9751	5.9301	270
280	64.12	1.3321	0.03017	1227.5	2586.1	1236.0	1543.6	2779.6	3.0668	5.8571	280
290	74.36	1.3656	0.02557	1278.9	2576.0	1289.1	1477.1	2766.2	3.1594	5.7821	290
300	85.81	1.4036	0.02167	1332.0	2563.0	1344.0	1404.9	2749.0	3.2534	5.7045	300
320	112.7	1.4988	0.01549	1444.6	2525.5	1461.5	1238.6	2700.1	3.4480	5.5362	320
340	145.9	1.6379	0.01080	1570.3	2464.6	1594.2	1027.9	2622.0	3.6594	5.3357	340
360	186.5	1.8925	0.006945	1725.2	2351.5	1760.5	720.5	2481.0	3.9147	5.0526	360
374.14	220.9	3.155	0.003155	2029.6	2029.6	2099.3	0	2099.3	4.4298	4.4298	374.14

v_f = (Valeur lue)/1000

TABLE A-2

Propriétés des gaz parfaits sélectionnés

Enthalpie $\bar{h}(T)$ et énergie interne $\bar{u}(T)$, en kJ/kmol. Entropie absolue à 1 atm $\bar{s}^0(T)$, en kJ/kmol.K.

$T(K)$	Dioxyde de carbone, CO ₂ ($\bar{h}_f^0 = -393,520$ kJ/kmol)			Monoxyde de carbone, CO ($\bar{h}_f^0 = -110,530$ kJ/kmol)			Vapeur d'eau, H ₂ O ($\bar{h}_f^0 = -241,820$ kJ/kmol)			Oxygène, O ₂ ($\bar{h}_f^0 = 0$ kJ/kmol)			Azote, N ₂ ($\bar{h}_f^0 = 0$ kJ/kmol)			
	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}^0	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}^0	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}^0	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}^0	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}^0	$T(K)$
0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
220	6,601	4,772	202,966	6,391	4,562	188,683	7,295	5,466	178,576	6,404	4,575	196,171	6,391	4,562	182,638	220
230	6,938	5,026	204,464	6,683	4,771	189,980	7,628	5,715	180,054	6,694	4,782	197,461	6,683	4,770	183,938	230
240	7,280	5,285	205,920	6,975	4,979	191,221	7,961	5,965	181,471	6,984	4,989	198,696	6,975	4,979	185,180	240
250	7,627	5,548	207,337	7,266	5,188	192,411	8,294	6,215	182,831	7,275	5,197	199,885	7,266	5,188	186,370	250
260	7,979	5,817	208,717	7,558	5,396	193,554	8,627	6,466	184,139	7,566	5,405	201,027	7,558	5,396	187,514	260
270	8,335	6,091	210,062	7,849	5,604	194,654	8,961	6,716	185,399	7,858	5,613	202,128	7,849	5,604	188,614	270
280	8,697	6,369	211,376	8,140	5,812	195,173	9,296	6,968	186,616	8,150	5,822	203,191	8,141	5,813	189,673	280
290	9,063	6,651	212,660	8,432	6,020	196,735	9,631	7,219	187,791	8,443	6,032	204,218	8,432	6,021	190,695	290
298	9,364	6,885	213,685	8,669	6,190	197,543	9,904	7,425	188,720	8,682	6,203	205,033	8,669	6,190	191,502	298
300	9,431	6,939	213,915	8,723	6,229	197,723	9,966	7,472	188,928	8,736	6,242	205,213	8,723	6,229	191,682	300
310	9,807	7,230	215,146	9,014	6,437	198,678	10,302	7,725	190,030	9,030	6,453	206,177	9,014	6,437	192,638	310
320	10,186	7,526	216,351	9,306	6,645	199,603	10,639	7,978	191,098	9,325	6,664	207,112	9,306	6,645	193,562	320
330	10,570	7,826	217,534	9,597	6,854	200,500	10,976	8,232	192,136	9,620	6,877	208,020	9,597	6,853	194,459	330
340	10,959	8,131	218,694	9,889	7,062	201,371	11,314	8,487	193,144	9,916	7,090	208,904	9,888	7,061	195,328	340
350	11,351	8,439	219,831	10,181	7,271	202,217	11,652	8,742	194,125	10,213	7,303	209,765	10,180	7,270	196,173	350
360	11,748	8,752	220,948	10,473	7,480	203,040	11,992	8,998	195,081	10,511	7,518	210,604	10,471	7,478	196,995	360
370	12,148	9,068	222,044	10,765	7,689	203,842	12,331	9,255	196,012	10,809	7,733	211,423	10,763	7,687	197,794	370
380	12,552	9,392	223,122	11,058	7,899	204,622	12,672	9,513	196,920	11,109	7,949	212,222	11,055	7,895	198,572	380
390	12,960	9,718	224,182	11,351	8,108	205,383	13,014	9,771	197,807	11,409	8,166	213,002	11,347	8,104	199,331	390
400	13,372	10,046	225,225	11,644	8,319	206,125	13,356	10,030	198,673	11,711	8,384	213,765	11,640	8,314	200,071	400
410	13,787	10,378	226,250	11,938	8,529	206,850	13,699	10,290	199,521	12,012	8,603	214,510	11,932	8,523	200,794	410
420	14,206	10,714	227,258	12,232	8,740	207,549	14,043	10,551	200,350	12,314	8,822	215,241	12,225	8,733	201,499	420
430	14,628	11,053	228,252	12,526	8,951	208,252	14,388	10,813	201,160	12,618	9,043	215,955	12,518	8,943	202,189	430
440	15,054	11,393	229,230	12,821	9,163	208,929	14,734	11,075	201,955	12,923	9,264	216,656	12,811	9,153	202,863	440
450	15,483	11,742	230,194	13,116	9,375	209,593	15,080	11,339	202,734	13,228	9,487	217,342	13,105	9,363	203,523	450
460	15,916	12,091	231,144	13,412	9,587	210,243	15,428	11,603	203,497	13,535	9,710	218,016	13,399	9,574	204,170	460
470	16,351	12,444	232,080	13,708	9,800	210,880	15,777	11,869	204,247	13,842	9,935	218,676	13,693	9,786	204,803	470
480	16,791	12,800	233,004	14,005	10,014	211,504	16,126	12,135	204,982	14,151	10,160	219,326	13,988	9,997	205,424	480
490	17,232	13,158	233,916	14,302	10,228	212,117	16,477	12,403	205,705	14,460	10,386	219,963	14,285	10,210	206,033	490
500	17,678	13,521	234,814	14,600	10,443	212,719	16,828	12,671	206,413	14,770	10,614	220,589	14,581	10,423	206,630	500
510	18,126	13,885	235,700	14,898	10,658	213,310	17,181	12,940	207,112	15,082	10,842	221,206	14,876	10,635	207,216	510
520	18,576	14,253	236,575	15,197	10,874	213,890	17,534	13,211	207,799	15,395	11,071	221,812	15,172	10,848	207,792	520
530	19,029	14,622	237,439	15,497	11,090	214,460	17,889	13,482	208,475	15,708	11,301	222,409	15,469	11,062	208,358	530
540	19,485	14,996	238,292	15,797	11,307	215,020	18,245	13,755	209,139	16,022	11,533	222,997	15,766	11,277	208,914	540
550	19,945	15,372	239,135	16,097	11,524	215,572	18,601	14,028	209,795	16,338	11,765	223,576	16,064	11,492	209,461	550
560	20,407	15,751	239,962	16,399	11,743	216,115	18,959	14,303	210,440	16,654	11,998	224,146	16,363	11,707	209,999	560
570	20,870	16,131	240,789	16,701	11,961	216,649	19,318	14,579	211,075	16,971	12,232	224,708	16,662	11,923	210,528	570
580	21,337	16,515	241,602	17,003	12,181	217,175	19,678	14,856	211,702	17,290	12,467	225,262	16,962	12,139	211,049	580
590	21,807	16,902	242,405	17,307	12,401	217,693	20,039	15,134	212,320	17,609	12,703	225,808	17,262	12,356	211,562	590

(Suite...)

 \bar{h} and \bar{u} in kJ/kmol, \bar{s}° in kJ/kmol · K

T(K)	Dioxyde de carbone, CO ₂ ($\bar{h}_f^\circ = -393,520$ kJ/kmol)			Monoxyde de carbone, CO ($\bar{h}_f^\circ = -110,530$ kJ/kmol)			Vapeur d'eau, H ₂ O ($\bar{h}_f^\circ = -241,820$ kJ/kmol)			Oxygène, O ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)			Azote, N ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)			
	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}°	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}°	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}°	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}°	\bar{h}	\bar{u}	\bar{s}°	T(K)
600	22,280	17,291	243,199	17,611	12,622	218,204	20,402	15,413	212,920	17,929	12,940	226,346	17,563	12,574	212,066	600
610	22,754	17,683	243,983	17,915	12,843	218,708	20,765	15,693	213,529	18,250	13,178	226,877	17,864	12,792	212,564	610
620	23,231	18,076	244,758	18,221	13,066	219,205	21,130	15,975	214,122	18,575	13,417	227,400	18,166	13,011	213,055	620
630	23,709	18,471	245,524	18,527	13,289	219,695	21,495	16,257	214,707	18,895	13,657	227,918	18,468	13,230	213,541	630
640	24,190	18,869	246,282	18,833	13,512	220,179	21,862	16,541	215,285	19,219	13,898	228,429	18,772	13,450	214,018	640
650	24,674	19,270	247,032	19,141	13,736	220,656	22,230	16,826	215,856	19,544	14,140	228,932	19,075	13,671	214,489	650
660	25,160	19,672	247,773	19,449	13,962	221,127	22,600	17,112	216,419	19,870	14,383	229,430	19,380	13,892	214,954	660
670	25,648	20,078	248,507	19,758	14,187	221,592	22,970	17,399	216,976	20,197	14,626	229,920	19,685	14,114	215,413	670
680	26,138	20,484	249,233	20,068	14,414	222,052	23,342	17,688	217,527	20,524	14,871	230,405	19,991	14,337	215,866	680
690	26,631	20,894	249,952	20,378	14,641	222,505	23,714	17,978	218,071	20,854	15,116	230,885	20,297	14,560	216,314	690
700	27,125	21,305	250,663	20,690	14,870	222,953	24,088	18,268	218,610	21,184	15,364	231,358	20,604	14,784	216,756	700
710	27,622	21,719	251,368	21,002	15,099	223,396	24,464	18,561	219,142	21,514	15,611	231,827	20,920	15,008	217,192	710
720	28,121	22,134	252,065	21,315	15,328	223,833	24,840	18,854	219,668	21,845	15,859	232,291	21,220	15,234	217,624	720
730	28,622	22,552	252,755	21,628	15,558	224,265	25,218	19,148	220,189	22,177	16,107	232,748	21,529	15,460	218,059	730
740	29,124	22,972	253,439	21,943	15,789	224,692	25,597	19,444	220,707	22,510	16,357	233,201	21,839	15,686	218,472	740
750	29,629	23,393	254,117	22,258	16,022	225,115	25,977	19,741	221,215	22,844	16,607	233,649	22,149	15,913	218,889	750
760	30,135	23,817	254,787	22,573	16,255	225,533	26,358	20,039	221,720	23,178	16,859	234,091	22,460	16,141	219,301	760
770	30,644	24,242	255,452	22,890	16,488	225,947	26,741	20,339	222,221	23,513	17,111	234,528	22,772	16,370	219,709	770
780	31,154	24,669	256,110	23,208	16,723	226,357	27,125	20,639	222,717	23,850	17,364	234,960	23,085	16,599	220,113	780
790	31,665	25,097	256,762	23,526	16,957	226,762	27,510	20,941	223,207	24,186	17,618	235,387	23,398	16,830	220,512	790
800	32,179	25,527	257,408	23,844	17,193	227,162	27,896	21,249	223,693	24,523	17,872	235,810	23,714	17,061	220,907	800
810	32,694	25,959	258,048	24,164	17,429	227,559	28,284	21,549	224,174	24,861	18,126	236,230	24,027	17,292	221,298	810
820	33,212	26,394	258,682	24,483	17,665	227,952	28,672	21,855	224,651	25,199	18,382	236,644	24,342	17,524	221,684	820
830	33,730	26,829	259,311	24,803	17,902	228,339	29,062	22,162	225,123	25,537	18,637	237,055	24,658	17,757	222,067	830
840	34,251	27,267	259,934	25,124	18,140	228,724	29,454	22,470	225,592	25,877	18,893	237,462	24,974	17,990	222,447	840
850	34,773	27,706	260,551	25,446	18,379	229,106	29,846	22,779	226,057	26,218	19,150	237,864	25,292	18,224	222,822	850
860	35,296	28,125	261,164	25,768	18,617	229,482	30,240	23,090	226,517	26,559	19,408	238,264	25,610	18,459	223,194	860
870	35,821	28,588	261,770	26,091	18,858	229,856	30,635	23,402	226,973	26,899	19,666	238,660	25,928	18,695	223,562	870
880	36,347	29,031	262,371	26,415	19,099	230,227	31,032	23,715	227,426	27,242	19,925	239,051	26,248	18,931	223,927	880
890	36,876	29,476	262,968	26,740	19,341	230,593	31,429	24,029	227,875	27,584	20,185	239,439	26,568	19,168	224,288	890
900	37,405	29,922	263,559	27,066	19,583	230,957	31,828	24,345	228,321	27,928	20,445	239,823	26,890	19,407	224,647	900
910	37,935	30,369	264,146	27,392	19,826	231,317	32,228	24,662	228,763	28,272	20,706	240,203	27,210	19,644	225,002	910
920	38,467	30,818	264,728	27,719	20,070	231,674	32,629	24,980	229,202	28,616	20,967	240,580	27,532	19,883	225,353	920
930	39,000	31,268	265,304	28,046	20,314	232,028	33,032	25,300	229,637	28,960	21,228	240,953	27,854	20,122	225,701	930
940	39,535	31,719	265,877	28,375	20,559	232,379	33,436	25,621	230,070	29,306	21,491	241,323	28,178	20,362	226,047	940
950	40,070	32,171	266,444	28,703	20,805	232,727	33,841	25,943	230,499	29,652	21,754	241,689	28,501	20,603	226,389	950
960	40,607	32,625	267,007	29,033	21,051	233,072	34,247	26,265	230,924	29,999	22,017	242,052	28,826	20,844	226,728	960
970	41,145	33,081	267,566	29,362	21,298	233,413	34,653	26,588	231,347	30,345	22,280	242,411	29,151	21,086	227,064	970
980	41,685	33,537	268,119	29,693	21,545	233,752	35,061	26,913	231,767	30,692	22,544	242,768	29,476	21,328	227,398	980
990	42,226	33,995	268,670	30,024	21,793	234,088	35,472	27,240	232,184	31,041	22,809	243,120	29,803	21,571	227,728	990

TABLE A-2

(Suite...)

T(K)	Dioxyde de carbone, CO ₂ ($\bar{h}_f^\circ = -393,520$ kJ/kmol)				Monoxyde de carbone, CO ($\bar{h}_f^\circ = -110,530$ kJ/kmol)				Vapeur d'eau H ₂ O ($\bar{h}_f^\circ = -241,820$ kJ/kmol)				Oxygène, O ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)				Azote, N ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)				
	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°
1000	42,769	34,455	269,215	30,355	22,041	234,421	35,882	27,568	232,597	31,389	23,075	243,471	30,129	21,815	228,057	1000					
1020	43,859	35,378	270,293	31,020	22,540	235,079	36,709	28,228	233,415	32,088	23,607	244,164	30,784	22,304	228,706	1020					
1040	44,953	36,306	271,354	31,688	23,041	235,728	37,542	28,895	234,223	32,789	24,142	244,844	31,442	22,795	229,344	1040					
1060	46,051	37,238	272,400	32,357	23,544	236,364	38,380	29,567	235,020	33,490	24,677	245,513	32,101	23,288	229,973	1060					
1080	47,153	38,174	273,430	33,029	24,049	236,992	39,223	30,243	235,806	34,194	25,214	246,171	32,762	23,782	230,591	1080					
1100	48,258	39,112	274,445	33,702	24,557	237,609	40,071	30,925	236,584	34,899	25,753	246,818	33,426	24,280	231,199	1100					
1120	49,369	40,057	275,444	34,377	25,065	238,217	40,923	31,611	237,352	35,606	26,294	247,454	34,092	24,780	231,799	1120					
1140	50,484	41,006	276,430	35,054	25,575	238,817	41,780	32,301	238,110	36,314	26,836	248,081	34,760	25,282	232,391	1140					
1160	51,602	41,957	277,403	35,733	26,088	239,407	42,642	32,997	238,859	37,023	27,379	248,698	35,430	25,786	232,973	1160					
1180	52,724	42,913	278,362	36,406	26,602	239,989	43,509	33,698	239,600	37,734	27,923	249,307	36,104	26,291	233,549	1180					
1200	53,848	43,871	279,307	37,095	27,118	240,663	44,380	34,403	240,333	38,447	28,469	249,906	36,777	26,799	234,115	1200					
1220	54,977	44,834	280,238	37,780	27,637	241,128	45,256	35,112	241,057	39,162	29,018	250,497	37,452	27,308	234,673	1220					
1240	56,108	45,799	281,158	38,466	28,156	241,686	46,137	35,827	241,773	39,877	29,568	251,079	38,129	27,819	235,223	1240					
1260	57,244	46,768	282,066	39,154	28,678	242,236	47,022	36,546	242,482	40,594	30,118	251,653	38,807	28,331	235,766	1260					
1280	58,381	47,739	282,962	39,884	29,201	242,780	47,912	37,270	243,183	41,312	30,670	252,219	39,488	28,845	236,302	1280					
1300	59,522	48,713	283,847	40,534	29,725	243,316	48,807	38,000	243,877	42,033	31,224	252,776	40,170	29,361	236,831	1300					
1320	60,666	49,691	284,722	41,266	30,251	243,844	49,707	38,732	244,564	42,753	31,778	253,325	40,853	29,878	237,353	1320					
1340	61,813	50,672	285,586	41,919	30,778	244,366	50,612	39,470	245,243	43,475	32,334	253,868	41,539	30,398	237,867	1340					
1360	62,963	51,656	286,439	42,613	31,306	244,880	51,521	40,213	245,915	44,198	32,891	254,404	42,227	30,919	238,376	1360					
1380	64,116	52,643	287,283	43,309	31,836	245,388	52,434	40,960	246,582	44,923	33,449	254,932	42,915	31,441	238,878	1380					
1400	65,271	53,631	288,106	44,007	32,367	245,889	53,351	41,711	247,241	45,648	34,008	255,454	43,605	31,964	239,375	1400					
1420	66,427	54,621	288,934	44,707	32,900	246,385	54,273	42,466	247,895	46,374	34,567	255,968	44,295	32,489	239,865	1420					
1440	67,586	55,614	289,743	45,408	33,434	246,876	55,198	43,226	248,543	47,102	35,129	256,475	44,988	33,014	240,350	1440					
1460	68,748	56,609	290,542	46,110	33,971	247,360	56,128	43,989	249,185	47,831	35,692	256,978	45,682	33,543	240,827	1460					
1480	69,911	57,606	291,333	46,813	34,508	247,839	57,062	44,756	249,820	48,561	36,256	257,474	46,377	34,071	241,301	1480					
1500	71,078	58,606	292,114	47,517	35,046	248,312	57,999	45,528	250,450	49,292	36,821	257,965	47,073	34,601	241,768	1500					
1520	72,246	59,609	292,888	48,222	35,584	248,778	58,942	46,304	251,074	50,024	37,387	258,450	47,771	35,133	242,228	1520					
1540	73,417	60,613	292,654	48,928	36,124	249,240	59,888	47,084	251,693	50,756	37,952	258,928	48,470	35,665	242,685	1540					
1560	74,590	61,620	294,411	49,635	36,665	249,695	60,838	47,868	252,305	51,490	38,520	259,402	49,168	36,197	243,137	1560					
1580	76,767	62,630	295,161	50,344	37,207	250,147	61,792	48,655	252,912	52,224	39,088	259,870	49,869	36,732	243,585	1580					
1600	76,944	63,741	295,901	51,053	37,750	250,592	62,748	49,445	253,513	52,961	39,658	260,333	50,571	37,268	244,028	1600					
1620	78,123	64,653	296,632	51,763	38,293	251,033	63,709	50,240	254,111	53,696	40,227	260,791	51,275	37,806	244,464	1620					
1640	79,303	65,668	297,356	52,472	38,837	251,470	64,675	51,039	254,703	54,434	40,799	261,242	51,980	38,344	244,896	1640					
1660	80,486	66,592	298,072	53,184	39,382	251,901	65,643	51,841	255,290	55,172	41,370	261,690	52,686	38,884	245,324	1660					
1680	81,670	67,702	298,781	53,895	39,927	252,329	66,614	52,646	255,873	55,912	41,944	262,132	53,393	39,424	245,747	1680					
1700	82,856	68,721	299,482	54,609	40,474	252,751	67,589	53,455	256,450	56,652	42,517	262,571	54,099	39,965	246,166	1700					
1720	84,043	69,742	300,177	55,323	41,023	253,169	68,567	54,267	257,022	57,394	43,093	263,005	54,807	40,507	246,580	1720					
1740	85,231	70,764	300,863	56,039	41,572	253,582	69,550	55,083	257,589	58,136	43,669	263,435	55,516	41,049	246,990	1740					

Table A-2

(Suite...)

 \bar{h} and \bar{u} in kJ/kmol, s° en kJ/kmol · K

T(K)	Dioxyde de carbone, CO ₂ ($\bar{h}_f^\circ = -393,520$ kJ/kmol)			Monoxyde de carbone, CO ($\bar{h}_f^\circ = -110,530$ kJ/kmol)			Vapeur d'eau, H ₂ O ($\bar{h}_f^\circ = -241,820$ kJ/kmol)			Oxygène, O ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)			Azote, N ₂ ($\bar{h}_f^\circ = 0$ kJ/kmol)			
	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	\bar{h}	\bar{u}	s°	T(K)
1760	86,420	71,787	301,543	56,756	42,123	253,991	70,535	55,902	258,151	58,800	44,247	263,861	56,227	41,594	247,396	1760
1780	87,612	72,812	302,271	57,473	42,673	254,398	71,523	56,723	258,708	59,624	44,825	264,283	56,938	42,139	247,798	1780
1800	88,806	73,840	302,884	58,191	43,225	254,797	72,513	57,547	259,262	60,371	45,405	264,701	57,651	42,685	248,195	1800
1820	90,000	74,868	303,544	58,910	43,778	255,194	73,507	58,375	259,811	61,118	45,986	265,113	58,363	43,231	248,589	1820
1840	91,196	75,897	304,198	59,629	44,331	255,587	74,506	59,207	260,357	61,866	46,568	265,521	59,075	43,777	248,979	1840
1860	92,394	76,929	304,845	60,351	44,886	255,976	75,506	60,042	260,898	62,616	47,151	265,925	59,790	44,324	249,365	1860
1880	93,593	77,962	305,487	61,072	45,441	256,361	76,511	60,880	261,436	63,365	47,734	266,326	60,504	44,873	249,748	1880
1900	94,793	78,996	306,122	61,794	45,997	256,743	77,517	61,720	261,969	64,116	48,319	266,722	61,220	45,423	250,128	1900
1920	95,995	80,031	306,751	62,516	46,552	257,122	78,527	62,564	262,497	64,868	48,904	267,115	61,936	45,973	250,502	1920
1940	97,197	81,067	307,374	63,238	47,108	257,497	79,540	63,411	263,022	65,620	49,490	267,505	62,654	46,524	250,874	1940
1960	98,401	82,105	307,992	63,961	47,665	257,868	80,555	64,259	263,542	66,374	50,078	267,891	63,381	47,075	251,242	1960
1980	99,606	83,144	308,604	64,684	48,221	258,236	81,573	65,111	264,059	67,127	50,665	268,275	64,090	47,627	251,607	1980
2000	100,804	84,185	309,210	65,408	48,780	258,600	82,593	65,965	264,571	67,881	51,253	268,655	64,810	48,181	251,969	2000
2050	103,835	86,791	310,701	67,224	50,179	259,494	85,156	68,111	265,838	69,772	52,727	269,588	66,612	49,567	252,858	2050
2100	106,864	89,404	312,160	69,044	51,584	260,370	87,735	70,275	267,081	71,668	54,208	270,504	68,417	50,957	253,726	2100
2150	109,898	92,023	313,589	70,864	52,988	261,226	90,330	72,454	268,301	73,573	55,697	271,399	70,226	52,351	254,578	2150
2200	112,939	94,648	314,988	72,688	54,396	262,065	92,940	74,649	269,500	75,484	57,192	272,278	72,040	53,749	255,412	2200
2250	115,984	97,277	316,356	74,516	55,809	262,887	95,562	76,855	270,679	77,397	58,690	273,136	73,856	55,149	256,227	2250
2300	119,035	99,912	317,695	76,345	57,222	263,692	98,199	79,076	271,839	79,316	60,193	273,981	75,676	56,553	257,027	2300
2350	122,091	102,552	319,011	78,178	58,640	264,480	100,846	81,308	272,978	81,243	61,704	274,809	77,496	57,958	257,810	2350
2400	125,152	105,197	320,302	80,015	60,060	265,253	103,508	83,553	274,098	83,174	63,219	275,625	79,320	59,366	258,580	2400
2450	128,219	107,849	321,566	81,852	61,482	266,012	106,183	85,811	275,201	85,112	64,742	276,424	81,149	60,779	259,332	2450
2500	131,290	110,504	322,808	83,692	62,906	266,755	108,868	88,082	276,286	87,057	66,271	277,207	82,981	62,195	260,073	2500
2550	134,368	113,166	324,026	85,537	64,335	267,485	111,565	90,364	277,354	89,004	67,802	277,979	84,814	63,613	260,799	2550
2600	137,449	115,832	325,222	87,383	65,766	268,202	114,273	92,656	278,407	90,956	69,339	278,738	86,650	65,033	261,512	2600
2650	140,533	118,500	326,396	89,230	67,197	268,905	116,991	94,958	279,441	92,916	70,883	279,485	88,488	66,455	262,213	2650
2700	143,620	121,172	327,549	91,077	68,628	269,596	119,717	97,269	280,462	94,881	72,433	280,219	90,328	67,880	262,902	2700
2750	146,713	123,849	328,684	92,930	70,066	270,285	122,453	99,588	281,464	96,852	73,987	280,942	92,171	69,306	263,577	2750
2800	149,808	126,528	329,800	94,784	71,504	270,943	125,198	101,917	282,453	98,826	75,546	281,654	94,014	70,734	264,241	2800
2850	152,908	129,212	330,896	96,639	72,945	271,602	127,952	104,256	283,429	100,808	77,112	282,357	95,859	72,163	264,895	2850
2900	156,009	131,898	331,975	98,495	74,383	272,249	130,717	106,605	284,390	102,793	78,682	283,048	97,705	73,593	265,538	2900
2950	159,117	134,589	333,037	100,352	75,825	272,884	133,486	108,959	285,338	104,785	80,258	283,728	99,556	75,028	266,170	2950
3000	162,226	137,283	334,084	102,210	77,267	273,508	136,264	111,321	286,273	106,780	81,837	284,399	101,407	76,464	266,793	3000
3050	165,341	139,982	335,114	104,073	78,715	274,123	139,051	113,692	287,194	108,778	83,419	285,060	103,260	77,902	267,404	3050
3100	168,456	142,681	336,126	105,939	80,164	274,730	141,846	116,072	288,102	110,784	85,009	285,713	105,115	79,341	268,007	3100
3150	171,576	145,385	337,124	107,802	81,612	275,326	144,648	118,458	288,999	112,795	86,601	286,355	106,972	80,782	268,601	3150
3200	174,695	148,089	338,109	109,667	83,061	275,914	147,457	120,851	289,884	114,809	88,203	286,989	108,830	82,224	269,186	3200
3250	177,822	150,801	339,069	111,534	84,513	276,494	150,272	123,250	290,756	116,827	89,804	287,614	110,690	83,668	269,763	3250

Source: Table A-2 is based on the JANAF Thermochemical Tables, NSRDS-NBS-37, 1971.

TABLE A-3
Propriétés thermochimiques de quelques substances à 298K et 1 atm

Substance	Formule	Masse molaire, <i>M</i> (kg/kmol)	Enthalpie de Formation, \bar{h}_f° (kJ/kmol)	Fonction de Gibbs de Formation, g_f° (kJ/kmol)	Entropie absolue, s° (kJ/kmol · K)	Pouvoirs calo.	
						Sup., PCS (kJ/kg)	Inf., PCI (kJ/kg)
Carbon	C(s)	12.01	0	0	5.74	32,770	32,770
Hydrogen	H ₂ (g)	2.016	0	0	130.57	141,780	119,950
Nitrogen	N ₂ (g)	28.01	0	0	191.50	—	—
Oxygen	O ₂ (g)	32.00	0	0	205.03	—	—
Carbon monoxide	CO(g)	28.01	-110,530	-137,150	197.54	—	—
Carbon dioxide	CO ₂ (g)	44.01	-393,520	-394,380	213.69	—	—
Water	H ₂ O(g)	18.02	-241,820	-228,590	188.72	—	—
Water	H ₂ O(l)	18.02	-285,830	-237,180	69.95	—	—
Hydrogen peroxide	H ₂ O ₂ (g)	34.02	-136,310	-105,600	232.63	—	—
Ammonia	NH ₃ (g)	17.03	-46,190	-16,590	192.33	—	—
Oxygen	O(g)	16.00	249,170	231,770	160.95	—	—
Hydrogen	H(g)	1.008	218,000	203,290	114.61	—	—
Nitrogen	N(g)	14.01	472,680	455,510	153.19	—	—
Hydroxyl	OH(g)	17.01	39,460	34,280	183.75	—	—
Methane	CH ₄ (g)	16.04	-74,850	-50,790	186.16	55,510	50,020
Acetylene	C ₂ H ₂ (g)	26.04	226,730	209,170	200.85	49,910	48,220
Ethylene	C ₂ H ₄ (g)	28.05	52,280	68,120	219.83	50,300	47,160
Ethane	C ₂ H ₆ (g)	30.07	-84,680	-32,890	229.49	51,870	47,480
Propylene	C ₃ H ₆ (g)	42.08	20,410	62,720	266.94	48,920	45,780
Propane	C ₃ H ₈ (g)	44.09	-103,850	-23,490	269.91	50,350	46,360
Butane	C ₄ H ₁₀ (g)	58.12	-126,150	-15,710	310.03	49,500	45,720
Pentane	C ₅ H ₁₂ (g)	72.15	-146,440	-8,200	348.40	49,010	45,350
Octane	C ₈ H ₁₈ (g)	114.22	-208,450	17,320	463.67	48,260	44,790
Octane	C ₈ H ₁₈ (l)	114.22	-249,910	6,610	360.79	47,900	44,430
Benzene	C ₆ H ₆ (g)	78.11	82,930	129,660	269.20	42,270	40,580
Methanol	CH ₃ OH(g)	32.04	-200,890	-162,140	239.70	23,850	21,110
Methanol	CH ₃ OH(l)	32.04	-238,810	-166,290	126.80	22,670	19,920
Ethanol	C ₂ H ₅ OH(g)	46.07	-235,310	-168,570	282.59	30,590	27,720
Ethanol	C ₂ H ₅ OH(l)	46.07	-277,690	-174,890	160.70	29,670	26,800

Source: Based on JANAF Thermochemical Tables, NSRDS-NBS-37, 1971; *Selected Values of Chemical Thermodynamic Properties*, NBS Tech. Note 270-3, 1968; and *API Research Project 44*, Carnegie Press, 1953. Heating values calculated.

TABLE A-4

Variation de \bar{c}_p avec la température pour quelques gaz parfaits

$$\frac{\bar{c}_p}{R} = \alpha + \beta T + \gamma T^2 + \delta T^3 + \epsilon T^4$$

T en K, équations valides de 300 à 1000 K

Gaz	α	$\beta \times 10^3$	$\gamma \times 10^6$	$\delta \times 10^9$	$\epsilon \times 10^{12}$
CO	3.710	-1.619	3.692	-2.032	0.240
CO ₂	2.401	8.735	-6.607	2.002	0
H ₂	3.057	2.677	-5.810	5.521	-1.812
H ₂ O	4.070	-1.108	4.152	-2.964	0.807
O ₂	3.626	-1.878	7.055	-6.764	2.156
N ₂	3.675	-1.208	2.324	-0.632	-0.226
Air	3.653	-1.337	3.294	-1.913	0.2763
SO ₂	3.267	5.324	0.684	-5.281	2.559
CH ₄	3.826	-3.979	24.558	-22.733	6.963
C ₂ H ₂	1.410	19.057	-24.501	16.391	-4.135
C ₂ H ₄	1.426	11.383	7.989	-16.254	6.749
Gaz monoatomiques ^a	2.5	0	0	0	0

^aFor monatomic gases, such as He, Ne, and Ar, \bar{c}_p is constant over a wide temperature range and is very nearly equal to $5/2 R$.

Source: Adapted from K. Wark, *Thermodynamics*, 4th ed., McGraw-Hill, New York, 1983, as based on NASA SP-273, U.S. Government Printing Office, Washington, DC, 1971.

TABLE A-5

Exergie chimique molaire standard, e^{ch} (kJ/kmol), de certaines substances à 298 K et p_0

Substance	Formule	Modèle I ^a	Modèle II ^b
Nitrogen	N ₂ (g)	640	720
Oxygen	O ₂ (g)	3,950	3,970
Carbon dioxide	CO ₂ (g)	14,175	19,870
Water	H ₂ O(g)	8,635	9,500
Water	H ₂ O(l)	45	900
Carbon (graphite)	C(s)	404,590	410,260
Hydrogen	H ₂ (g)	235,250	236,100
Sulfur	S(s)	598,160	609,600
Carbon monoxide	CO(g)	269,410	275,100
Sulfur dioxide	SO ₂ (g)	301,940	313,400
Nitrogen monoxide	NO(g)	88,850	88,900
Nitrogen dioxide	NO ₂ (g)	55,565	55,600
Hydrogen sulfide	H ₂ S(g)	799,890	812,000
Ammonia	NH ₃ (g)	336,685	337,900
Methane	CH ₄ (g)	824,350	831,650
Acetylene	C ₂ H ₂ (g)	—	1,265,800
Ethylene	C ₂ H ₄ (g)	—	1,361,100
Ethane	C ₂ H ₆ (g)	1,482,035	1,495,840
Propylene	C ₃ H ₆ (g)	—	2,003,900
Propane	C ₃ H ₈ (g)	—	2,154,000
Butane	C ₄ H ₁₀ (g)	—	2,805,800
Pentane	C ₅ H ₁₂ (g)	—	3,463,300
Benzene	C ₆ H ₆ (g)	—	3,303,600
Octane	C ₈ H ₁₈ (l)	—	5,413,100
Methanol	CH ₃ OH(g)	715,070	722,300
Methanol	CH ₃ OH(l)	710,745	718,000
Ethanol	C ₂ H ₅ OH(g)	1,348,330	1,363,900
Ethanol	C ₂ H ₅ OH(l)	1,342,085	1,357,700

^aJ. Ahrendts, "Die Exergie Chemisch Reaktionsfähiger Systeme," *VDI-Forschungsheft*, VDI-Verlag, Dusseldorf, 579, 1977. Also see "Reference States," *Energy—The International Journal*, 5: 667–677, 1980. In Model I, $p_0 = 1.019$ atm. This model attempts to impose a criterion that the reference environment be in equilibrium. The reference substances are determined assuming restricted chemical equilibrium for nitric acid and nitrates and unrestricted thermodynamic equilibrium for all other chemical components of the atmosphere, the oceans, and a portion of the Earth's crust. The chemical composition of the gas phase of this model approximates the composition of the natural atmosphere.

^bJ. Szargut, D. R. Morris, and F. R. Steward, *Exergy Analysis of Thermal, Chemical, and Metallurgical Processes*, Hemisphere, New York, 1988. In Model II, $p_0 = 1.0$ atm. In developing this model a reference substance is selected for each chemical element from among substances that contain the element being considered and that are abundantly present in the natural environment, even though the substances are not in completely mutual stable equilibrium. An underlying rationale for this approach is that substances found abundantly in nature have little economic value. On an overall basis, the chemical composition of the exergy reference environment of Model II is closer than Model I to the composition of the natural environment, but the equilibrium criterion is not always satisfied.