LA COMBUSTION DES CARBURANTS

LES LOIS CHIMIQUES DE LA COMBUSTION DES CARBURANTS

Atmosphère terrestre, hydrocarbures, stœchiométrie, combustion, énergie thermique, rendement, essence, gazole, GPL, pollution, systèmes anti-pollution

ASSOCIATION ADILCA

www.adilca.com

* * *

LA COMBUSTION DES CARBURANTS

D'où provient l'énergie qui fait tourner les moteurs ? De quoi se composent les hydrocarbures ? Pourquoi faut-il de l'air pour brûler du carburant ? Quelle est la quantité d'énergie libérée par la combustion ? Comment calculer le rendement d'un moteur ? Que contiennent les gaz d'échappement ? Quels sont les rejets considérés comme polluants et comment sont-ils éliminés ? C'est à toutes ces questions que nous répondons ici.

Pétrole et hydrocarbures

Les carburants utilisés pour faire fonctionner les moteurs de voitures, de bateaux ou d'avions sont appelés *hydrocarbures*, terme qui désigne toute molécule constituée d'atomes d'hydrogène et de carbone.

Les hydrocarbures sont obtenus par raffinage de pétrole brut extrait du sous-sol.

Comment le pétrole s'est-il formé ? Tout comme le gaz naturel et le charbon, il s'est formé à partir de la lente décomposition des vastes forêts qui couvraient le globe jusqu'à l'ère primaire, forêts qui ont été enfouies dans le sous-sol ou submergées lors de la période carbonifère, il y a environ 300 millions d'années. D'où l'expression *d'énergie fossile* qu'on emploie pour désigner cette source d'énergie.

Les carburants

C'est la proportion des composants qui permet de distinguer les carburants.

L'analyse en laboratoire d'échantillons de carburants purs non additivés montre que le gazole est constitué (en masse) de 87 % de carbone (symbole C) et 13 % d'hydrogène (symbole H) ; l'essence est constituée de 84 % de carbone et 16 % d'hydrogène ; le GPL, mélange pour moitié de butane (C_4H_{10}) et de propane (C_3H_8) liquides, est constitué de 82 % de carbone et 18 % d'hydrogène.

Ces proportions permettent d'établir les formules chimiques fictives de chacun de ces carburants, formules qui seront utilisées par la suite pour calculer tous les autres paramètres de la combustion. Ainsi le gazole a pour formule chimique fictive $C_{7,25}H_{13}$, l'essence C_7H_{16}, le GPL $C_{3,5}H_9$.

L'atmosphère terrestre

L'analyse de l'atmosphère terrestre montre que, hors pollution locale, l'air ambiant est constitué (en masse) de 76 % d'azote gazeux (symbole chimique N_2), 23 % d'oxygène gazeux (symbole chimique O_2) et 1 % de gaz rares (par ordre décroissant : argon, néon, hélium, krypton et xénon) et molécules diverses (dioxyde de carbone, vapeur d'eau).

Ces proportions permettent d'établir la formule chimique de l'air ambiant : O_2 + 3,8 N_2. Dans ce calcul, les gaz rares (qui sont chimiquement neutres) et autres composants minoritaires ont été assimilés à de l'azote gazeux.

Le phénomène de combustion

Observons un morceau de bois mort parfaitement sec laissé à l'air libre : il ne se passe rien de particulier.

Craquons une allumette au contact du morceau de bois : celui-ci s'enflamme presque instantanément, c'est la combustion.

Comment expliquer ce phénomène ? La chaleur de l'allumette, en se communiquant à la fois au morceau de bois et à l'atmosphère qui l'entoure, a provoqué une liaison entre le principal composant du bois, le carbone, et l'un des composants de l'air, l'oxygène (l'azote est présent mais n'intervient pas dans la combustion) [(1)]. Le résultat, outre un dégagement de chaleur, c'est la formation de dioxyde de carbone (symbole chimique CO_2).

Quel rôle la température a-t-elle joué dans cette réaction ? La température caractérise le degré d'agitation des atomes qui composent la matière. Plus la température augmente, plus l'agitation grandit, fragilisant ainsi les liaisons chimiques existantes [(2)].

En effet, les affinités entre atomes sont plus ou moins fortes. Par exemple, l'oxygène ne montre aucune attirance pour l'azote avec qui il coexiste dans l'air, alors qu'il manifeste de puissantes affinités pour de nombreux autres éléments, en particulier pour le carbone et l'hydrogène [(3)].

C'est ce phénomène qui est à l'origine de la combustion du carburant : si la température est suffisante, le carbone (C) et l'hydrogène (H), par ailleurs faiblement liés au sein de la molécule d'hydrocarbure, sont capturés par l'oxygène de l'air (O_2) pour former à la fois du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O)[(4)]. Cette réaction libère une grande quantité d'énergie, principalement sous forme de chaleur, c'est là son intérêt.

Le principe de Lavoisier

Le célèbre principe d'Antoine de Lavoisier (chimiste français, 1743-1794) énonce que ''*rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme*''. Autrement dit, une réaction chimique n'est qu'une simple transformation, sans variation de masse.

En vertu de ce principe, une équation chimique doit être toujours parfaitement équilibrée, ce qui signifie concrètement que le nombre d'atomes qui composent les molécules est toujours strictement identique *avant* et *après* une réaction, que ces atomes aient changé de partenaire ou non. D'où la notion de *stœchiométrie*.

La combustion des hydrocarbures

La *stœchiométrie* (du grec ‘‘*stoikheion*’’, élément, et ‘‘*metron’’*, mesure) désigne l’étude des proportions idéales d’éléments qui autorisent une réaction chimique complète, ‘‘propre’’ et sans gaspillage.

Les lois de la stœchiométrie appliquées à la combustion des hydrocarbures nous montrent que :

- pour brûler 1 kilogramme de gazole, il faut disposer d’environ 14,6 kilogrammes d’air (soit, étant donné la composition de l’air, environ 11,2 kilogrammes d’azote et 3,4 kilogrammes d’oxygène) ; la réaction produit environ 11,2 kilogrammes d’azote (ce gaz étant chimiquement neutre, il n’a pas participé à la combustion), 3,2 kilogrammes de dioxyde de carbone (CO_2) et 1,2 kilogramme d’eau (H_2O).

- pour brûler 1 kilogramme d’essence, il faut disposer d’environ 15,3 kilogrammes d’air (soit, étant donné la composition de l’air, environ 11,8 kilogrammes d’azote et 3,5 kilogrammes d’oxygène) ; la réaction produit environ 11,8 kilogrammes d’azote (ce gaz étant chimiquement neutre, il n’a pas participé à la combustion), 3,1 kilogrammes de dioxyde de carbone (CO_2) et 1,4 kilogramme d’eau (H_2O).

- pour brûler 1 kilogramme de GPL, il faut disposer d’environ 15,6 kilogrammes d’air (soit, étant donné la composition de l’air, environ 12 kilogrammes d’azote et 3,6 kilogrammes d’oxygène) ; la réaction produit environ 12 kilogrammes d’azote (ce gaz étant chimiquement neutre, il n’a pas participé à la combustion), 3 kilogrammes de dioxyde de carbone (CO_2) et 1,6 kilogramme d’eau (H_2O).

L’énergie libérée par la combustion

Diverses expériences menées en laboratoire ont permis de mesurer avec précision la quantité exacte d’énergie libérée par la combustion d’un corps pur.

Ainsi la combustion d’un kilogramme de carbone libère une énergie d’environ 33 millions de joules ; la combustion d’un kilogramme d’hydrogène libère une énergie brute d’environ 120 millions de joules.

Connaissant la composition massique d’un hydrocarbure, il est alors facile d’en déduire l’énergie nette qu’il peut libérer lors de sa combustion dans un moteur :

- la combustion d’un kilogramme de gazole de formule $C_{7,25}H_{13}$ libère une énergie nette d’environ 41,7 millions de joules, soit, compte tenu de la masse volumique du produit (845 $kg.m^{-3}$), environ 35,2 millions de joules par litre ;

- la combustion d’un kilogramme d’essence de formule C_7H_{16} libère une énergie nette d’environ 43,7 millions de joules, soit, compte tenu de la masse volumique du produit (760 $kg.m^{-3}$), environ 33,2 millions de joules par litre ;

- la combustion d'un kilogramme de GPL de formule $C_{3,5}H_9$ libère une énergie nette d'environ 45,1 millions de joules, soit, compte tenu de la masse volumique du produit (550 $kg.m^{-3}$), environ 24,8 millions de joules par litre.

Remarque : l'énergie nette est obtenue après déduction de l'énergie absorbée par la vaporisation de l'eau, c'est-à-dire son passage de l'état liquide à l'état de vapeur (environ 2,3 $MJ.kg^{-1}$).

Le rendement d'un moteur

Que devient l'énergie libérée par la combustion ? Elle apparaît sous deux formes indissociables : chaleur et mouvement.

La chaleur, c'est la même que celle qu'on peut ressentir devant n'importe quel brasier. L'échauffement d'un moteur dit ''thermique'' est donc un phénomène normal. Hélas, cette chaleur ne sert à rien, sinon à chauffer l'habitacle, elle est donc vouée à se disperser dans l'environnement.

Le mouvement, c'est ce dont on a besoin pour faire avancer la voiture. Dans le cas d'un moteur d'automobile, la pression des gaz dans la chambre de combustion provoque le mouvement des pistons et la rotation du vilebrequin, signe tangible qu'une autre partie de l'énergie libérée s'est manifestée sous forme de mouvement [(5)].

Comment distinguer ces deux formes d'énergie ? Tout simplement en calculant le rendement du moteur. En effet, le rendement se définit comme le rapport entre l'énergie récupérée et l'énergie consommée.

Dans le cas d'un moteur de voiture, l'énergie récupérée est celle mesurée en bout de vilebrequin sur un banc de puissance (exprimée en kilowattheure, symbole kWh) [(6)] ; l'énergie consommée correspond à la masse de carburant brûlée (exprimée d'abord en kilogrammes, puis convertie en joules). Le résultat est une grandeur sans dimension.

Exemple : calculons le rendement d'un moteur diesel qui a consommé 1 kg de gazole pour produire une énergie de 5 kWh.

$$(5 \times 3\,600\,000) / (1 \times 41\,700\,000) = 0{,}43$$

Ce résultat signifie que 43 % de l'énergie consommée sous forme de carburant sont apparus sous forme de mouvement, ici la rotation du vilebrequin. On en déduit donc que les 57 % restants sont apparus sous forme de chaleur cédée à l'environnement [(7)].

La combustion en conditions réelles

Une stœchiométrie parfaite est toujours difficile à garantir, même en laboratoire, notamment à cause de la contamination de l'air ou des composants utilisés dans les expériences, mais on peut s'en approcher.

Il en va tout autrement s'agissant de la combustion des carburants dans le cadre du fonctionnement d'un moteur d'automobile.

En effet, non seulement le carburant peut présenter des différences de composition selon les pays et les distributeurs, mais en plus, la masse d'air introduite dans le moteur varie en permanence en fonction de la pression atmosphérique, de la température ambiante et de celle du moteur.

À cela il faut ajouter le fait que les moteurs de voitures ne fonctionnent jamais à des régimes, températures et charges de travail constants, ce qui signifie qu'il faut modifier en temps réel la quantité de carburant injectée dans les cylindres.

Les rejets polluants

Lorsque les lois de la stœchiométrie sont respectées, les gaz d'échappement ne contiennent que de l'azote gazeux (N_2), du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau à l'état de vapeur (H_2O). Ces corps existent en grandes quantités dans la nature, ils sont chimiquement stables et sont indispensables au maintien des équilibres naturels, ce ne sont donc pas des polluants. Mais que se passe-t-il lorsque les lois de la stœchiométrie ne sont plus respectées ?

Pour simplifier le problème, considérons deux configurations opposées : mélange riche (trop de carburant, pas assez d'air) et mélange pauvre (peu de carburant, trop d'air).

Dans la première configuration, certains atomes qui constituent la molécule d'hydrocarbure ne trouvent pas de ''partenaire oxygène'' en nombre suffisant puisque l'air manque, ils ne sont donc pas oxydés complètement et se retrouvent dans les gaz d'échappement sous forme de particules carbonées, d'hydrocarbures imbrûlés (symbole chimique HC) ou de monoxyde de carbone (symbole chimique CO), gaz qu'il ne faut surtout pas confondre avec le CO_2 : l'un est très toxique, l'autre pas du tout (voir les dossiers ADILCA ''*CO_2*'' et ''*pollution*'').

Dans la seconde configuration, un excès d'air (c'est toujours le cas lorsque le moteur est suralimenté) fortement comprimé à haute température (c'est particulièrement le cas des moteurs diesel) peut entraîner la formation de monoxyde d'azote (symbole chimique NO), suite à une réaction entre l'oxygène (O_2) et l'azote (N_2) de l'air. Une fois expulsé, le monoxyde d'azote présente la particularité de se transformer spontanément en dioxyde d'azote (symbole chimique NO_2) au contact de l'air, générant au passage une mutation de l'oxygène atmosphérique en ozone (symbole chimique O_3). Ces deux gaz sont toxiques (voir les dossiers ADILCA ''*NO_x*'' et ''*pollution*'').

Les systèmes anti-pollution

Comment les constructeurs sont-ils parvenus à résoudre les problèmes de combustion en conditions réelles ?

À partir de 1993, les normes anti-pollution de plus en plus sévères ont obligé les constructeurs à modifier les systèmes d'alimentation des moteurs. Les antédiluviens carburateurs aux dosages imprécis ont été remplacés par l'injection électronique couplée à un capteur à l'admission (pour tenir compte de la masse d'air aspiré) et à une sonde ''*lambda*'' à l'échappement, le tout complété par un catalyseur à oxydation. La quantité de carburant injectée est ainsi optimisée, tandis que la sonde ''*lambda*'' mesure en permanence la conductivité des gaz d'échappement (valeur ''lambda''), autrement dit leur teneur en monoxyde de carbone (CO). En cas de déséquilibre, cette sonde pilote l'injection avec une correction quasi instantanée de la richesse du mélange, tandis que le catalyseur se charge d'oxyder les particules indésirables (HC et CO) en leur adjoignant les atomes d'oxygène manquants. Les émissions d'hydrocarbures imbrûlés et de monoxyde de carbone sont ainsi maîtrisées.

Les normes anti-pollution évoluent en permanence (EURO V, EURO VI…). Le nouveau défi à relever concerne les émissions d'oxydes d'azote, contrepartie de l'exceptionnel rendement des moteurs. La technique actuellement la plus efficace consiste à injecter une solution à base d'ammoniac (symbole chimique NH_3) dans la ligne d'échappement afin d'obtenir une réduction (au sens chimique du terme) des oxydes d'azote (NO-NO_2) et leur transformation en azote gazeux (N_2) et vapeur d'eau (H_2O).

(1) *La cellulose du bois (formule chimique $C_6H_{10}O_5$) comprend 44,4 % de carbone, 49,4 % d'oxygène et 6,2 % d'hydrogène (en masse). Si on chauffe lentement un morceau de bois à l'intérieur d'un four, les composants les plus volatiles s'évaporent, laissant le morceau de bois se transformer progressivement en une masse incandescente de couleur noire révélatrice d'une forte concentration en carbone.*

(2) *Dans le cas d'un gaz, cette agitation correspond à la vitesse des molécules qui peut atteindre des valeurs très élevées (400 $m.s^{-1}$ pour les molécules de l'air à température et pression normales) et qui, en cas de confinement, explique la pression qui s'exerce sur les parois du contenant. Dans le cas d'un liquide ou d'un solide, l'agitation correspond aux vibrations des différents atomes qui composent la matière.*

(3) *Dans des conditions de pression et de température très élevées, des liaisons plus ou moins stables peuvent s'établir entre atomes, c'est le cas à l'intérieur d'un moteur, entre l'oxygène (O_2) et l'azote de l'air (N_2), réaction qui produit du monoxyde d'azote (NO).*

(4) *Bien que très rapide, la réaction s'opère en deux temps : en premier lieu, chaque molécule d'oxygène gazeux (O_2) capture un atome de carbone (C) pour former une molécule de dioxyde de carbone (CO_2), jusqu'à épuisement du carbone. Ensuite, les deux atomes constitutifs de l'oxygène gazeux restant (O_2) se séparent et capturent chacun une paire d'atomes d'hydrogène (H) pour former une molécule d'eau (H_2O). Enfin, en cas d'excédent d'air, les deux atomes constitutifs de l'azote gazeux (N_2) peuvent se séparer à leur tour et être capturés par les atomes d'oxygène pour former du monoxyde d'azote (NO). Une fois à l'air libre, le monoxyde d'azote se transforme spontanément en dioxyde d'azote (NO_2), un gaz toxique.*

(5) *Ces deux formes d'énergie (chaleur et mouvement) s'auto-équilibrent : si la résistance des pistons devient trop forte, la température et la pression dans la chambre de combustion s'élèvent immédiatement, augmentant du même coup la force exercée sur les pistons, etc.*

(6) *Le kilowattheure (symbole kWh) est une unité d'énergie, c'est la quantité totale d'énergie consommée en une heure par une machine de 1 000 watts. Une heure = 3 600 secondes, 1 000 W = 1 000 Joules par seconde. Autrement dit, 1 kilowattheure = 3 600 000 joules.*

(7) *À noter que, dans cet exemple, les 43 % d'énergie apparus sous forme de mouvement finiront eux aussi en chaleur avec l'échauffement de la transmission, des roulements de roues, des pneumatiques, des molécules d'air perturbées par le passage de la voiture, des freins (ou de la carrosserie en cas de collision). In fine, la totalité de l'énergie brute libérée par la combustion du carburant apparaît, à un moment ou à un autre, sous forme de chaleur. Le mouvement n'est donc qu'une forme temporaire d'énergie thermique.*

RÉACTIONS CHIMIQUES

Masse molaire des principaux éléments (kg.kmol^{-1}) :

hydrogène (**H**) : 1
carbone (**C**) : 12
azote (**N**) : 14
oxygène (**O**) : 16

Masse volumique des corps en présence (kg.m^{-3} à 273 K et 1013 hPa) :

diazote (**N_2**) : 1,25
dioxygène (**O_2**) : 1,43
dioxyde de carbone (**CO_2**) : 1,96
eau (**H_2O**) : 1 000
gazole : 845
essence : 760
GPL : 550

Formule chimique de l'air pur (*gaz rares assimilés au diazote*) **:**

composition massique de l'air : dioxygène (**O_2**) 23 % ; diazote (**N_2**) 77 %

- masse molaire du dioxygène : 16 x 2 = 32 kg
- masse d'air contenant une kilomole de dioxygène : (32 / 23) x 100 = 139 kg
- masse de diazote correspondante : 139 – 32 = 107 kg
- masse molaire du diazote : 14 x 2 = 28 kg
- coefficient du diazote : 107 / 28 = **3,8**

d'où la formule chimique de l'air pur : **$O_2 + 3{,}8\ N_2$**

Formule chimique du gazole :

composition massique du gazole : carbone (**C**) 87 % ; hydrogène (**H**) 13 %

indice du carbone : 87 / 12 = **7,25** ; indice de l'hydrogène : 13 / 1 = **13**

d'où la formule chimique du gazole : **$C_{7,25}H_{13}$**

Formule chimique de l'essence :

composition massique de l'essence : carbone (**C**) 84 % ; hydrogène (**H**) 16 %

indice du carbone : 84 / 12 = **7** ; indice de l'hydrogène : 16 / 1 = **16**

d'où la formule chimique de l'essence : C_7H_{16}

Formule chimique du GPL :

composition du GPL : butane (C_4H_{10}) 50 % ; propane (C_3H_8) 50 %

d'où la formule chimique approchée du GPL : $C_{3,5}H_9$

Combustion du gazole :

$$C_{7,25}H_{13} + 10,5\ O_2 + (10,5 \times 3,8)\ N_2 \rightarrow 7,25\ CO_2 + 6,5\ H_2O + 40\ N_2$$

$C_{7,25}H_{13}$: gazole
O_2 : dioxygène
N_2 : diazote
CO_2 : dioxyde de carbone
H_2O : eau

À partir de la masse molaire de chaque élément présent dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 kg de gazole + 3,36 kg de dioxygène + 11,2 kg de diazote
→
3,19 kg de CO_2 + 1,17 kg d'eau + 11,2 kg de diazote

À partir de la masse volumique de chaque corps intervenant dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 litre de gazole + 1 985 litres de dioxygène + 7 570 litres de diazote
→
1 375 litres de CO_2 + 1 litre d'eau + 7 570 litres de diazote

Combustion de l'essence :

$$C_7H_{16} + 11\ O_2 + (11 \times 3,8)\ N_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O + 42\ N_2$$

C_7H_{16} : essence
O_2 : dioxygène
N_2 : diazote
CO_2 : dioxyde de carbone
H_2O : eau

À partir de la masse molaire de chaque élément présent dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 kg d'essence + 3,52 kg de dioxygène + 11,76 kg de diazote
→
3,08 kg de CO_2 + 1,44 kg d'eau + 11,76 kg de diazote

À partir de la masse volumique de chaque corps intervenant dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 litre d'essence + 1 870 litres de dioxygène + 7 150 litres de diazote
→
1 195 litres de CO_2 + 1,1 litre d'eau + 7 150 litres de diazote

Combustion du GPL :

$$C_{3,5}H_9 + 5,75\ O_2 + (5,75 \times 3,8)\ N_2 \rightarrow 3,5\ CO_2 + 4,5\ H_2O + 22\ N_2$$

$C_{3,5}H_9$: GPL
O_2 : dioxygène
N_2 : diazote
CO_2 : dioxyde de carbone
H_2O : eau

À partir de la masse molaire de chaque élément présent dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 kg de GPL + 3,6 kg de dioxygène + 12 kg de diazote
→
3 kg de CO_2 + 1,6 kg d'eau + 12 kg de diazote

À partir de la masse volumique de chaque corps intervenant dans la réaction, on obtient les proportions suivantes :

1 litre de GPL + 1 390 litres de dioxygène + 5 320 litres de diazote
→
850 litres de CO_2 + 0,875 litre d'eau + 5 320 litres de diazote

Énergie brute libérée par la combustion du carburant :

Gazole (densité 845 $kg.m^{-3}$) : **44,3 $MJ.kg^{-1}$** (**37,4 $MJ.l^{-1}$**)

Essence (densité 760 $kg.m^{-3}$) : **46,9 $MJ.kg^{-1}$** (**35,6 $MJ.l^{-1}$**)

GPL (densité 550 $kg.m^{-3}$) : **48,7 $MJ.kg^{-1}$** (**26,8 $MJ.l^{-1}$**)

Énergie nette libérée par la combustion du carburant :

Gazole (densité 845 $kg.m^{-3}$) : **41,7 $MJ.kg^{-1}$** (**35,2 $MJ.l^{-1}$**)

Essence (densité 760 $kg.m^{-3}$) : **43,7 $MJ.kg^{-1}$** (**33,2 $MJ.l^{-1}$**)

GPL (densité 550 $kg.m^{-3}$) : **45,1 $MJ.kg^{-1}$** (**24,8 $MJ.l^{-1}$**)

Énergie consommée par un véhicule :

Prenons l'exemple d'une voiture qui a parcouru 100 kilomètres avec 5 litres d'essence :

5 x 35 600 000 = 178 000 000 **J**

La totalité de cette énergie s'est dissipée dans l'environnement sous forme de chaleur (chaleur du moteur, de la transmission, des pneumatiques et du revêtement routier, chaleur de l'air ambiant perturbé par le passage de la voiture, chaleur des freins, des pneumatiques et du revêtement routier pour immobiliser la voiture ou chaleur de la carrosserie en cas de collision, etc.).

Équivalence énergie / chaleur :

$$M = E / C / \Delta T$$

M : masse, exprimée en **kg**
E : énergie, exprimée en **J**
C : capacité thermique, exprimée en **$J.kg^{-1}.K^{-1}$**
ΔT : variation de température, exprimée en **K**
cohérence des unités : **M** = $(kg^{+1}.m^{+2}.s^{-2}) . (kg^{-1}.m^{-2}.s^{+2} . kg^{+1} . K^{+1}) . (K^{-1})$ = **kg**

Exemple : calculons la masse d'eau (C = 4 200 $J.kg^{-1}.K^{-1}$) qu'une énergie de 178 MJ est capable d'échauffer en portant sa température de 280 K à 330 K :

M = 178 000 000 / 4 200 / 50 = 850 **kg**, soit environ 850 litres.

Outre l'équivalence entre toutes les formes d'énergie, ce résultat montre que l'eau est une matière particulièrement difficile à chauffer (l'or ne réclame que 130 $J.kg^{-1}.K^{-1}$; le cuivre : 390 $J.kg^{-1}.K^{-1}$; le fer, la fonte ou l'acier : 460 $J.kg^{-1}.K^{-1}$; l'air : 1000 $J.kg^{-1}.K^{-1}$).

ASSOCIATION ADILCA

www.adilca.com

*** * ***

BIBLIOGRAPHIE

- ASSOCIATION ADILCA : *Guide des Lois physiques de l'Automobile*, ouvrage collectif édité à compte d'auteurs, Paris 2002.

- ASSOCIATION ADILCA : *Les Lois chimiques de la Combustion des Carburants*, ouvrage collectif édité à compte d'auteurs, Paris 2004.

- LEMASSON (Georges) : *Les machines transformatrices d'énergie*, Tome 1 (Résistances passives, Thermodynamique), Éditions DELAGRAVE, Paris 1966.

- LEMASSON (Georges) : *Les machines transformatrices d'énergie*, Tome 2 (Turbo machines, Machines alternatives), Éditions DELAGRAVE, Paris 1967.

ASSOCIATION ADILCA

www.adilca.com

* * *