



Estudo da combustão num motor de combustão interna com queima de misturas de hidrogénio e gasolina

JOÃO RODRIGO PERES PESSOA DE MAGALHÃES

julho de 2024

Estudo da combustão num motor de combustão interna com queima de misturas de hidrogénio e gasolina

João Rodrigo Peres Pessoa de Magalhães 1180928

**Dissertação para obtenção do Grau de Mestre em
Engenharia Mecânica, Área de Especialização em
Energia**

Orientador: Leonardo José da Silva Ribeiro

Júri:

Presidente:

Rui Filipe Neves de Araújo Rego, Professor Adjunto, ISEP

Vogais:

Adélio Manuel de Sousa Cavadas, Professor Adjunto, Escola Superior de Tecnologia e Gestão -
IPVC

Leonardo José da Silva Ribeiro, Professor Adjunto, ISEP

Porto, maio de 2024

Agradecimentos

Na realização da presente dissertação, houve várias pessoas que me apoiaram quer seja de forma direta ou indireta e como tal gostaria de expressar o meu sincero agradecimento a todos aqueles que tornaram possível a sua realização.

Primeiramente, gostava de começar por agradecer ao meu orientador, o professor Leonardo Ribeiro que desde o primeiro dia se encontrou disponível para me ajudar e guiar a qualquer momento, facilitando a realização desta dissertação.

De seguida, gostava de agradecer aos meus pais, que se encontraram sempre dispostos a ajudar, perguntando-me vezes sem conta se estava a correr tudo bem e de que forma podiam auxiliar.

Também gostava de agradecer aos meus amigos, que contribuíram para ajudar a esparecer, convidando-me para inúmeras saídas.

E por fim, a mim mesmo, por nunca ter desistido quer seja agora, quer seja ao longo do mestrado.

Resumo

Neste trabalho, é analisado um motor de combustão interna que opera segundo o ciclo Otto. O principal objetivo deste trabalho consiste na caracterização da combustão da gasolina (a gasolina será representada pelo nonano), do hidrogénio, e do hidrogénio juntamente com gasolina, de forma a compreender a viabilidade da utilização do hidrogénio na redução de emissões poluentes; também se procede ao cálculo das temperaturas de chama adiabáticas e as energias geradas pela queima dos combustíveis. Realizou-se uma revisão bibliográfica com o objetivo de enquadrar o tema em estudo, abordando assuntos como os motores de combustão interna, especialmente aqueles que seguem o ciclo Otto, o equilíbrio químico e por fim a pegada ecológica dos motores de combustão interna, onde se introduz o hidrogénio e as suas características. Relativamente aos métodos utilizados, foram desenvolvidos diversos modelos de cálculo, sendo que o mais importante diz respeito à caracterização da queima do combustível para as diferentes condições de mistura, permitindo retirar conclusões sobre as emissões poluentes. Também foram elaborados modelos de cálculo para a obtenção da temperatura de chama adiabática e para determinar a energia libertada pela queima do combustível. Após a obtenção dos resultados foi possível concluir que o hidrogénio não emite CO_2 nem CO para qualquer mistura, mas existe um aumento das emissões de H_2 em misturas ricas, comparativamente à gasolina. Além disso, em relação à gasolina, o hidrogénio apresenta um aumento da temperatura de chama adiabática, a volume constante, e da pressão no fim da explosão. Por fim, para um igual volume de combustão, o hidrogénio foi o combustível que menor energia libertou.

Palavras-chave: Ciclo Otto, gasolina, hidrogénio, caracterização da queima, poluentes, energia libertada

Abstract

This work analyses an internal combustion engine that operates according to the Otto cycle. The main objective of this work is to characterise the combustion of gasoline (gasoline will be represented by nonane), hydrogen and hydrogen together with gasoline, in order to understand the feasibility of using hydrogen to reduce pollutant emissions; the adiabatic flame temperatures and the energies generated by burning the fuels are also calculated. A bibliographical review was carried out with the aim of framing the topic under study, covering subjects such as internal combustion engines, especially those that follow the Otto cycle, chemical balance and finally the ecological footprint of internal combustion engines, where hydrogen and its characteristics are introduced. Regarding the methods used, various calculation models have been developed, the most important of which concerns the characterisation of fuel burning for different mixing conditions, allowing conclusions to be drawn about pollutant emissions. Calculation models were also developed to obtain the adiabatic flame temperature and to determine the energy released by burning the fuel. After obtaining the results, it was possible to conclude that hydrogen does not emit CO₂ or CO for any mixture, but there is an increase in H₂ emissions in rich mixtures compared to gasoline. In addition, compared to gasoline, hydrogen has an increase in adiabatic flame temperature at constant volume and in pressure at the end of the explosion. Finally, for the same combustion volume, hydrogen was the fuel that released the least energy.

KEYWORDS: Otto cycle, gasoline, hydrogen, combustion characterisation, pollutants, energy released

Índice

Lista de Figuras.....	xiii
Lista de Tabelas.....	xv
Acrónimos e Símbolos.....	xvii
1. Introdução.....	1
1.1. Enquadramento.....	1
1.2. Objetivos.....	2
1.3. Metodologia.....	2
1.4. Estrutura.....	3
2. Revisão Bibliográfica.....	5
2.1. Motores de combustão interna.....	5
2.1.1. Ciclo Otto teórico.....	7
2.1.2. Breve análise térmica ao ciclo Otto.....	10
2.1.3. Diferença entre o ciclo Otto teórico e indicado.....	13
2.1.4. Relação entre as potências, binários, pressões e rendimentos teóricos, indicados e efetivos.....	15
2.1.5. Sistemas de injeção.....	17
2.1.6. A ignição e a sua temporização.....	18
2.1.7. Fenómenos anormais de combustão.....	20
2.2. Estequiometria.....	21
2.2.1. Equilíbrio químico.....	22
2.2.2. Temperatura de chama adiabática.....	23
2.3. Pegada ecológica dos motores de combustão interna.....	25
2.3.1. Hidrogénio e suas características.....	27
2.3.2. Principais cuidados na utilização do hidrogénio nos motores de combustão interna.....	31
3. Métodos e Aplicação.....	37
3.1. Caracterização da queima da gasolina.....	37
3.1.1. Cálculo das frações molares.....	38
3.1.2. Reação estequiométrica, pobre e rica da gasolina.....	38
3.1.3. Cálculo das quantidades dos produtos consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão da gasolina.....	39
3.2. Caracterização da queima do hidrogénio.....	41
3.2.1. Reação estequiométrica, pobre e rica do hidrogénio.....	41

3.2.2. Cálculo das quantidades dos produtos, consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão do hidrogénio	42
3.3. Caracterização da queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina	44
3.3.1. Reação estequiométrica, pobre e rica do hidrogénio em conjunto com a gasolina	44
3.3.2. Cálculo das quantidades dos produtos consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão do hidrogénio em conjunto com a gasolina	44
3.4. Temperaturas de equilíbrio.....	46
3.4.1. Demonstração da influência das temperaturas de equilíbrio	46
3.5. Temperatura de chama adiabática	46
3.5.1. Determinação da temperatura de chama adiabática a pressão constante.....	47
3.5.2. Determinação da temperatura de chama adiabática a volume constante e da pressão no fim da explosão.....	48
3.6. Energia obtida pelo combustível.....	49
3.6.1. Determinação da energia libertada pela queima do combustível.....	49
3.6.2. Determinação da massa de combustível	49
3.6.3. Aplicação da eficiência volumétrica do combustível	50
3.6.4. Determinação do volume ocupado pelos reagentes.....	51
4. Resultados e discussão	53
4.1. Determinação dos resultados	53
4.1.1. Caracterização dos combustíveis.....	56
4.1.2. Influência da temperatura de equilíbrio.....	58
4.1.3. Temperatura de chama adiabática a pressão constante ou a volume constante	60
4.1.4. Energia libertada pela queima do combustível	62
4.2. Discussão de resultados	64
5. Conclusão.....	71
5.1. Conclusões finais.....	71
5.2. Trabalhos futuros	72
Referências.....	73
Declaração de Integridade	75
APÊNDICE A - Constantes de equilíbrio e pressão de fumos do hidrogénio.....	77
APÊNDICE B - Quantidades dos fumos resultantes da queima do combustível.....	79
APÊNDICE C - Frações molares dos fumos resultantes da queima do combustível	87
APÊNDICE D - Temperaturas adiabáticas de chama a pressão constante.....	95
APÊNDICE E - Temperatura adiabática de chama a volume constante	111

Índice

APÊNDICE F - Quantidades dos reagentes corrigidas, massa de combustível, energia libertada 127	
ANEXO A - Função de Gibbs de formação e entalpia absoluta	129
ANEXO B – Caracterização do isooctano.....	137
ANEXO C – Temperatura de chama adiabática a pressão constante, ou a volume constante, e a pressão no fim da explosão do isooctano.....	139

Lista de Figuras

Figura 1 - Esquema dos principais componentes do motor alternativo (adaptado de [4]).....	7
Figura 2 - Tempos do ciclo Otto (adaptado de [4])	8
Figura 3 - Diagrama Termodinâmico de um ciclo Otto (adaptado de [4])	10
Figura 4 - Comparação entre o diagrama do ciclo Otto teórico com o ciclo indicado (adaptado de [4]).....	13
Figura 5 – Diferentes sistemas de injeção para motores que seguem o ciclo Otto a) Sistema de carburação b) Sistema de injeção indirecta (PDI) c) Sistema de injeção directa (GDI) onde (1) Entrada de combustível; (2) Entrada de ar; (3) Válvula de borboleta; (4) Coletor de admissão; (5) Injetores; (6) Motor (adaptado de [1])	17
Figura 6 - (a) Pressão do cilindro consoante a posição da cambota (Faísca com excesso de avanço: 50 graus antes do PMS; Faísca no momento ideal: 30 graus antes do PMS, binário máximo; Faísca com atraso: 10 graus antes do PMS). (b) Variação do binário consoante o avanço da faísca, com a borboleta de admissão totalmente aberta e velocidade constante (adaptado de [1])	20
Figura 7 - Variação da pressão ao longo do tempo num cilindro de um motor a combustão onde a) demonstra a variação da pressão no caso combustão normal, b) no caso da combustão com baixa detonação, c) no caso da detonação com alta detonação (adaptado de [8]).....	21
Figura 8 – Eficiência energética e volumétrica do hidrogénio em diferentes condições relativamente à gasolina introduzida por um sistema de carburação (adaptado de [26]) ..	33
Figura 9 –Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de C_9H_{20} utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K.....	56
Figura 10 – Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de H_2 utilizando a equação de equilíbrio $H_2 + 12 O_2 = H_2O$ a uma temperatura de equilíbrio de 2200K.....	57
Figura 11 – Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de H_2 em conjunto com 0,02 kmol de C_9H_{20} utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K	57
Figura 12 – Gráfico sobre a relação entre a produção de H_2 e a produção de CO nos fumos da queima de 1 kmol de C_9H_{20} , da queima de 1 kmol de H_2 e da queima de 1 kmol de H_2 em conjunto com 0,02 kmol de C_9H_{20} , utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K.....	58
Figura 13 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,001 kmol de C_9H_{20} para diferentes temperaturas de equilíbrio	59
Figura 14 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,002 kmol de C_9H_{20} para diferentes temperaturas de equilíbrio	59
Figura 15 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes temperaturas de equilíbrio	60
Figura 16 – Gráfico das diferentes temperaturas de chama adiabática a pressão constante para os diferentes combustíveis e para diferentes misturas.....	61
Figura 17 – Gráfico das diferentes temperaturas de chama adiabática, a volume constante, para os diferentes combustíveis e das pressões no fim da explosão, para diferentes misturas..	61

Figura 18 – Gráfico de barras das diferentes energias libertadas pela queima do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ para as seguintes condições: Reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão 62

Figura 19 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de C_9H_{20} para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão..... 63

Figura 20 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de H_2 para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão..... 63

Figura 21 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de $H_2+C_9H_{20}$ para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão..... 63

Lista de Tabelas

Tabela 1 – Normas europeias de emissões para automóveis de passageiros em g/km, CO: Monóxido de carbono; THC: Total de hidrocarbonetos; NO _x : Óxidos de nitrogénio, HC+NO _x : Total de hidrocarbonetos mais os óxidos de nitrogénio; PM: Matéria particulada; PN: Número de partículas (adaptado de [17])	27
Tabela 2 – Emissões de gases da norma Euro 7 para automóveis de passageiros em g/km, CO: Monóxido de carbono; THC: Total de hidrocarbonetos; NO _x : Óxidos de nitrogénio, HC+NO _x : Total de hidrocarbonetos mais os óxidos de nitrogénio; PM: Matéria particulada; PN: Número de partículas (adaptado de [21])	27
Tabela 3 - Razão entre as frações molares secas de 1 kmol de C ₉ H ₂₀ por 1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ a uma temperatura de equilíbrio de 2200K	65
Tabela 4 – Razões das frações molares secas do CO ₂ , CO e H ₂ presente nos fumos, entre as diversas temperaturas de equilíbrio utilizadas.....	67
Tabela 5 – Razão entre as energias libertadas pelos combustíveis	68
Tabela 6 – Razão entre os volumes ocupados pelos combustíveis	69

Acrónimos e Símbolos

Lista de Acrónimos

ACV	Avaliação do ciclo de vida
NTM	Número de tempos do motor
PMI	Ponto morto inferior
PMS	Ponto morto superior
VED	Energia por unidade de volume

Lista de Símbolos

$\left(\frac{A}{F}\right)$	Relação ar-combustível	
B	Binário do motor	Nm
C	Correção	
c_p	Calor específico a pressão constante	$Jkg^{-1}K^{-1}$
c_v	Calor específico a volume constante	$Jkg^{-1}K^{-1}$
e	Excesso de ar	
E	Energia	kJ
ΔG°	Energia de Gibbs padrão	$Jkmol^{-1}$
G	Energia livre de Gibbs	J
\bar{g}_f°	Função de Gibbs de formação	$Jkmol^{-1}$
$\Delta H, H$	Entalpia	J
\bar{h}	Entalpia específica absoluta	$Jkmol^{-1}$
\bar{h}_f°	Entalpia específica de formação	$Jkmol^{-1}$
$\Delta \bar{h}_s$	Entalpia específica sensível	$Jkmol^{-1}$
k	Expoente de politrópica	
K_p	Constante de equilíbrio químico	
m	Massa	kg
MW	Massa molar	$kgkmol^{-1}$
n	Quantidade	$kmol$
N	Número de rotações	rpm
N_c	Número de cilindros do motor	
P	Pressão	Pa
PCI	Poder calorífico inferior do combustível	Jkg^{-1}
p	Pressão	Pa

Q	Calor	J
R	Constante específica de gás perfeito do ar	$Jkg^{-1}K^{-1}$
R_u	Constante universal de um gás	$Jkmol^{-1}K^{-1}$
S	Entropia	JK^{-1}
T	Temperatura	K
t	Tempo	s
U	Energia interna	J
V	Volume	m^3
V_c	Cilindrada do motor	m^3
W	Trabalho do motor	J
\dot{W}	Potência do motor	W
x	Fração molar	

Letras gregas

$\alpha, \beta, \delta, \gamma, \xi, \psi$	Quantidade de combustível	$kmol$
η	Rendimento do motor	
θ	Relação molar oxigénio-combustível	
ρ	Taxa de compressão	
ϕ	Mistura	
ω	Velocidade angular	$rads^{-1}$

1º Subscrito

ad	Adiabática
ar	Ar
$ciclo$	Ciclo
$comb$	Combustível
$combqueim$	Combustível queimado
$comp$	Compressão
e	Efetivo
$entrada$	Entrada no ciclo
$esteq$	Estequiométrica
exp	Expansão
fin	Final
fum	Fumos
i	i-ésima espécie
ind	Indicado

Acrónimos e símbolos

<i>ini</i>	Inicial
<i>liber</i>	Libertada
<i>me</i>	Médio efetivo
<i>mi</i>	Médio indicado
<i>mist</i>	Mistura
<i>mt</i>	Médio teórico
<i>par</i>	Parcial
<i>prod</i>	Produtos
<i>P</i>	Pressão
<i>PMI</i>	Ponto morto inferior
<i>PMS</i>	Ponto morto superior
<i>ref</i>	Referência
<i>reag</i>	Reagentes
<i>real</i>	Real
<i>saída</i>	Saída do ciclo
<i>t</i>	Térmico
<i>tot</i>	Total
<i>tu</i>	Teórico útil
<i>T</i>	Temperatura

2º Subscrito

<i>estequiométrica</i>	Estequiométrica
<i>excesso</i>	Excesso de ar
<i>falta</i>	Falta de ar
<i>i</i>	i-ésima espécie
<i>V</i>	Volume arbitrado

Sobrescritos

◦	Pressão no estado padrão
---	--------------------------

1. Introdução

Neste primeiro capítulo do presente trabalho, realiza-se a introdução do mesmo, abordando diversos tópicos com o objetivo inicial de enquadrar e justificar o trabalho a ser desenvolvido na dissertação de mestrado. De seguida, no enquadramento, são apresentadas as razões que justificam a necessidade deste trabalho. No subcapítulo seguinte, o trabalho avança para a definição dos objetivos, seguido pela exposição da metodologia utilizada no desenvolvimento do estudo científico. Por último, é explicada a estrutura desta dissertação.

1.1. Enquadramento

Atualmente os motores de combustão interna são indispensáveis no nosso quotidiano, sendo os mesmos utilizados em diversas situações. À medida que o crescimento populacional continua é natural que exista cada vez mais uma maior concentração de veículos pessoais, pois devido a diversas razões, a maior parte de nós prefere andar no seu próprio automóvel ao realizar as suas tarefas diárias do que andar de autocarro. Para além disso, à medida que a população continua a aumentar, maior é o consumismo da mesma. Isso implica a urgência de reabastecer os supermercados de forma mais rápida para atender às exigências da procura em concordância com a oferta. O cumprimento dessas necessidades de procura requer um aumento no transporte de mercadorias, entre os mais relevantes, os aviões, camiões, barcos, que conseqüentemente provocam um aumento na poluição proveniente dos motores de combustão interna.

Os motores de combustão interna são uma fonte significativa de poluição atmosférica, sendo que maior parte da produção de CO, HC e NO_x é proveniente da queima de combustíveis fósseis utilizados nos mesmos. Para além destes poluentes, também é possível encontrar resíduos de dióxido de enxofre, chumbo e fuligem nos gases de escape que são prejudiciais à saúde. Ao longo dos anos foram criadas normas, como a norma EURO, que limitam a quantidade de gases poluentes provenientes da queima dos combustíveis fósseis, sendo que atualmente são extremamente apertadas. Através destas normas, foram efetuados grandes esforços para a diminuição dos poluentes pela introdução de catalisadores, utilização da tecnologia AdBlue e filtros de partículas. Como as normas são cada vez mais severas, o desenvolvimento de soluções viáveis para o cumprimento das mesmas não corresponde, levando a pedidos de atraso da implementação das mesmas, algo que se pode observar hoje em dia com a norma EURO 7.

Este conflito entre as normas europeias e a indústria automóvel aumentou a tendência na procura de utilização de combustíveis alternativos que proporcionem emissões de escape

menos nocivas a fim de reduzir a poluição atmosférica, sendo uma abordagem os veículos elétricos. Outra opção, e será a solução estudada neste documento, é a utilização do hidrogénio como combustível alternativo, que não prejudica o ambiente.

1.2. Objetivos

O presente trabalho tem como principal objetivo fornecer o suporte teórico para a aceitação da utilização do hidrogénio nos motores de combustão interna, através da caracterização da combustão do mesmo.

Os combustíveis fosseis utilizados atualmente não garantem uma pegada carbónica de 0%, e dificilmente cumprem as normas europeias. A introdução do hidrogénio, separado ou juntamente com os combustíveis fosseis, oferece uma melhoria no desempenho ambiental, pela redução das emissões dos motores de combustão interna. Para além disso, é uma das possíveis soluções para o aquecimento global. O aquecimento global continuará como resultado da utilização de combustíveis fosseis para a produção de calor e energia em vários sectores, mas a introdução do hidrogénio na mistura ajuda a reduzir os danos provocados.

1.3. Metodologia

Com o objetivo de resolver o problema existente, foi necessária a sua compreensão, quer seja do funcionamento dos motores de combustão interna, das anomalias a que ele está sujeito, da combustão presente no interior dos motores, entre outros. Deste modo, a base para o trabalho realizado teve como ponto de partida num estudo teórico que englobou todos estes temas.

Inicialmente foram definidos os principais temas a abordar, nomeadamente os motores de combustão interna, a estequiometria, e a pegada ecológica dos motores a combustão. Dentro destes capítulos, são depois discutidos os temas associados aos mesmos, como o ciclo Otto teórico, o ciclo Otto indicado, a relação entre os mesmos, os sistemas de injeção, a ignição, os fenómenos anormais da combustão, o equilíbrio químico, a temperatura de chama adiabática, e por fim o hidrogénio e as suas características. Deste modo, foi possível realizar o esboço inicial do índice da dissertação. A investigação e recolha de informação centraram-se em fontes fiáveis e reconhecidas internacionalmente, como teses, livros, artigos científicos e páginas de *internet* de instituições especializadas no tema em questão.

De seguida, foi criado um modelo matemático para a caracterização dos fumos resultantes da queima da gasolina (representada pelo nonano), do hidrogénio, e do hidrogénio misturado com uma proporção de gasolina. Para além disso, através da utilização de diferentes proporções de gasolina misturadas com o hidrogénio e de diferentes temperaturas de equilíbrio, compreendeu-se a influência da temperatura de equilíbrio nas quantidades dos fumos para misturas ricas. Foram desenvolvidos mais dois modelos matemáticos de modo a calcular a temperatura de chama adiabática e a energia libertada pela queima do combustível, da gasolina, do hidrogénio e do hidrogénio em conjunto com a gasolina. Aplicando os modelos de cálculo para os diferentes combustíveis observou-se o impacto nas emissões de poluentes, as diferentes temperaturas adiabáticas de chama, e as distintas capacidades energéticas. No final,

procedeu-se a uma análise dos resultados obtidos, com foco nos valores alcançados, com o intuito de tirar conclusões do trabalho realizado.

1.4. Estrutura

O presente trabalho está estruturado em cinco capítulos principais, sendo eles a introdução, revisão bibliográfica, métodos e aplicação, resultados e discussão, e conclusão. No primeiro capítulo, apresenta-se uma introdução que inclui a contextualização do trabalho realizado, os seus objetivos e as metodologias adotadas para atingir esses objetivos. Além disso, é exposta a organização geral do trabalho.

No segundo capítulo dedicado à revisão bibliográfica, onde são abordados os principais assuntos de elevada importância neste contexto, como os motores de combustão interna, a estequiometria e a pegada ecológica dos motores de combustão interna, a fim de uma melhor compreensão dos mesmos.

No terceiro capítulo dedicado aos métodos e aplicação, são detalhados os métodos utilizados no desenvolvimento dos vários modelos matemáticos que serão utilizados como ferramentas de estudo nesta dissertação. São apresentadas as equações que compõem cada modelo, juntamente com as considerações adotadas que possibilitaram a sua elaboração.

No quarto capítulo dedicado aos resultados e discussão, são apresentados os valores escolhidos que irão ser aplicados aos modelos matemáticos, assim como os resultados obtidos consoante os diferentes estudos elaborados. Para além disso, são realizadas comparações entre os resultados assim como a sua análise.

No quinto capítulo dedicado à conclusão, são apresentadas as conclusões do trabalho efetuado, assim como algumas propostas de trabalhos futuros.

Os apêndices complementam a informação sendo que o A diz respeito às constantes de equilíbrio e às pressões de fumos utilizadas nos balanços químicos, correspondentes às reações ricas do hidrogénio, o B diz respeito às quantidades dos fumos resultantes da queima do combustível, o C diz respeito às frações molares dos fumos resultantes da queima do combustível, o D às temperaturas de chama adiabáticas a pressão constante, o E às temperaturas de chama adiabáticas a volume constante, assim como as pressões no fim da explosão, e por fim no F as quantidades dos reagentes corrigidas, a massa de combustível, energia libertada pela queima do mesmo, e o volume ocupado pelos reagentes.

Os anexos complementam a informação sendo que o A diz respeito à função de Gibbs de formação e à entalpia absoluta, o B diz respeito à caracterização da gasolina, mas desta vez representada pelo isooctano, e o C diz respeito às temperaturas de chama adiabáticas a pressão constante, volume constante e às pressões no fim da explosão da gasolina, também representada pelo isooctano.

2. Revisão Bibliográfica

Neste segundo capítulo do presente trabalho, desenvolve-se um estudo teórico abrangente, abordando todos os aspetos relacionados com o desenvolvimento do trabalho. A metodologia adotada segue uma abordagem progressiva, explorando desde as origens dos motores de combustão até temas específicos como o ciclo Otto, equilíbrio químico e finalmente, as características do hidrogénio.

Inicialmente, são analisados vários tópicos relacionados com os motores de combustão como o ciclo Otto teórico, as diferenças entre o ciclo Otto teórico e indicado, a relação entre as potências, binários, pressões e rendimentos do ciclo teórico, indicado e efetivo, os sistemas de injeção, a ignição e a sua temporização e os fenómenos anormais da combustão. Em seguida, aborda-se a estequiometria, desencadeando discussões sobre o equilíbrio químico e a temperatura de chama adiabática, conceitos cruciais na composição química dos gases emitidos pelos motores de combustão interna. Por fim, explora-se a pegada ecológica dos motores de combustão que seguem o ciclo Otto, terminando na apresentação do hidrogénio como uma alternativa aos combustíveis fósseis, devido às suas propriedades.

2.1. Motores de combustão interna

Por mais de dois séculos e meio, os motores de produção de energia têm estado a serviço da humanidade. Durante os primeiros 150 anos, a água era convertida em vapor, tornando-se um dos gases de combustão resultantes da queima do combustível. Esse vapor era então utilizado para expandir o pistão dentro do cilindro, gerando trabalho [1].

Até ao século XIX as pessoas habitavam, trabalhavam e comercializavam num espaço pequeno, que facilmente percorriam a pé. Os artífices possuíam a sua própria loja, onde produziam e comercializavam os seus produtos, vivendo muitas vezes na sobreloja [2]. Os pavimentos de ruas e ruelas das cidades estavam frequentemente cobertas pelos excrementos dos animais utilizados para transportar pessoas e mercadorias. Curiosamente, no início do século XX, um artigo publicado no jornal de Filadélfia, nos EUA, elogiou entusiasticamente a introdução do automóvel e a conseqüente eliminação dos animais de transporte. O artigo afirmava que isso tornaria as cidades menos poluídas com excrementos [2]. Naquela época, a disseminação dos automóveis foi uma felicidade tanto para os cavalheiros como para as damas, pois deixaram de sujar as suas polainas e os vestidos elegantes nos excrementos dos animais, respetivamente [2].

O automóvel teve o seu início durante o final do século XIX [3]. O automóvel não foi inventado por apenas um indivíduo, mas sim uma combinação de vários desenvolvimentos relacionados. Dois destes desenvolvimentos, foram a construção de um motor compacto de modo a ser capaz de ser montado num veículo, e a disponibilidade imediata de um combustível para esse motor [3].

Atualmente, a sociedade contemporânea ocidental está viciada em automóveis [2], mas os motores de combustão interna, que posteriormente passaram a ser utilizados nos mesmos, só começaram a ser uma realidade a partir de 1860 [1].

Uma máquina térmica é um dispositivo cujo propósito é transformar energia térmica em energia mecânica [4]. Nos motores de combustão interna, ocorre a combustão de líquidos ou, de uma forma mais rara, gasosos. Por conseguinte, podemos afirmar que os motores de combustão interna, convertem a energia química contida no combustível em energia mecânica, ou seja, em trabalho útil [1], [4].

Num motor de combustão interna, a combustão ocorre dentro do fluido de trabalho [2]. A sequência dos acontecimentos presentes num motor de combustão interna é a seguinte: primeiramente o ar é admitido e misturado com o combustível, a esta fase denominamos de admissão. A injeção do combustível pode ser durante o tempo de admissão, ou depois. Após a admissão dá-se a compressão e em seguida, a queima dessa mistura. No decorrer da queima são gerados fumos. Os fumos provenientes da queima impulsionam uma parede móvel (êmbolo, por exemplo). Este êmbolo, ao deslocar-se, produz trabalho [2]. A mistura reagente antes da queima, e depois de ser transformada em fumos, corresponde ao fluido de trabalho [1]. A transferência de trabalho incidente no pistão, resultante da compressão da mistura e da expansão dos fumos, é proveniente da interação entre o fluido de trabalho e os componentes mecânicos do motor. Esta transferência de trabalho no êmbolo, tem como objetivo alcançar a potência desejada [1].

Os motores de combustão interna podem ser rotativos ou alternativos, sendo apresentado na Figura 1 um motor alternativo preparado para a queima da gasolina, com alguns dos seus componentes principais.

O nosso foco principal será nos motores alternativos. Essencialmente, um motor alternativo é composto por um êmbolo animado com movimento de vaivém. O êmbolo está ligado a um veio designado por veio de manivelas, que gira mediante um sistema de biela-manivela. Este mecanismo converte o movimento de vaivém do êmbolo em movimento rotativo [2].

Os motores de combustão interna podem ser classificados, de uma forma principal, quanto ao tipo de ignição do combustível (ignição por faísca ou ignição por compressão), ciclo de funcionamento (2 tempos ou 4 tempos), e o tipo de sistema de injeção do combustível (carburador ou injeção) [4]. Neste documento iremos apenas nos focar nos motores alternativos que seguem a ignição por faísca, também designados por ciclo Otto, ou motores a gasolina.

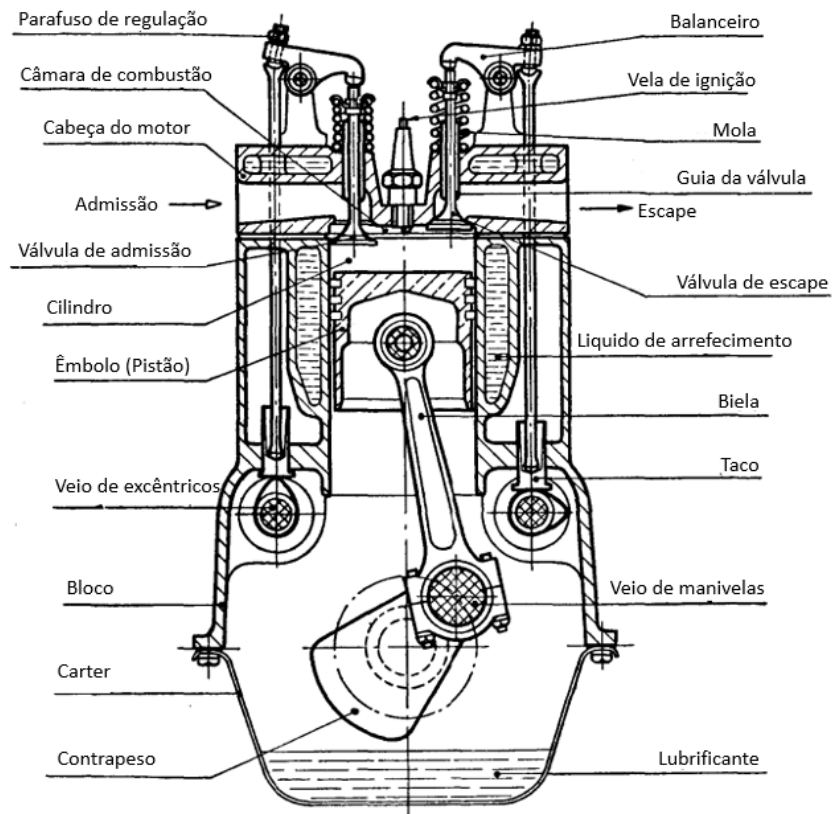


Figura 1 - Esquema dos principais componentes do motor alternativo (adaptado de [4])

2.1.1. Ciclo Otto teórico

Os primeiros motores de combustão interna desenvolvidos para uso comercial queimavam misturas de gases de carvão com ar a pressão atmosférica, sem o recurso da compressão [1].

Otto iniciou os seus primeiros testes em 1860, utilizando o motor a dois tempos de Lenoir [3]. A eficiência destes motores, no máximo, atingia os 5% [1]. Mais tarde, em 1867, Nicolaus A. Otto e Eugen Langen apresentaram um motor atmosférico com uma eficiência térmica de cerca de 11% [1]. Para superar a baixa eficiência térmica, Otto propôs um ciclo de funcionamento de quatro tempos para o pistão: um tempo de admissão, um tempo de compressão, um tempo de expansão e por fim um tempo de escape [1]. No tempo de expansão é onde o trabalho é transmitido ao veio de manivelas [1]. Em 1876, nasce o primeiro protótipo do motor de 4 tempos funcional, e por volta de 1890 cerca de 50000 unidades já tinham sido vendidas na Europa e nos Estados Unidos [1].

O ciclo de funcionamento do motor refere-se à sequência de ações executadas pelo fluido de trabalho no cilindro repetindo-se de forma periódica. A duração deste ciclo é medida pelo número de movimentos realizados pelo pistão para o concluir. Os motores alternativos são classificados como motores de 4 tempos, quando o ciclo é cumprido em 4 movimentos do êmbolo, e de 2 tempos quando ocorre em apenas 2 movimentos do êmbolo [4]. Ou seja, os motores de 4 tempos realizam um ciclo a cada duas rotações do veio de manivelas, enquanto os motores de 2 tempos completam um ciclo a cada rotação do veio de manivelas [4]. Na Figura

2 é possível observar-se os quatro tempos do ciclo de um motor, que são caracterizadas a seguir.

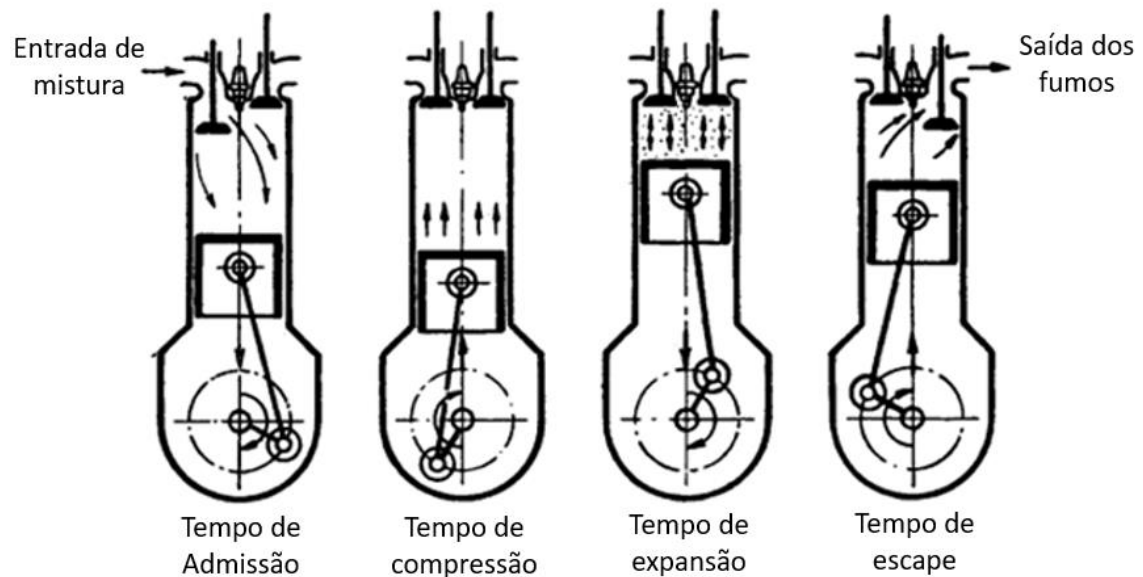


Figura 2 - Tempos do ciclo Otto (adaptado de [4])

O ciclo começa com o tempo de admissão, onde se dá a admissão de mistura reagente, isto é, ar com combustível nebulizado. O êmbolo parte do ponto morto superior. O ponto morto superior, ou abreviadamente PMS, corresponde ao ponto mais elevado que o êmbolo no seu movimento de vaivém atinge. No PMS, o êmbolo pára instantaneamente e reverte o seu sentido de movimento [5]. O pistão começa a descer, sempre com a válvula de admissão aberta, até chegar a um ponto onde a biela se encontra sobreposta e alinhada com a manivela. Este ponto é designado por ponto morto inferior, sendo ele o ponto mais baixo que o pistão consegue alcançar [5]. No ponto morto inferior, ou abreviadamente PMI, é onde o êmbolo pára instantaneamente para reverter o sentido do seu movimento, e de seguida começa a subir. No PMI é quando ocorre o fecho da válvula de admissão. Se assumirmos que a taxa de subida de volume na câmara de combustão, ou seja, a rapidez com que o volume da câmara de combustão é libertado, medida em unidades de volume por unidades de tempo, é sempre equivalente ao caudal volumétrico de mistura que fornecemos à câmara de combustão, podemos então admitir que a admissão ocorre de forma isobárica [5]. A pressão de admissão é à pressão da mistura reagente na entrada.

No tempo seguinte, o pistão sobe do PMI para o PMS, dando início à compressão. As válvulas de admissão e de escape estão ambas fechadas, e à medida que o êmbolo se desloca debaixo para cima ocorre a compressão da mistura reagente aumentando a temperatura e a pressão da mesma. A pressão da mistura reagente é máxima quando o êmbolo se encontra no PMS [5]. Devido à rapidez do movimento ascendente do êmbolo anteriormente descrito, dado que a compressão se dá de forma muito rápida, é possível admitir que não existem trocas de calor entre a mistura reagente e as paredes da câmara de combustão [5]. Sendo assim, estamos perante uma compressão adiabática [5]. Além disso, se considerarmos a ausência de atrito

entre o êmbolo e a parede cilíndrica da câmara de combustão, bem como entre as moléculas da mistura reagente, a compressão sentida pela mistura é reversível [5]. Assim, a compressão da mistura reagente pode ser considerada idealmente isentrópica [5].

Após o final do tempo da compressão, a mistura é inflamada por uma faísca elétrica proveniente de uma vela de ignição [5]. As válvulas de admissão e de escape continuam fechadas. A mistura explode de imediato, transformando-se em fumos, e a pressão desses fumos aumenta sem que haja variação no volume da câmara de combustão. Este fenómeno ocorre devido à explosão instantânea, que acontece tão rapidamente que o pistão não tem tempo para se mover [5].

O impacto da explosão na face superior do êmbolo provoca a descida rápida do êmbolo do PMS para o PMI, dando início ao tempo de expansão. Durante esta descida, o volume da câmara de combustão aumenta e a pressão dos fumos diminui. Como a descida do êmbolo é muito rápida, a expansão dos fumos ocorre sem troca de calor com as paredes da câmara de combustão, tal e qual como acontecia com a compressão. Assim, a expansão dos fumos é adiabática [5]. Para além disso, se não considerarmos o atrito entre o êmbolo e a parede dos cilindros da câmara de combustão, e entre as próprias moléculas de fumos, a expansão dos fumos pode ser considerada reversível [5]. Sendo assim, a expansão dos fumos é idealmente isentrópica [5].

Por fim chegamos ao último tempo, o de escape. Quando no fim da expansão de fumos o pistão chega ao PMI, a válvula de escape abre-se enquanto a válvula de admissão permanece fechada [5]. Devido à válvula de escape estar aberta, grande parte dos fumos foge para o exterior da câmara de combustão, e conseqüentemente a pressão dos fumos baixa. Este escape parcial de fumos é chamado de escape espontâneo, e ocorre devido à diferença de pressões entre o exterior e o interior da câmara de combustão. Devido à rapidez do escape parcial, não há movimento do êmbolo [5]. O êmbolo começa então a subir do PMI para o PMS, com a válvula de escape aberta e a de admissão fechada. Durante o movimento ascendente do pistão, os gases que permaneceram na câmara de combustão, após o escape espontâneo, são expulsos ou empurrados para fora da câmara de combustão e libertados para o exterior, sendo este processo denominada por escape forçado [5]. Se considerarmos a taxa de descida de volume da câmara de combustão, em unidades de volume por unidade de tempo, equivalente ao caudal volúmico de fumos que estão a ser expelidos pelo escape forçado, então a expulsão de fumos ocorre de forma isobárica, e à pressão reinante no exterior da câmara de combustão [5]. No final da subida do êmbolo, a válvula de escape fecha-se, e a válvula de admissão abre, iniciando um novo ciclo que se repete sistematicamente [4].

Dessa forma, ao considerar os quatro tempos mencionados anteriormente (admissão, compressão, explosão-expansão, escape espontâneo-escape forçado), o ciclo Otto é concluído.

Este ciclo é adequado para combustíveis voláteis, como a gasolina, ou gases, como o metano, permitindo assim garantir uma mistura homogénea de gás e combustível [5]. Somente com combustíveis voláteis é possível assegurar uma mistura uniforme. Se o combustível não for volátil, a mistura reagente terá duas fases distintas, ar e combustível, contrariamente a ar com combustível nebulizado, resultando numa combustão imperfeita [5].

2.1.2. Breve análise térmica ao ciclo Otto

Na Figura 3 está representado o diagrama termodinâmico do ciclo Otto teórico num gráfico P-V, seguida pela explicação detalhada do mesmo.

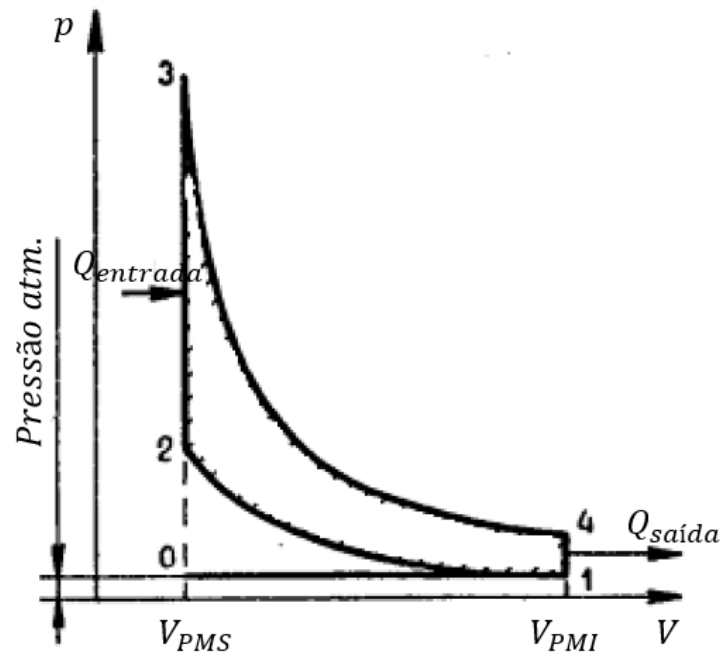


Figura 3 - Diagrama Termodinâmico de um ciclo Otto (adaptado de [4])

Como referido anteriormente, o tempo de admissão no ciclo Otto segue uma transformação termodinâmica isobárica. Este processo isobárico, ou seja, à mesma pressão, é demonstrado na Figura 3 pela evolução de 0 a 1, onde observamos a descida do êmbolo [5]. A compressão segue um processo isentrópico, e é representada na figura 3 pela evolução de 1 a 2 [5]. A explosão, por ser instantânea, é isocórica, ou seja, ocorre ao mesmo volume, e é representada na Figura 3 pela evolução de 2 a 3 [5]. A expansão de fumos segue uma transformação termodinâmica isentrópica, como acontece na compressão, e é observada na Figura 3 pela evolução de 3 a 4 [5]. O tempo de escape é dividido em duas partes, o escape espontâneo e o escape forçado. O escape espontâneo, ou seja, instantâneo, é isocórico e representado na Figura 3 pela evolução de 4 a 1 [5]. O escape forçado é isobárico, e representado na Figura 3 pela evolução de 1 a 0 [5]. Após o mesmo, retomamos ao tempo de admissão.

Do ponto de vista teórico, o ciclo é considerado fechado, e o fluido de trabalho conserva as suas propriedades termofísicas ao longo de todos os tempos [5]. No entanto, na prática, certos tempos do ciclo dispõem de mistura fresca, enquanto outras apresentam fumos resultantes dessa combustão dessa mistura fresca [5]. Sendo assim, ao analisar o ciclo Otto, parte-se do pressuposto de que a mistura fresca e os fumos têm as mesmas propriedades termofísicas, e são equiparadas às do ar; na verdade, o azoto é predominante, quer na mistura reagente quer nos fumos [5]. De seguida, efetuam-se correções para obter resultados mais precisos e confiáveis.

Nos motores de ciclo Otto, o fluido de trabalho será considerado como um gás perfeito com propriedades iguais às do ar e por isso a equação (1) é válida [5].

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3} = \frac{P_4 V_4}{T_4} = mR \quad (1)$$

A massa m da equação (1) é a massa da mistura de ar e combustível. Como neste texto se considerará que a mistura tem propriedades iguais às do ar, R é a constante de gás perfeito do ar [5]. A constante de qualquer gás perfeito, R , é dada pela equação (2):

$$R = c_p - c_v \quad (2)$$

Para os processos idealmente isentrópicos de compressão e expansão representados na Figura 3 de 1 a 2, e de 3 a 4, pode-se usar a equação (3) para a compressão e a equação (4) para a expansão. Estas equações relacionam o volume da câmara de combustão com a pressão, quer do fluido de trabalho a ser comprimido, quer dos fumos a serem expandidos, conforme [5].

$$P_1 V_1^k = P_2 V_2^k \quad (3)$$

$$P_3 V_3^k = P_4 V_4^k \quad (4)$$

Para os processos mencionados anteriormente, também é possível relacionar o volume da câmara de combustão com a temperatura, através das equações (5) e (6). Na equação (5) utilizamos a temperatura do fluido de trabalho a ser comprimido, e na equação (6) dos fumos a serem expandidos, conforme [5].

$$T_1 V_1^{k-1} = T_2 V_2^{k-1} \quad (5)$$

$$T_3 V_3^{k-1} = T_4 V_4^{k-1} \quad (6)$$

Como os processos de compressão e de expansão são idealmente isentrópicos, então a determinação do k é obtida pela equação (7).

$$k = \frac{c_p}{c_v} \quad (7)$$

Observando a Figura 3, no processo isocórico de 2 a 3 é introduzido calor no nosso sistema assinalado por $Q_{entrada}$. Este calor de entrada é proveniente da queima do combustível contido na mistura fresca [5]. A equação (8), determina o calor de entrada, e é obtida por igualdade do calor absorvido pela mistura, a volume constante, ao calor produzido pela queima da massa de gasolina contida na mistura [5]. A m_{mist} na equação (8) e (9), assim como a m_{comb} na equação (8) estão em $kgciclo^{-1}cilindro^{-1}$.

$$Q_{entrada} = m_{mist} c_v (T_3 - T_2) = m_{comb} PCI \quad (8)$$

Durante o processo isocórico do escape instantâneo representado na Figura 3 de 4 a 1, o calor de saída designado por $Q_{saída}$ é obtido pela equação (9), [5].

$$Q_{saída} = m_{mist} c_v (T_1 - T_4) \quad (9)$$

Os trabalhos de compressão de expansão podem ser determinados pelas equações (10) e (11), respetivamente [5].

$$W_{comp} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{k - 1} \quad (10)$$

$$W_{exp} = \frac{P_4 V_4 - P_3 V_3}{k - 1} \quad (11)$$

O trabalho teórico útil é obtido pela subtração, em módulo, entre o trabalho de expansão e o de compressão, representado na equação (12).

$$W_{tu} = |W_{exp}| - |W_{comp}| \quad (12)$$

As energias envolvidas nas equações (8), (9), (10), (11) e (12) expressam-se em Joule (J/ciclo/cilindro), no sistema internacional de unidades SI [5]. Estas energias tanto podem corresponder a apenas um cilindro como ao motor, consoante as massas e volumes presentes nas equações referenciadas. Para além disso, a energia obtida é por ciclo, ou seja, no caso do ciclo Otto, o valor de energia obtido a cada duas rotações do veio de manivelas. Para se conseguir determinar a potência do motor, ou de apenas um cilindro, é necessário calcular o número de ciclos por segundo que são realizados. Sabendo que o número de ciclos pode ser determinado pela equação (13), onde N é o número de rotações por minuto, então a potência por cilindro ou do motor, pode ser determinada pela equação (14), [5].

$$t_{ciclo} = \frac{120}{N} \quad (13)$$

$$\dot{W}_{tu} = \frac{W_{tu} N}{120} \quad (14)$$

O binário debitado pelo motor pode ser obtido pela equação (15), onde a velocidade angular é obtida através da equação (16).

$$\dot{W}_{tu} = B_{mt} \omega \quad (15)$$

$$\omega = \frac{2\pi N}{60} \quad (16)$$

O rendimento térmico do ciclo Otto, após diversas simplificações, pode ser descrito pela equação (17) [5]. O ρ corresponde à taxa de compressão do motor e é obtido pela equação (18) [5].

$$\eta_t = 1 - \frac{1}{\rho^{k-1}} \quad (17)$$

$$\rho = \frac{V_{PMI}}{V_{PMS}} \quad (18)$$

Observando a (18), o V_{PMS} corresponde ao V_2 que por sua vez é igual ao V_3 , enquanto o V_{PMI} corresponde ao V_1 que por sua vez é igual ao V_4 .

2.1.3. Diferença entre o ciclo Otto teórico e indicado

Na prática, nos ciclos seguidos pelos motores de combustão interna, o fluido de trabalho sofre evoluções termodinâmicas irreversíveis [5], contrariamente ao que foi dito no ciclo Otto teórico. No entanto, como os motores são construídos de forma a minimizar as irreversibilidades dos ciclos que seguem, é razoável esperar que as discrepâncias entre ciclos teóricos e indicados sejam pequenas. O ciclo Otto indicado representa o ciclo real do motor [5], e a diferença entre o ciclo teórico e indicado pode ser observada na Figura 4.

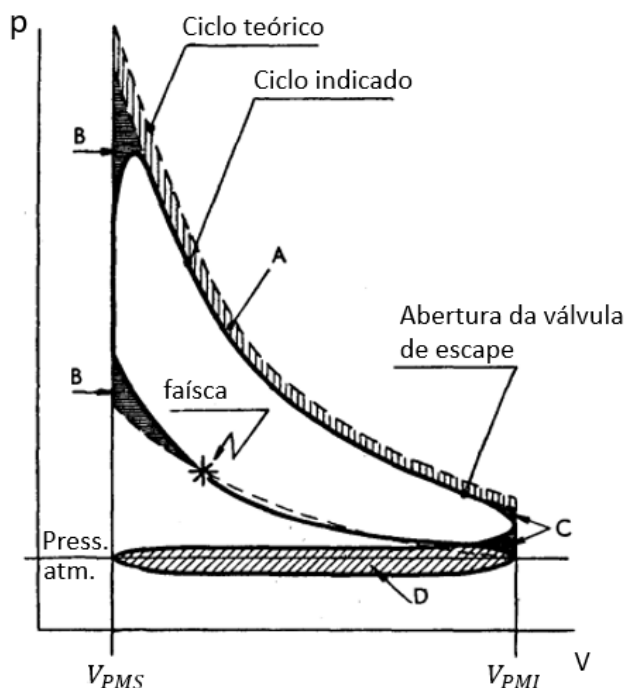


Figura 4 - Comparação entre o diagrama do ciclo Otto teórico com o ciclo indicado (adaptado de [4])

As discrepâncias entre o ciclo indicado e o ciclo teórico correspondente são significativas, manifestando-se não só na configuração do diagrama, mas também nos valores das temperaturas e pressões [4]. A disparidade na configuração do diagrama manifesta-se através de curvas de expansão e compressão com perfis distintos, da substituição das linhas retas de entrada e saída de calor por linhas curvas e, do arredondamento dos ângulos agudos [4]. As diferenças observadas na Figura 4 têm origem nas causas a seguir apresentadas.

No ciclo Otto teórico, os tempos de compressão e de expansão são considerados transformações termodinâmicas isentrópicas, no ciclo real isto não acontece. A mistura por norma entra na câmara de combustão a $60\text{ }^{\circ}\text{C}$, e as paredes do cilindro estão a $80\text{ }^{\circ}\text{C}$, recebendo assim calor; durante a compressão a mistura fica mais quente que as paredes, e assim passa a ceder calor [5]. No caso da expansão, os fumos encontram-se a uma temperatura muito superior à temperatura das paredes da câmara de combustão e por isso perdem calor [5]. Para além disso, é efetuado o arrefecimento do cilindro para garantir o desempenho adequado do pistão, sendo que uma parte do calor do fluido é transferida para as paredes do cilindro [4]. Tanto a mistura fresca como os fumos são viscosos, resultando em perdas de energia por atrito entre as moléculas; além disso também há o atrito entre os segmentos e as paredes dos

cilindros [5]. Devido às perdas de calor e perdas por atrito as transformações termodinâmicas deixam de ser isentrópicas [5]. Sendo assim, ocorre uma diminuição de trabalho útil equivalente à área da superfície A [4], representada na Figura 4.

No ciclo Otto teórico, a explosão de mistura fresca é instantânea, mas no ciclo real a explosão da mistura fresca não ocorre à velocidade infinita, ou seja, não é instantânea [5]. No ciclo real, a combustão dura um certo tempo [4]. Para garantir que a pressão máxima nas câmaras de combustão ocorra quando os pistões estão no PMS, a ignição precisa de ser provocada antes do PMS, perto do final do curso ascendente dos pistões, durante o tempo de compressão [5]. Esta ação, contribui para um arredondamento da linha teórica 2-3, da Figura 3, durante a adição de calor, resultando assim numa perda de trabalho útil representada pela área B [4]. Para além disso, no fim da explosão, é atingida uma temperatura inferior à prevista teoricamente [5]. Isto acontece por causa de dois motivos. O primeiro motivo está relacionado com o calor específico. Tanto o calor específico a volume constante, como o calor específico a pressão constante, aumentam com a temperatura [5]. No ciclo teórico, foi assumido que estes calores específicos correspondiam ao valor do ar à pressão atmosférica e temperatura de admissão e que eram constantes [5]. Como o calor que entra no cilindro, $Q_{entrada}$, é o mesmo, então pelo aumento do calor específico a volume constante, obrigatoriamente a temperatura final tem de ser menor. Por análise da equação (8) isto torna-se claro. O segundo motivo corresponde à dissociação do CO_2 e o H_2O [5]. Quando o carbono e o hidrogénio dos hidrocarbonetos se transformam em CO_2 e o H_2O ocorre uma reação exotérmica, libertando energia e assim o aumento da temperatura [5]. Como a temperatura chega a valores muito elevados também ocorre o contrário, levando a uma dissociação parcial de CO_2 e o H_2O , resultando em reacções endotérmicas que consomem calor [5]. Deste modo, a dissociação também contribui para a redução da temperatura máxima atingida.

A expansão dos gases é o único tempo do ciclo Otto que produz trabalho e, por conseguinte, deve ser prolongada tanto quanto possível para maximizar a energia mecânica transferida ao pistão [5]. O trabalho máximo obtido pela expansão de gases é obtido quando pistão chega ao PMI, onde se dá a abertura das válvulas de escape e ocorre o escape espontâneo [5]. O escape forçado é efetuado pelo movimento ascendente do pistão desde o PMI até ao PMS. No entanto, verificamos que na prática, se a válvula de escape abrir quando o pistão se encontra no PMI, a ascensão do pistão durante o escape forçado será feita com dificuldade, devido à resistência provocada pela grande quantidade de gases que não saíram de forma espontânea [5]. Esta resistência é provocada pela pressão dos fumos sobre a cabeça do pistão. Quanto menor for a quantidade fumos a saírem pelo escape espontâneo, maior vai ser a resistência sentida pelo pistão, e vamos gastar energia na remoção dos mesmos, o que não é desejável [5]. Sendo assim, é necessário abrir a válvula de escape antes do pistão chegar ao PMI. Deste fenómeno, resulta uma diminuição de trabalho útil, representada pela área C na Figura 4 [4]. No entanto, é importante notar que essa perda é menor do que seria caso a válvula de escape não fosse aberta antecipadamente [4].

Por fim, o ciclo real revela uma diferença significativa em relação ao ciclo teórico. Num motor de combustão interna naturalmente aspirado, durante o tempo de admissão, a pressão no cilindro é inferior à pressão atmosférica e consequentemente menor que a pressão no tempo

de escape forçado [4]. Este fenómeno ocorre devido às perdas de carga presentes no escoamento da mistura reagente, desde o seu ponto de partida, até entrar na câmara de combustão [5]. Quanto menor for esta pressão de admissão, mais baixo será o enchimento da câmara de combustão por mistura reagente, resultando numa redução da potência útil [6]. Os principais responsáveis pelas perdas de carga são o filtro de admissão, o coletor de admissão, a borboleta de admissão, e as válvulas de admissão [1]. Devido à pressão de admissão ser inferior à de escape forçado, surge a formação de uma superfície negativa no diagrama, representada por D na Figura 3, que corresponde ao trabalho perdido [4]. O esforço despendido pelo motor para realizar a admissão e o escape é conhecido como trabalho de bombagem, e é incluído no trabalho indicado do motor [6]. No caso de um motor sobrealimentado, a pressão de admissão já é superior ao do tempo de escape e a zona representada por D passa a ser positiva, levando a um aumento do trabalho indicado do motor [6].

2.1.4. Relação entre as potências, binários, pressões e rendimentos teóricos, indicados e efetivos

No subcapítulo 2.1.2 ficou esclarecido o método para determinar as potências teóricas do ciclo Otto, sendo estas a potência de compressão, a de expansão e a potência teórica útil. Como se pode observar pela Figura 3, as pressões de fluido de trabalho variam ao longo do ciclo Otto. No entanto, é possível definir, para este ciclo, uma pressão média teórica, designada por p_{mt} , permitindo relacionar o trabalho teórico útil do ciclo Otto com a pressão média teórica do fluido de trabalho, no interior do cilindro. O cálculo da pressão média teórica pode ser determinado consoante a equação (19), onde N_c corresponde ao número de cilindros [5].

$$W_{tu} = p_{mt}(V_{PMI} - V_{PMS})N_c \quad (19)$$

A partir da equação (19) e juntamente com a equação (14), conseguimos relacionar a potência teórica útil do motor com a pressão média teórica, como é demonstrado pela equação (20). O termo V_c corresponde à cilindrada do motor, e pode ser obtido através da equação (21).

$$\dot{W}_{tu} = \frac{p_{mt}V_cN}{120} \quad (20)$$

$$V_c = N_c(V_{PMI} - V_{PMS}) \quad (21)$$

Por norma a equação (20) é apresentada sob a forma da equação (22), onde NTM corresponde a 2 para motores a dois tempos e 4 para motores a quatro tempos [5].

$$\dot{W}_{tu} = \frac{p_{mt}V_cN}{30NTM} \quad (22)$$

A equação (22), juntamente com a equação (15), dão origem, através da sua simplificação, à equação (23). Sendo assim, conseguimos relacionar a pressão média teórica com o binário médio teórico de um motor de combustão interna e, concluir que existe proporcionalidade entre os dois [5].

$$p_{mt} = B_{mt} \frac{\pi NTM}{V_c} \quad (23)$$

Como foi constatado no subcapítulo 2.1.3, os ciclos indicados ou reais apresentam diferenças em relação aos ciclos teóricos. Para os ciclos indicados, são introduzidos os conceitos de trabalho indicado (W_i), potência indicada (\dot{W}_i), pressão média indicada (p_{mi}) e binário médio indicado (B_{mi}). É espectável que o trabalho indicado num ciclo termodinâmico seja inferior ao trabalho teórico desse mesmo ciclo. A discrepância entre estes dois trabalhos aumenta à medida que as irreversibilidades, referidas anteriormente nas evoluções termodinâmicas, se tornem mais significativas [5].

As equações (24) e (25) descrevem a potência indicada em função da pressão média indicada e a pressão média indicada em relação ao binário médio indicado, respetivamente.

$$\dot{W}_{ind} = \frac{p_{mi} V_c N}{30NTM} \quad (24)$$

$$p_{mi} = B_{mi} \frac{\pi NTM}{V_c} \quad (25)$$

O quociente, em percentagem, entre o trabalho indicado e o trabalho teórico útil de um ciclo termodinâmico, é denominado como rendimento indicado, e corresponde à equação (26), conforme [5].

$$\eta_{ind} = \frac{W_{ind}}{W_{tu}} = \frac{\dot{W}_{ind}}{\dot{W}_{tu}} = \frac{p_{mi}}{p_{mt}} = \frac{B_{mi}}{B_{mt}} \quad (26)$$

O trabalho indicado é o que, efetivamente, o ciclo termodinâmico gera [5]. Contudo, este trabalho não corresponde ao que o motor entrega ao consumidor. Na realidade, entre o trabalho produzido dentro dos cilindros e o trabalho fornecido ao consumidor, que está acoplado ao veio de manivelas, existem perdas mecânicas resultantes dos atritos entre as peças que deslizam umas sobre as outras, bem como da energia consumida por órgãos auxiliares do motor [5]. O trabalho efetivamente entregue pelo motor ao consumidor é designado por trabalho efetivo ou mecânico [5]. Para os ciclos efetivos, são introduzidos os conceitos de trabalho efetivo (W_e), potência efetiva (\dot{W}_e), pressão média efetiva (p_{me}) e binário médio efetivo (B_{me}). É espectável que o trabalho efetivo de um motor de combustão interna seja inferior ao trabalho indicado. A diferença entre estes dois trabalhos aumenta à medida que as perdas no motor forem cada vez mais significativas [5].

As equações (27) e (28) descrevem a potência efetiva em função da pressão média efetiva e a pressão média efetiva em relação ao binário médio efetivo, respetivamente.

$$\dot{W}_e = \frac{p_{me} V_c N}{30NTM} \quad (27)$$

$$p_{me} = B_{me} \frac{\pi NTM}{V_c} \quad (28)$$

O quociente, em percentagem, entre o trabalho efetivo e o trabalho indicado de um motor, é denominado como rendimento efetivo ou mecânico, e corresponde à equação (29), conforme [5].

$$\eta_e = \frac{W_e}{W_{ind}} = \frac{\dot{W}_e}{\dot{W}_{ind}} = \frac{p_{me}}{p_{mi}} = \frac{B_{me}}{B_{mi}} \quad (29)$$

2.1.5. Sistemas de injeção

Um parâmetro importante que influencia a eficiência dos motores de combustão interna reais é a taxa de compressão, seguido pela é a relação mássica ar/combustível $\left(\frac{A}{F}\right)$ [7]. O aumento da taxa de compressão resulta numa maior potência mecânica e numa redução do consumo de combustível [7]. Além disso, o desempenho ótimo em termos de potência e eficiência do consumo de combustível é alcançado quando se trabalha com misturas estequiométricas, ou ligeiramente pobres [7]. Estes termos serão vistos com maior detalhe no subcapítulo 2.2. Sendo assim, é crucial que a mistura de ar e gasolina tenha a proporção correta, independentemente do método escolhido para obter essa mistura.

Nos motores de combustão interna de ciclo Otto, a formação da mistura de ar e gasolina pode ser realizada de três modos distintos, como a carburação, a injeção indirecta (*port fuel injection* – PDI), onde a gasolina é injetada a montante da válvula de admissão, e por fim a injeção directa (*gasoline direct injection* – GDI) [7], onde a gasolina é injetada dentro do cilindro, conforme demonstrado na Figura 5.

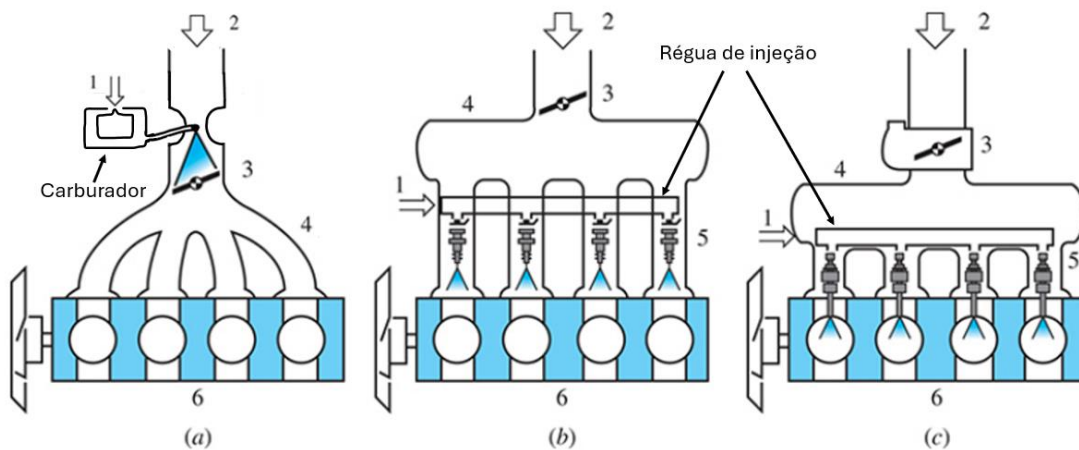


Figura 5 – Diferentes sistemas de injeção para motores que seguem o ciclo Otto a) Sistema de carburação b) Sistema de injeção indirecta (PDI) c) Sistema de injeção directa (GDI) onde (1) Entrada de combustível; (2) Entrada de ar; (3) Válvula de borboleta; (4) Coletor de admissão; (5) Injetores; (6) Motor (adaptado de [1])

Os sistemas de injeção eletrónicos têm diversas vantagens relativamente aos sistemas de carburação, tais como o melhor doseamento de gasolina na mistura reagente, a construção mais simples e as menores perdas de carga na admissão [7].

No caso de um sistema de carburação, a mistura reagente é formada antes das válvulas de admissão dos cilindros e da válvula de borboleta controlada pelo acelerador do veículo [7]. Este

sistema apresenta várias falhas, sendo as mais significativas a suscetibilidade da condensação de gasolina nas paredes internas do coletor de admissão, a incapacidade de garantir proporções mássicas adequadas de ar e gasolina em todos os regimes de funcionamento do motor e a introdução de perda de carga na admissão de mistura nos cilindros [7]. Quanto maior for a perda de carga na admissão dos motores, menor é o rendimento volumétrico, ou seja, menor é o enchimento dos cilindros, e conseqüentemente menor é a potência e o binário extraído do motor [7].

No contexto de um sistema PFI, a gasolina é injetada na corrente de ar de admissão antes de entrar nos cilindros do motor [7]. Comparativamente à carburação, este sistema de injeção é mais eficaz na dosagem dos reagentes na mistura admitida nos cilindros em todos os regimes de funcionamento do motor [7]. Além disso, reduz ou elimina a condensação de gasolina nas paredes internas do coletor de admissão e melhora o rendimento volumétrico do motor [7]. Com o aumento do rendimento volumétrico, também aumenta a pressão média do ciclo térmico, o binário e a potência [7]. Logo, para iguais cilindradas e regimes de funcionamento dos motores, tem-se maiores valores de binário e potência com um sistema de PFI, do que com um sistema de carburação. As misturas reagentes geradas pelos sistemas de injeção PFI são sempre homogêneas, independentemente da carga resistente sobre o motor e da velocidade de rotação a que o motor opera [7]. A pressão de injeção neste sistema situa-se entre 3 a 5 bar [7].

Por fim, quando se fala num sistema GDI, a gasolina é injetada diretamente no interior dos cilindros do motor [7]. Em comparação com a carburação e o PFI, este sistema apresenta várias vantagens, incluindo um maior rendimento volumétrico, um menor consumo específico, menores emissões poluentes, tempos de resposta mais rápidos do motor às solicitações do condutor e menor ruído [7]. Obtêm-se um maior rendimento volumétrico através do sistema de injeção GDI do que com o sistema PFI, pois na utilização do GDI a gasolina ao ser injetada sobre o ar já presente nos cilindros evapora, e conseqüentemente, arrefece o ar [7]. O ar ao arrefecer baixa o seu volume específico, permitindo uma maior entrada de ar, pois passou a ocupar menos espaço [7]. Quando o motor está sujeito a cargas elevadas e opera a altos regimes, a injeção é realizada durante o tempo de admissão, iniciando-se pouco depois do início da entrada de ar no cilindro [7]. Por outro lado, quando o motor está sujeito a cargas leves ou moderadas e opera a baixos regimes, o sistema de injeção GDI, imediatamente antes de se dar a faísca da vela, já quase no final do tempo de compressão, injeta a gasolina com as válvulas completamente fechadas [7]. Sendo assim, nos motores com GDI, sujeitos a cargas leves ou moderadas e a baixos regimes, não ocorre a detonação porque apenas o ar é comprimido [7]. Os sistemas de injeção GDI também produzem misturas homogêneas dentro dos cilindros dos motores, e a sua pressão de injeção varia entre 40 e 130 bar [7].

2.1.6. A ignição e a sua temporização

Nos motores, a combustão tem lugar numa chama [1]. A chama é uma região onde ocorrem reações de oxidação do combustível e, conseqüentemente, a libertação da energia química [1]. Como já compreendemos anteriormente, num motor de ignição por faísca, a mistura entre o

combustível e o ar, que posteriormente dará origem à combustão, pode ser realizada no exterior do cilindro, ou no interior do mesmo, consoante o sistema de injeção adotado.

Para dar início à combustão, no final do tempo de compressão, uma descarga elétrica é efetuada pela vela, que cria uma faísca entre os eletrodos da mesma [1]. Através da faísca é obtida a ignição da mistura e é formada uma chama turbulenta. A chama vai-se propagando pela mistura reagente e pelos produtos resultantes da própria combustão da mistura reagente, até atingir as paredes da câmara de combustão [1]. Quando deixar de existir oxigénio suficiente para a queima do combustível, ou vice-versa, a queima extingue-se. Logo após a faísca, existe um período em que a energia libertada pelo início do crescimento da chama é muito pequena, sendo impercetível a subida da pressão existente na câmara de combustão [1]. À medida que a chama continua a crescer e a expandir-se pela câmara de combustão, a pressão sobe continuamente acima do valor que seria obtido, caso não existisse a combustão da mistura [1]. O valor da pressão máximo é obtido depois do pistão ter atingido o PMS, estando já a decorrer a expansão, mas a mistura reagente na câmara de combustão ainda não ardeu completamente [1]. A partir desse ponto a pressão diminui com o aumento do volume do cilindro. Para além disso, a variação do desenvolvimento da chama e da sua propagação na vizinhança da vela, prejudicam o início do crescimento da chama, que por sua vez influencia os valores de pressão obtidos de ciclo em ciclo, e de cilindro em cilindro [1].

Como já compreendemos, a combustão começa antes do tempo de compressão terminar, prolonga-se no início do tempo de expansão e termina após se obter a pressão máxima na câmara de combustão [1]. De modo a obtermos a maior potência e binário do motor, é necessário que a fase de combustão seja temporizada corretamente consoante o PMS do pistão [1]. Quando o início da combustão se dá demasiado cedo, o trabalho de compressão, ou seja, o trabalho realizado pelo pistão para comprimir a mistura gasosa na câmara de combustão, é mais elevado assim como o calor transferido para as paredes do cilindro [1], pois ocorre um aumento de pressão prematuramente. Para esta situação, dizemos que existe um excessivo avanço na produção da faísca em relação ao TDC do pistão [1]. Se o final da combustão se der mais tarde, devido ao atraso na produção da faísca, a pressão máxima no cilindro é reduzida consideravelmente e só ocorre mais tarde, durante o tempo de expansão, reduzindo o trabalho de expansão [1]. Sendo assim, tem de existir um balanço entre o trabalho utilizado na compressão, que é afetado com o avanço da faísca e com o trabalho ganho na expansão, que é afetado pelo atraso da faísca. Este balanço é obtido no momento ideal de faísca, que será o responsável pela obtenção do maior binário (*Maximum brake torque* – MBT) [1], e consequentemente uma maior potência gerada pelo motor. Este momento ideal de faísca, é o responsável por ditar quando a faísca se encontra em avanço, ou em atraso [1]. Através da Figura 6, conseguimos compreender as consequências do avanço e do atraso da faísca na pressão do cilindro. Para além disso, também é possível observar a diminuição de binário sempre que a nossa ignição foge do ponto de MBT para um motor naturalmente aspirado.

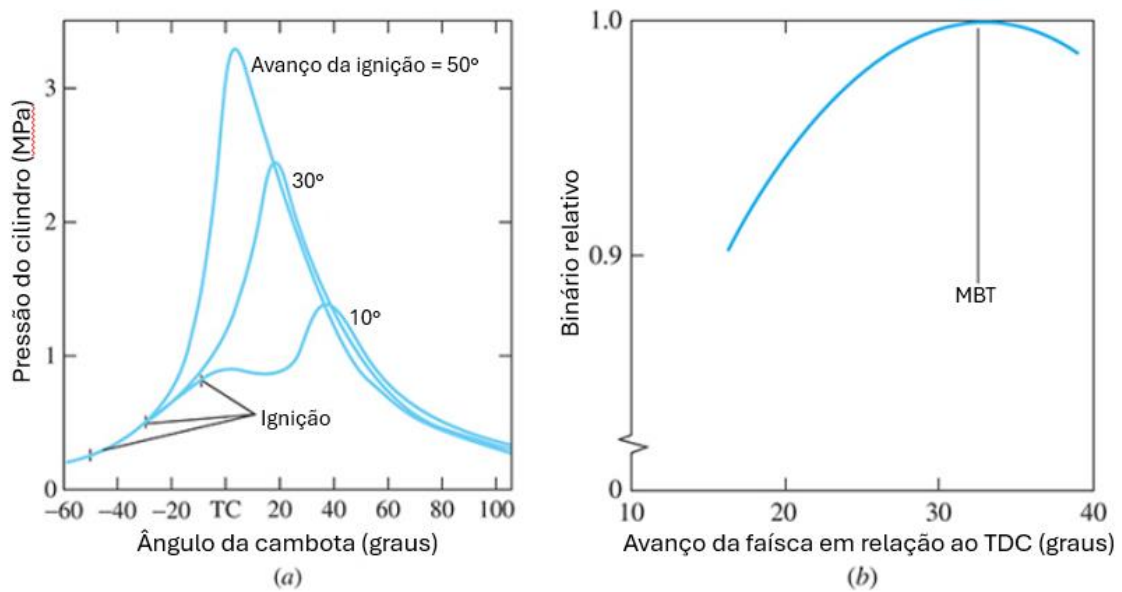


Figura 6 - (a) Pressão do cilindro consoante a posição da cambota (Faísca com excesso de avanço: 50 graus antes do PMS; Faísca no momento ideal: 30 graus antes do PMS, binário máximo; Faísca com atraso: 10 graus antes do PMS). (b) Variação do binário consoante o avanço da faísca, com a borboleta de admissão totalmente aberta e velocidade constante (adaptado de [1])

Na realidade é realizado um atraso na faísca de forma a reduzir a pressão máxima do cilindro assim como as temperaturas dos gases queimados, perdendo apenas 1 a 2% do binário máximo do motor [1].

2.1.7. Fenómenos anormais de combustão

Até agora, apenas foi descrito um episódio normal da combustão, onde a chama se desloca por toda a câmara de combustão até a mistura ter sido totalmente consumida, mas nem sempre é assim. Devido a fatores como a taxa de compressão, combustível utilizado, ou sobrealimentação de motores, iremos agora descrever duas anomalias relacionadas com a combustão: a detonação (*knock*) e a ignição espontânea.

À medida que ocorre o tempo de compressão no ciclo Otto, a temperatura da mistura sobe. O valor de temperatura atingido é influenciado pela taxa de compressão, sendo normalmente os motores a ignição por faísca limitados a valores de $\rho = 11$ [8]. Se a temperatura de uma mistura ar-combustível atingir um nível suficientemente alto, irá ocorrer a autoignição da mistura sem depender de uma vela de ignição ou de qualquer outro dispositivo de ignição externo [8]. A temperatura que desencadeia esse fenómeno é chamada de temperatura de auto-ignição, sendo que o mesmo não é desejável em motores com ignição por faísca [8].

A detonação diz respeito à autoignição espontânea de uma parte da mistura de ar, combustível e gás residual, antes de a chama se espalhar completamente pela câmara de combustão [1]. Quando a chama resultante da autoignição espontânea colide com a chama provocada pela vela de ignição, são geradas oscilações de pressão em alta frequência dentro do cilindro, assinaladas a vermelho na Figura 7, resultando no característico ruído metálico agudo

característico da detonação [1]. Esses impulsos de alta pressão podem causar danos ao motor [8].

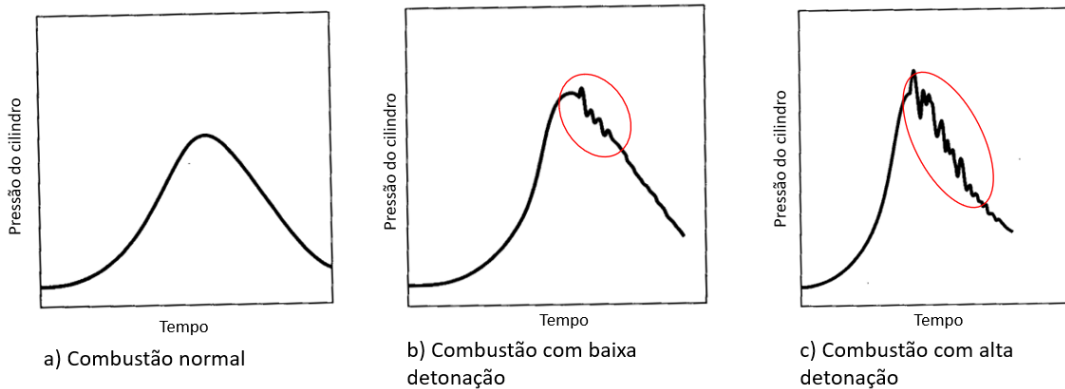


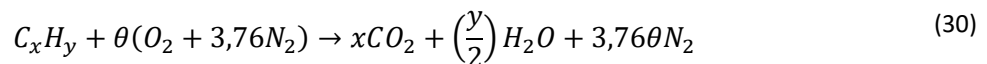
Figura 7 - Variação da pressão ao longo do tempo num cilindro de um motor a combustão onde a) demonstra a variação da pressão no caso combustão normal, b) no caso da combustão com baixa detonação, c) no caso da detonação com alta detonação (adaptado de [8])

Outro tipo de fenómeno de combustão anormal é a ignição espontânea, que ocorre quando a mistura ar-combustível é inflamada por uma superfície quente, como válvulas ou velas de ignição sobreaquecidas, depósitos incandescentes na câmara de combustão ou outro ponto quente dentro do motor [1]. Este fenómeno pode ocorrer antes, pré-ignição, ou depois da ignição da mistura pela vela, pós-ignição. Onde a ocorrência apresenta danos mais graves é quando resulta da pré-ignição pois pode levar a uma detonação mais intensa [1].

2.2. Estequiometria

Uma reação química estequiométrica refere-se à quantidade ideal de oxidante necessária para queimar completamente um combustível [9]. Se adicionarmos mais oxidante do que o necessário, denominamos a nossa mistura por pobre. Caso ocorra o contrário, onde não temos oxidante suficiente para a queima total do combustível, é chamada de rica [9]. O oxidante corresponde, normalmente, ao ar atmosférico.

Para um combustível do tipo hidrocarboneto, a reação estequiométrica é dada pela equação (30) [9]:



Onde o termo θ corresponde à equação (31):

$$\theta = x + \frac{y}{4} \quad (31)$$

Sendo assim, a relação estequiométrica ar-combustível pode ser calculada pela equação (32).

$$\left(\frac{A}{F}\right)_{esteq} = \left(\frac{m_{ar}}{m_{comb}}\right)_{esteq} = \frac{4,76\theta}{1} * \frac{MW_{ar}}{MW_{comb}} \quad (32)$$

Uma das formas de descobrir se a reação é rica ou pobre, é através da utilização do parâmetro denominado por mistura (Φ) [9].

$$\Phi = \frac{\left(\frac{A}{F}\right)_{esteq}}{\left(\frac{A}{F}\right)_{real}} \quad (33)$$

A partir da equação (33), conseguimos entender que para misturas ricas, Φ vai ser superior a 1 [9]. Isto ocorre, pois estamos na presença de maior massa de combustível, logo o valor do denominador da equação (33) será mais pequeno. No caso de estarmos perante misturas pobres, o Φ vai ser inferior a 1 [9]. Desta vez estamos perante valores maiores de massa de ar, o que leva a um valor superior do denominador na equação (33).

Uma forma de calcular a percentagem de excesso de ar (e) presente na nossa mistura é pela equação (34), conforme [9].

$$e(\%) = \left(\frac{1 - \Phi}{\Phi}\right) 100 \quad (34)$$

A grande complicação na resolução de reações químicas é a determinação das frações molares de cada um dos produtos, quando ocorre a estabilização da reação. Quando estamos a trabalhar com misturas ricas, para conseguir descobrir as frações molares, é necessário recorrer ao equilíbrio químico.

2.2.1. Equilíbrio químico

Em processos de combustão a elevadas temperaturas, os produtos resultantes da queima, ou seja, os fumos, não se limitam a ter uma simples mistura de produtos ideais, como foi demonstrado no caso da reação estequiométrica [9]. As principais espécies dissociam-se, originando espécies mais pequenas e, dependendo das condições em que ocorre a combustão, as espécies menores podem estar presentes em quantidades significativas [9]. Por exemplo, os produtos ideais de combustão para a queima de um hidrocarboneto com ar são, no caso de haver excesso de ar, CO_2 , H_2O , O_2 e N_2 . A dissociação destas espécies e as reações entre os produtos da dissociação geram as seguintes espécies: H_2 , OH , CO , H , O , N , NO , e possivelmente outras [9].

Para se descobrir o equilíbrio químico em reações químicas não ideais, é necessário calcular as frações molares dos produtos a uma dada temperatura e pressão, respeitando a conservação do número de moles de cada elemento presente nos reagentes [9]. O número de átomos presentes nos reagentes tem de ser igual ao número de átomos presente nos produtos, independentemente das possíveis combinações que podem ocorrer [9]. No nosso caso, pretendemos determinar a composição dos fumos, mas a uma dada temperatura, pressão e estequiometria [9]. Assim sendo, utilizaremos as condições de equilíbrio, com o critério da energia livre de Gibbs.

A equação da energia de Gibbs pode ser apresentada da seguinte forma, [10]:

$$G = U + PV - TS \quad (35)$$

Se derivarmos a equação (35), vamos obter a equação (36), conforme [11]:

$$dG = VdP - SdT \quad (36)$$

Pela transformação da equação (35) na (36), foi obtida a equação fundamental de Gibbs, e é possível observar-se que as variáveis naturais da equação de Gibbs são efetivamente a pressão, e a temperatura [11]. Sendo assim, derivando novamente a equação (35), mas agora para uma situação de pressão constante e temperatura constante, obtemos a equação (37), estando em concordância com [12].

$$(dG)_{T,P} = \delta Q - TdS \quad (37)$$

Pela segunda lei da termodinâmica, sabemos que $\delta Q \leq TdS$ [12]. Então, a equação (37), transforma-se na equação (38) que define a condição de equilíbrio na utilização da energia de Gibbs, quando é igualada a zero [12].

$$(dG)_{T,P} \leq 0 \quad (38)$$

Assim, quando a temperatura e a pressão são constantes, podemos afirmar que um sistema está em equilíbrio químico no instante em que a energia livre de Gibbs do sistema atinja o seu valor mínimo [13].

O valor da constante de equilíbrio assim como a energia de Gibbs padrão, podem ser obtidos pelas equações (39) e (40), estando em concordância com [9].

$$\Delta G_T^0 = -R_u T \ln(K_p) \quad (39)$$

$$K_p = e^{-\frac{\Delta G_T^0}{R_u T}} \quad (40)$$

O valor da constante de equilíbrio irá depender das reações de equilíbrio químico que escolhermos para resolver o problema. Através da equação (38), e considerando os valores das equações (39) e (40), podemos antecipar se uma reação favorece os produtos ou os reagentes. Por exemplo, se o valor de $\ln(K_p)$ for negativo, de acordo com a equação (39), o nosso ΔG_T^0 vai ser positivo e deste modo favorece os reagentes, indicando que não ocorre uma reação significativa [9]. No entanto, se o oposto acontecer, o nosso ΔG_T^0 passa a ser um valor negativo, favorecendo os produtos, indicando que ocorre uma reação significativa onde a equação química é certamente concluída [9].

2.2.2. Temperatura de chama adiabática

As reações químicas são acompanhadas pela transferência de calor, por alterações de temperatura durante a reação, ou por ambas. A causa final reside na diferença entre as configurações moleculares dos produtos e dos reagentes. No caso de uma reação de combustão adiabática, os reagentes e os produtos possuem a mesma energia, o que implica uma temperatura elevada para os produtos [14]. Já no caso de uma reação isotérmica correspondente, o calor é necessariamente transferido para o meio envolvente [14].

Admitindo que este processo se dá a pressão constante, podemos definir a equação (41).

$$\Delta H = Q \quad (41)$$

Como foi mencionado anteriormente, numa reação de combustão adiabática os reagentes e os produtos possuem a mesma energia, o que conseqüentemente aumenta a temperatura dos produtos. Esta temperatura final dos produtos, numa reação de combustão adiabática, corresponde à temperatura de chama adiabática [15]. Quando a reação ocorre, a energia gerada pela reação, na forma de entalpia, é introduzida primeiramente nos produtos levando ao aquecimento dos mesmos [15]. Para além disso, os átomos que formaram as moléculas dos produtos, são os mesmos átomos que estavam nos reagentes, logo o calor não saiu do sistema. Sendo assim, podemos assumir, se a reação for rápida o suficiente, que a reação é adiabática, pois toda a energia ficou contida no sistema e não se transferiu para o exterior [15]. Logo, no caso de uma reação de combustão adiabática a equação (41), transforma-se na equação (42).

$$\Delta H = 0 \quad (42)$$

A equação (42) descreve que a entalpia dos reagentes é utilizada na sua totalidade para aquecer os produtos até chegar à temperatura de chama adiabática.

Para se realizar o cálculo da entalpia dos produtos ou dos reagentes, ao lidar com sistemas que reagem quimicamente, é crucial entender o conceito de entalpia absoluta, $\bar{h}_i(T)$ [9]. Para qualquer espécie química, podemos definir uma entalpia absoluta que corresponde à soma da entalpia de formação com a entalpia sensível, visível pela equação (43).

$$\bar{h}_i(T) = \bar{h}_{f,i}^o(T_{ref}) + \Delta\bar{h}_{s,i}(T) \quad (43)$$

A entalpia de formação, $\bar{h}_{f,i}^o$, de um composto químico refere-se à variação de entalpia associada à formação de uma mole desse composto químico, a partir dos seus elementos constituintes, à pressão e temperatura padrão [1]. A temperatura e pressão padrão correspondem a $T_{ref} = 298,15 \text{ K}$ (25°C) e $P^o = 101325 \text{ Pa}$ [1].

A entalpia sensível, $\Delta\bar{h}_{s,i}$, corresponde à variação da entalpia relativamente à variação da temperatura, sendo que essa variação corresponde à variação da temperatura de referência até à temperatura final [9].

Sendo assim, utilizamos a relação da equação (43) para analisar dois processos importantes na avaliação de motores, a combustão adiabática a volume constante e a pressão constante [1].

Se uma mistura ar-combustível queima adiabaticamente e a pressão constante, a entalpia absoluta dos reagentes será igual à entalpia absoluta dos produtos no estado final [9]. A temperatura dos produtos, ou dos fumos, corresponde à temperatura adiabática, e trabalhamos com a equação (44) [9].

$$H_{reag}(T_{ini}, P) = H_{prod}(T_{ad}, P) \quad (44)$$

Se em vez disso, a nossa queima decorrer num processo a volume constante, passamos a trabalhar com a equação (45), onde U corresponde à energia interna.

$$U_{reag}(T_{ini}, P_{ini}) = U_{prod}(T_{ad}, P_{fin}) \quad (45)$$

De modo a reescrever a equação (45) para trabalhar com as entalpias em vez das energias internas, procede-se à substituição de U por $H = U + PV$. Deste modo obtemos a equação (46).

$$H_{reag} - H_{prod} - V(P_{reag} - P_{prod}) = 0 \quad (46)$$

Sabendo que estamos perante um gás ideal, facilmente eliminamos os termos correspondentes ao $P * V$ por aplicação da equação (1), transformando a equação (46), na (47).

$$H_{reag} - H_{prod} - R_u(n_{reag}T_{ini} - n_{prod}T_{ad}) = 0 \quad (47)$$

Teoricamente, a temperatura de chama adiabática é simples, no entanto, a quantidade exata desta propriedade requer o conhecimento da composição dos produtos de combustão, ou seja, a fração molar de cada um deles [9].

Para misturas estequiométricas e reações químicas pobres a temperaturas inferiores a 1900K, a dissociação é suficientemente reduzida para permitir o cálculo da temperatura de chama, assumindo que os produtos de combustão se completam [13]. Nesse cenário, conseguimos conhecer a fração molar de cada espécie pela resolução da equação química com base na reação completa [13]. Como foi indicado anteriormente, a temperatura adiabática é determinada ao igualar a entalpia dos reagentes à entalpia dos produtos, no caso de queima a pressão constante, e ao igualar a energia interna dos reagentes à energia interna dos produtos, no caso de queima a volume constante. Sendo assim, a entalpia dos reagentes é conhecida e, como conhecemos as frações molares de cada um dos produtos, por meio de tentativa erro, é possível determinar a temperatura que equilibra as entalpias dos produtos e dos reagentes [13].

Este cálculo só funciona para reações químicas estequiométricas ou reações químicas pobres a temperaturas inferiores a 1900K, pois caso as temperaturas de chama atinjam valores mais altos, os produtos desassociam-se [13]. Nesse caso, é necessário utilizar o equilíbrio químico descrito anteriormente para determinar as frações molares de cada um dos produtos para se proceder ao cálculo da temperatura adiabática.

2.3. Pegada ecológica dos motores de combustão interna

O motor de combustão interna tem como objetivo a produção de trabalho mecânico através da energia química contida no combustível. Contrariamente aos motores de combustão externa, a energia química é libertada no seio do fluido de trabalho, através da queima ou oxidação do combustível. Os produtos da combustão, e os próprios reagentes antes da combustão, são os fluidos de trabalho, sendo que estes são os responsáveis pela potência produzida no motor de combustão interna [1]. A crescente procura por petróleo em países em desenvolvimento, a incerteza sobre a futura extração de campos já estabelecidos e a descoberta de novas fontes de petróleo, juntamente com a concentração desigual das reservas em um pequeno número de países, indicam que o balanço entre a utilização do combustível para o transporte e a produção global do mesmo, caminha para uma restrição cada vez mais apertada [1]. Este aperto

criado pela incerteza da viabilidade a longo prazo do fornecimento de combustível à base de petróleo, está a criar elevadas pressões para melhorias na eficiência do motor de combustão interna.

Os meios de transporte representam 25% da emissão total dos gases de efeito estufa no mundo [16], e como tal é necessário que o motor de combustão interna se torne mais eficiente. Para além disso, será necessário desenvolver fontes de energia com baixas emissões de gases de efeito estufa, de modo que o consumo de combustíveis à base do petróleo seja significativamente reduzido [1]. Assim sendo, os fatores mais importantes atualmente num motor de combustão interna são a melhoria da eficiência dos mesmos e a procura de combustíveis alternativos com baixas emissões de poluentes que produzam efeito estufa [1].

Outro fator que contribui na libertação de gases de efeito de estufa é o aumento do consumo dos combustíveis fósseis utilizados pela rede elétrica. As emissões de dióxido de carbono, a utilização do metano, óxido nítrico, hidrofluorcarbonetos, perfluorocarbonos, hexafluoreto de enxofre, e ozono, que contribuem para os gases de efeito estufa, têm de ser diminuídas drasticamente nas próximas décadas de forma a combater o aquecimento global [1].

No decorrer de as últimas décadas, foram aparecendo novas causas que levaram a alterações nos motores de combustão. As mais importantes são a necessidade do controlo da poluição do ar, e a diminuição significativa do consumo de combustível [1]. Já foram efetuados vários esforços em ambos os casos, através da criação de normas de emissões para certos gases poluentes de forma a baixar as emissões emitidas. Nas regulamentações que definem os limites de emissões de gases poluentes, são considerados os seguintes gases: CO, NO_x e HC [17]. O CO₂ não é considerado poluente [17]. Apesar de ser um gás de efeito estufa, não existe um limite para a quantidade de CO₂ emitido [17]. A norma europeia compreende seis fases de requisitos de emissões, tornando-se progressivamente mais rigorosa, iniciando-se com a norma Euro 1/I em 1992 e avançando até à Euro 6/VI em 2015 [18]. A norma Euro 6/VI reduz os limites das emissões de poluentes atmosféricos definidos em normas europeias anteriores e requer a implementação da melhor tecnologia atualmente disponível para controlar as emissões dos veículos. Esta norma indica a necessidade de uma significativa redução das emissões de NO_x, especialmente nos veículos a gasóleo, visando melhorar a qualidade do ar e cumprir os valores limite da poluição atmosférica [18]. Neste momento, no que diz respeito a carros a gasolina e a gasóleo, está em vigor a norma Euro6d, sendo que são apresentados limites diferentes nas quantidades de gases poluentes que o motor de combustão pode emitir [17]. Os valores limite da norma Euro6d, para motores a gasolina, podem ser encontrados na Tabela 1.

Recentemente, foi aprovado o Regulamento que diz respeito à Euro 7, sendo que o Regulamento Euro 7 estabelece regras abrangentes para as emissões de veículos rodoviários, incluindo gases de escape, abrasão dos pneus, emissões de partículas de travões e requisitos para a durabilidade das baterias [19]. Para automóveis de passageiros e veículos comerciais ligeiros, os limites de emissões de gases de escape da norma Euro 6 são mantidos, como demonstrado pela Tabela 2, mas são introduzidas exigências mais rigorosas para partículas sólidas, limitando as emissões de partículas sólidas com um diâmetro a partir de 10 nm (PN10), em vez de 23 nm como na norma Euro 6 [20]. Para os autocarros e camiões pesados, as novas regulamentações estabelecem limites mais rigorosos para diversos poluentes, incluindo alguns

que não eram regulamentados até à data, como o óxido nitroso (N₂O) [19]. Além disso, a norma Euro 7 impõe limites mais apertados para as emissões de partículas durante a travagem, com limites próprios para veículos elétricos. Os prazos para a aplicação do regulamento dependem do tipo de veículo em causa, sendo que em alguns casos a mesma é aplicada em finais de 2026 e noutros já em 2027 [19].

Tabela 1 – Normas europeias de emissões para automóveis de passageiros em g/km, CO: Monóxido de carbono; THC: Total de hidrocarbonetos; NO_x: Óxidos de nitrogénio, HC+NO_x: Total de hidrocarbonetos mais os óxidos de nitrogénio; PM: Matéria particulada; PN: Número de partículas (adaptado de [17])

Norma	Data de aprovação	Data do 1º registo	CO	THC	NMHC	NO _x	HC+NO _x	PM	PN [#km]
Gasolina									
Euro 1†	Julho de 1992	Janeiro de 1993	2.72 (3.16)	-	-	-	0.97 (1.13)	-	-
Euro 2	Janeiro de 1996	Janeiro de 1997	2.2	-	-	-	0.5	-	-
Euro 3	Janeiro de 2000	Janeiro de 2001	2.3	0.20	-	0.15	-	-	-
Euro 4	Janeiro de 2005	Janeiro de 2006	1.0	0.10	-	0.08	-	-	-
Euro 5a	Setembro de 2009	Janeiro de 2011	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.005**	-
Euro 5b	Setembro de 2011	Janeiro de 2013	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.0045**	-
Euro 6b	Setembro de 2014	Setembro de 2015	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.0045**	6 × 10 ^{11***}
Euro 6c	-	Setembro de 2018	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.0045**	6 × 10 ¹¹
Euro 6d-Temp	Setembro de 2017	Setembro de 2019	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.0045**	6 × 10 ¹¹
Euro 6d	Janeiro de 2020	Janeiro de 2021	1.0	0.10	0.068	0.060	-	0.0045**	6 × 10 ¹¹

Tabela 2 – Emissões de gases da norma Euro 7 para automóveis de passageiros em g/km, CO: Monóxido de carbono; THC: Total de hidrocarbonetos; NO_x: Óxidos de nitrogénio, HC+NO_x: Total de hidrocarbonetos mais os óxidos de nitrogénio; PM: Matéria particulada; PN: Número de partículas (adaptado de [21])

Gasolina							
	CO	THC	NMHC	NO _x	HC+NO _x	PM	PN ₁₀ (#/km)
Euro 7	1	0,10	0,068	0,060	-	0,0045	6 · 10 ⁻¹¹

Apesar da norma Euro 7 não diminuir os limites de emissões de gases poluentes no caso dos veículos ligeiros, continua a ser importante a diminuição das mesmas para combater a pegada carbónica. Desta forma, diversos combustíveis alternativos à gasolina e ao gasóleo estão a receber grande atenção, como o gás natural, o metanol, e os combustíveis derivados das biomassas, como o etanol e o biodiesel [1]. Para além disso, também está a ser produzida gasolina sintética e gasóleo sintético. Por último, outro combustível que está em consideração é o hidrogénio, sendo que o mesmo apresenta uma pegada de carbono zero a longo prazo. Este último será alvo de estudo neste documento [1].

2.3.1. Hidrogénio e suas características

O hidrogénio já foi várias vezes proposto como um combustível alternativo na utilização dos sistemas de transporte, e como tal já tem uma longa história [9]. Cerca de 87% das emissões de CO₂ geradas pelos humanos é devido à queima de combustíveis fósseis [22]. Com o aumento da população, a procura de energia tem vindo a aumentar dia após dia, levando a uma diminuição das reservas de energia. É normalmente considerado sensato, em termos ecológicos

e económicos, aumentar o uso de combustíveis alternativos. A utilização do hidrogénio combinado com os combustíveis derivados do petróleo é uma boa escolha, pois permite reduzir as emissões provenientes dos combustíveis fósseis [23].

Uma das mais relevantes propriedades do hidrogénio para a combustão é a não destruição do meio ambiente, e caso o hidrogénio esteja misturado com algum combustível fóssil, obtemos uma redução da destruição do meio ambiente causada pelas emissões do combustível fóssil [23].

O hidrogénio na sua forma pura não é encontrado em grandes quantidades na Terra, e como tal, o mesmo tem de ser fabricado. O fabrico de hidrogénio pode ser alcançado através de vários hidrocarbonetos ou carvão, pelo processo de reforma de vapor. Neste processo o gás natural reage com o vapor água e forma hidrogénio e monóxido de carbono. Esta mistura de vapor de água e monóxido de carbono reage na presença de um catalisador de modo a forçar a reação de equilíbrio água-gás, favorecendo o dióxido de carbono e o hidrogénio nos seus produtos. Por fim, o hidrogénio é separado do dióxido de carbono [9]. O problema da utilização da reforma de vapor para produzir grandes quantidades de hidrogénio seria a grande produção também do dióxido de carbono, que provoca efeito de estufa.

Felizmente, o hidrogénio apresenta uma vantagem ecológica relativamente a muitos outros combustíveis, pois a molécula de hidrogénio pode ser produzida estritamente a partir da água recorrendo a processos como a eletrólise, a termólise ou reações de oxidação-redução [24]. Desta forma, é um elemento que atende às exigências ambientais cada vez mais rigorosas [24].

Emissões da queima do hidrogénio

Um dos grandes benefícios na utilização do hidrogénio como combustível é a redução da poluição do ar [23]. Como resultado da combustão do hidrogénio, apenas água é libertada, eliminando as emissões de carbono [25]. Infelizmente, apesar de não ser emitido carbono para atmosfera como resultado da combustão do hidrogénio, a elevada temperatura da combustão favorece a produção de NO_x devido ao nitrogénio e oxigénio presentes no ar, sendo estes prejudiciais à saúde [23],[25]. Este problema já existe na utilização de outros combustíveis e o mesmo pode ser tratado pela utilização de catalisadores.

Gama da inflamabilidade do hidrogénio

Como já tinha sido referido neste documento, uma reação de combustão estequiométrica ocorre quando queimamos a quantidade total de combustível com o ar estritamente necessário. É a quantidade perfeita de combustível em conjunto com a quantidade de ar perfeita de onde não resulta combustível ou oxigénio nos produtos [25]. No caso da gasolina esta relação estequiométrica, $\left(\frac{A}{F}\right)_{esteq}$, corresponde a 14.7:1 [25]. Já no caso do hidrogénio, a mesma ronda valores de 34:1 [25]. Para além disso, conseguimos queimar hidrogénio com misturas pobres até 180:1, sendo esta uma mistura extremamente pobre [25]. Já no caso da gasolina, o mínimo que se observou foi nos motores da Mazda que utilizam a tecnologia SkyActiv X, onde se obtém uma taxa $\left(\frac{A}{F}\right)$ de 37:1 [25], sendo que por norma o excesso limite em misturas de ar gasolina não é superior a 18:1 [25]. Uma das vantagens de o hidrogénio

apresentar uma ampla gama de inflamabilidade é a facilidade em colocar o motor a funcionar, quando o mesmo está frio [25]. Como o hidrogénio queima com facilidade com muito ar, não é necessário muito hidrogénio no estado gasoso dentro da câmara de combustão para a queima ocorrer. No caso da gasolina é necessário injetar mais combustível e esperar que parte desse combustível evapore de forma a queima proceder e o motor trabalhar [25]. Outra vantagem na utilização de elevados excessos de ar durante a combustão é a diminuição dos consumos de combustível, assim como a redução das emissões de NO_x provenientes da queima do hidrogénio, pois a temperatura da chama é menor [25], [26]. Claro que ao utilizarmos misturas pobres uma das consequências é a diminuição da potência extraída do motor [26].

Energia de ignição do hidrogénio

A energia mínima de ignição é a quantidade de energia necessária para iniciar a combustão [25]. No caso de uma mistura de hidrogénio com ar, esta energia de ativação ronda os 0,02 mJ, enquanto a gasolina corresponde a aproximadamente 0,24 mJ [25]. Desta forma, sabemos que é muito fácil utilizar uma faísca e incendiar uma mistura hidrogénio com ar [25], sendo esta uma vantagem na sua utilização, especialmente no caso de misturas pobres [26]. Consequentemente, esta baixa energia de ignição significa que os gases quentes e as superfícies quentes no cilindro podem ser suficientes para incendiar a mistura, seja ela pobre ou não, criando problemas de pré-ignição que levam a detonações, ou até mesmo o recuo da chama para a admissão [26].

Velocidade da chama do hidrogénio

O motor ideal, como já foi explicado, teria uma explosão instantânea. Quanto maior for a velocidade da chama, mais rápido nos aproximamos desta explosão instantânea [25]. O hidrogénio, comparativamente à gasolina, apresenta uma velocidade de chama vastamente superior o que significa uma maior velocidade de propagação da chama ao longo da mistura de reagentes, assim como uma maior aproximação à explosão instantânea [25]. Devido a esta elevada velocidade da chama em misturas ar-hidrogénio, obtemos uma rápida propagação da chama [1]. Para uma reação estequiométrica e à pressão atmosférica, a velocidade de chama laminar do hidrogénio é de 2,83 m/s enquanto a da gasolina é de 0,3 m/s [23], mas à medida que vamos aumentando o excesso de ar esta velocidade de chama vai baixando de forma significativa [25], [26]. O hidrogénio arde cerca de 9,4 vezes mais rápido que a gasolina. Isto resulta numa maior potência assim como numa maior eficiência [25]. Devido à sua elevada taxa de combustão, a rapidez com que a compressão e a expansão do motor se dá aumenta, aproximando-se ainda mais de uma condição adiabática. Deste modo, o hidrogénio reduz as perdas de calor por transferência de calor, e assim aumenta a eficiência da combustão [23]. A taxa de combustão do hidrogénio é muito elevada, pois a velocidade laminar da chama em misturas de ar-hidrogénio é muito superior à de outros hidrocarbonetos misturados com o ar [1], [9], sendo que se pode admitir que para velocidades de chama turbulentas a relação mantém-se.

Temperatura de autoignição do hidrogénio

A temperatura de autoignição, como já tinha sido previamente explicado, corresponde à temperatura à qual a mistura de combustível se incendia sem a necessidade da utilização de

fontes exteriores para iniciar a combustão [25]. No caso da mistura de hidrogénio com ar, a temperatura de autoignição ronda os 585°C, enquanto numa mistura de gasolina com ar, a temperatura de autoignição já ronda os 260 a 460°C, consoante as diferentes composições da gasolina [25]. Esta temperatura de autoignição do combustível é relevante, pois durante o tempo de compressão do motor de combustão interna, a temperatura da mistura sobe, e quanto maior for a temperatura à qual a mistura gasosa resiste à própria ignição, maior pode ser a nossa taxa de compressão [25]. Através do aumento da taxa de compressão possibilitado pela maior tolerância à detonação, obtemos um maior rendimento do motor de combustão interna [25]. Mesmo possuindo uma elevada temperatura de autoignição, continua a existir o risco da detonação devido a superfícies quentes no interior da câmara de combustão devido à sua baixa energia de ignição como previamente explicado.

Difusibilidade do hidrogénio

A difusibilidade corresponde à rapidez com que o combustível se dispersa no ar [25]. Desta forma, conseguimos compreender se conseguimos facilmente formar uma mistura homogénea ou não. Isto é ainda mais importante para casos onde ocorre a injeção direta devido ao menor tempo que temos para formar uma mistura homogénea antes da explosão [25]. No caso do hidrogénio, o mesmo apresenta uma elevada difusibilidade resultando numa mistura homogénea extremamente rápido quando o combustível é injetado. Ao obtermos uma mistura homogénea de forma rápida e combinando essa característica com uma velocidade de chama elevada, podemos utilizar velocidades de rotação do motor mais altas, pois o combustível tem tempo para se espalhar de forma homogénea pelo ar e de queimar de forma quase instantânea, obtendo assim uma combustão completa e aumentando a eficiência [25]. Outro aspeto relevante da difusibilidade do hidrogénio é a prevenção do perigo no caso de uma fuga, pois o hidrogénio ao difundir-se para a atmosfera rapidamente sai da sua gama de inflamabilidade máxima de 180:1, reduzindo a probabilidade de começar um incêndio [25], [26].

Distância de congelamento de chama para o hidrogénio

A distância de congelamento de chama é importante nos motores de combustão interna, pois é responsável pela extinção da chama caso a válvula de admissão não se encontre bem fechada. Quando a mistura de hidrogénio com ar incendeia na câmara de combustão, a distância da parede do cilindro até à extinção da chama, corresponde à distância de congelamento [25]. No caso do hidrogénio este número corresponde a 0,6 mm, enquanto na gasolina é de 2 mm [25]. Com a queima do hidrogénio a chama aproxima-se mais da parede, o que resulta numa maior queima da mistura de hidrogénio com ar, pois a chama engloba mais volume da câmara de combustão [25]. Consequentemente a chama pode escapar por pequenos espaços. Se a chama se der enquanto a válvula de admissão não tiver fechado completamente, podemos facilmente obter um retorno da chama pela admissão [25], [26].

Massa volúmica

A massa volúmica de um combustível é relevante no caso dos motores a combustão, pois define a relação entre a energia que obtemos pela queima do combustível relativamente ao volume que o mesmo ocupa [25]. Ao mesmo tempo, também conseguimos relacionar a energia que obtemos pela queima do combustível, em relação ao seu peso, sendo que o hidrogénio é um

dos melhores combustíveis nesse aspeto [25]. No caso de motores de combustão interna naturalmente aspirados com misturas de hidrogénio com ar, e se forem de injeção indireta, dentro da câmara de combustão cerca de 30% do volume da mesma vai ser ocupado por hidrogénio e os outros 70% por ar [25]. Apesar do hidrogénio possuir um poder calorífico muito alto, o que é bom, possui uma baixa massa volúmica, o que é mau [23]. No caso da gasolina, apenas ocupamos 1 a 2% do volume com combustível e 98 a 99% do volume por ar [25]. Uma das consequências da baixa massa volúmica do hidrogénio em relação à gasolina é a redução da eficiência volumétrica [23], pois a sua energia por unidade de volume (VED) é menor, o que resulta numa perda de potência [25]. Consequentemente, existe a necessidade da utilização de tanques de combustível com maiores capacidades de armazenamento de forma a obtermos autonomias aceitáveis [25], [26].

2.3.2. Principais cuidados na utilização do hidrogénio nos motores de combustão interna

Como conseguimos compreender pela leitura das características do hidrogénio anteriores, compreendemos que existem diversas consequências na sua utilização, sendo que algumas delas requerem a nossa atenção. Quando pretendemos utilizar o hidrogénio nos motores de combustão interna, temos de ter cuidado com a facilidade de existirem pré-ignições, retornos de chama pelo coletor de admissão, perdas de potência associados à sua baixa eficiência volumétrica, assim como a necessidade da ventilação do cárter. De modo a combater estes problemas, é necessário alterar certos aspetos dos motores de combustão.

Prevenção da pré-ignição

Pelo subcapítulo 2.1.5, compreendemos que num motor de combustão interna de ignição por faísca existem essencialmente 3 formas de injeção, através de um sistema de carburação, por injeção directa e por injeção indirecta.

Se introduzirmos o hidrogénio num motor através de um sistema de carburação não é necessário fornecê-lo a pressões tão elevadas, como acontece nas outras formas de injeção [26]. A desvantagem deste cenário é a maior probabilidade de a pré-ignição ocorrer em conjunto com o retorno da chama, pois temos uma grande quantidade de mistura de hidrogénio com ar no coletor de admissão, enquanto a válvula de admissão se encontra aberta [26]. No caso da injeção indirecta, no início do tempo de admissão, o ar é admitido no cilindro em instantes diferentes do hidrogénio ser injetado, o que reduz a pré-ignição, pois o ar reduz a temperatura das superfícies quentes no motor antes do hidrogénio ser injetado [26]. Mesmo assim, existe sempre a probabilidade de ocorrer o retorno da chama por pré-ignição graças à baixa distância de congelamento do hidrogénio, visto que a válvula de admissão ainda se encontra aberta [27]. A pressão da injeção tem de ser superior do que no caso do carburador [26]. Por fim, no caso da injeção directa, em motores mais sofisticados, o combustível é injetado já durante o tempo de compressão, em vez de ser no tempo de admissão, e como a válvula de admissão encontra-se já fechada, é evitado o retorno da chama pelo coletor de admissão, provocada pela pré-ignição do combustível [26], que para além de ser perigoso e indesejado,

pode provocar danos ao fluxómetro de ar assim como aos elementos da conduta de aspiração [23].

Apesar da injeção direta prevenir o retorno da chama no coletor de admissão, podemos sempre obter pré-ignição dentro da câmara de combustão [26]. Para evitar a pré-ignição dentro da câmara de combustão, é necessário arrefecer a temperatura da mesma [23]. Para evitar um aumento excessivo da temperatura no cilindro, a combustão pode ser mantida com a mistura mais pobre possível e podem ser seguidos os seguintes procedimentos: controlo dos gases de escape através da recirculação dos gases de escape (EGR), pulverização de água na câmara de combustão, prevenção da formação de excesso de combustível na câmara de combustão e redução do tempo em que as válvulas de admissão e de escape permanecem abertas [23]. A utilização de um sistema EGR, ajuda a arrefecer as superfícies quentes na câmara de combustão, assim como a temperatura máxima obtida pela combustão, resultando numa redução de emissões de NO_x, mas provoca um decréscimo da potência obtida [26]. Outros métodos como a utilização de câmaras de combustão em forma de disco, a utilização de duas válvulas de escape em oposição a uma e a utilização de duas velas também contribuem no combate da pré-ignição, sendo que as velas de ignição do hidrogénio devem ser frias e que não sejam de platina [26].

Baixa eficiência volumétrica

Graças à baixa massa volúmica do hidrogénio em relação à gasolina, existe uma redução da eficiência volumétrica [23], dado que a sua energia por unidade de volume é menor. Em condições estequiométricas, o hidrogénio preenche cerca de 30% da câmara de combustão, em comparação com apenas 1 a 2% para a gasolina [26]. Pela Figura 8, compreendemos que a potência de saída de um motor naturalmente aspirado alimentado a hidrogénio varia entre 85% a 120%, em relação a um motor a gasolina para um mesmo volume de combustão [26]. Com a utilização da injeção directa, permitimos o cilindro encher-se primeiramente de ar. Depois de o cilindro estar cheio, é efetuada a injeção de combustível. Assim, é obtida uma maior massa de hidrogénio no cilindro do que nos sistemas de injeção indirecta, onde o ar já se encontra nebulizado com combustível. Desta forma, obtém-se uma maior eficiência volumétrica para o mesmo volume de cilindro, resultando numa potência de saída do motor 20% maior do que para um motor a gasolina com um sistema de carburação [26], que será o sistema de alimentação de combustível mais ineficiente. Apesar de não estar representado na Figura 8, quando injetamos hidrogénio também por um carburador, perdemos cerca de 42% da potência que obteríamos se o combustível fosse a gasolina [26].

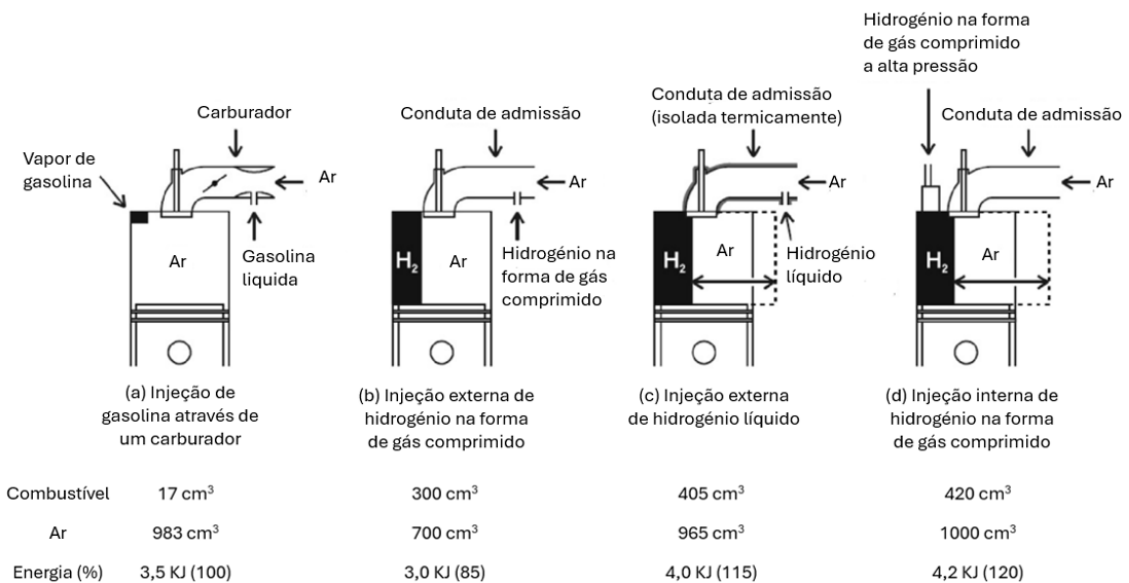


Figura 8 – Eficiência energética e volumétrica do hidrogênio em diferentes condições relativamente à gasolina introduzida por um sistema de carburação (adaptado de [26])

Ventilação do cárter

Tal como acontece nos motores a gasolina, o combustível que não ardeu pode infiltrar-se pelos segmentos dos pistões e entrar no cárter [26]. Uma vez que o hidrogênio possui uma energia mínima de ignição menor que a gasolina, qualquer hidrogênio não queimado que entra no cárter tem uma maior probabilidade de se inflamar [26]. Deste modo, deve evitar-se a acumulação de hidrogênio através da ventilação. A ignição no cárter pode ser apenas um ruído ou resultar num incêndio do motor [26]. Quando o hidrogênio se inflama no interior do cárter, ocorre um aumento súbito de pressão. De forma a aliviar esta pressão é necessário instalar uma válvula de descompressão. Os gases de escape também se podem infiltrar do mesmo modo no cárter, e uma vez que os gases de escape têm vapor de água, a água pode condensar no cárter se não existir ventilação adequada [26]. A mistura de água no óleo do cárter reduz a capacidade de lubrificação, resultando num maior grau de desgaste do motor [26]. Posto isto, a ventilação do cárter requer um maior cuidado quando se utiliza o hidrogênio em motores de combustão em relação à gasolina [26].

Sistema de armazenamento

O armazenamento do hidrogênio num veículo é reconhecido como de grande importância, sendo que 70% das publicações são sobre o armazenamento do mesmo [22]. A baixa massa volúmica do hidrogênio prejudica o seu armazenamento, sendo que existem fundamentalmente duas maneiras de armazenar o hidrogênio. Na primeira abordagem, o hidrogênio pode ser armazenado como (i) gás comprimido, (ii) líquido criogénico, (iii) absorvido em nanofibras de carbono ou (iv) absorvido num metal, como um hidreto metálico reversível [22]. Na segunda abordagem, o hidrogênio é combinado com certas espécies químicas como o metanol (CH₃OH), o amoníaco (NH₃), entre outras [22]. O método mais comum para armazenar hidrogênio, em veículos ou em aplicações estacionárias são os contentores pressurizados

disponíveis em várias formas e tamanhos [22]. Se utilizarmos hidrogénio na forma de um gás comprimido, temos de o armazenar a uma pressão muito elevada de modo a obter um valor de energia por unidade de volume razoável [28]. A 70 MPa, aproximadamente à pressão máxima prática de armazenamento [1], o hidrogénio apresenta um VED de 0,04 kg/L [28]. Por outro lado, o hidrogénio na forma líquida, ou seja, a uma temperatura de -253°C à pressão atmosférica, apresenta um VED de 0,071 kg/L, resultando num aumento de 75% [28]. Pode-se armazenar até mais 75% de hidrogénio na forma líquida do que como um gás comprimido, ocupando exatamente o mesmo espaço [28]. O desafio consiste em manter o hidrogénio a -253°C [28], utilizando tanques com bom isolamento para evitar a evaporação do hidrogénio líquido. No entanto, é inevitável que, eventualmente, o hidrogénio aqueça resultando na sua evaporação quando a temperatura ultrapassa os -253°C [28]. Se a temperatura do hidrogénio aumentar, causando um aumento na sua pressão, existem válvulas que libertam o hidrogénio do tanque, reduzindo assim a pressão no interior do tanque e ao mesmo tempo perdendo combustível [28]. Para evitar a simples emissão de hidrogénio para a atmosfera, este passa por um catalisador que recebe oxigénio do exterior, resultando na formação de água, que é então emitida posteriormente [28]. Recentemente, a Toyota desenvolveu um motor de combustão interna de três cilindros, com 1600 cm^3 de cilindrada, que utiliza o hidrogénio na forma líquida como combustível [29]. Este motor foi instalado num Toyota Corolla e participou na corrida *Fuji 24 Hours* [29]. Dentro do depósito de combustível de hidrogénio líquido, está uma bomba de combustível que opera como um pistão dentro de um cilindro, possuindo uma entrada e uma saída [29]. O hidrogénio a -253°C , ao ser introduzido no cilindro da bomba de combustível à temperatura ambiente, resulta numa contração de tudo o que está à sua volta [29]. Como resultado, quando comprimimos o hidrogénio, a zona entre as paredes do cilindro e o pistão deixa de estar completamente selada, permitindo a fuga de hidrogénio e conseqüentemente perda de eficiência no trabalho realizado [29]. Além disso, neste cenário, não podemos utilizar óleo, pois isso contaminaria o hidrogénio, aumentando o desgaste entre as paredes do cilindro e o pistão, acelerando a avaria da bomba de combustível [29]. Como resultando, durante a corrida de 24 horas realizada, a bomba teve de ser substituída duas vezes, totalizando sete horas dedicadas à substituição da mesma [29]. Este cenário evidencia assim, a inviabilidade do uso de hidrogénio líquido no mundo do desporto automóvel. Para além dos problemas mencionados com a bomba de combustível, uma grande parte do espaço do veículo foi ocupada pelo tanque de combustível, com um volume de 148 litros, proporcionando uma autonomia de apenas 65 km em pista [29], mas continua a não ser de todo impressionante [29]. Apesar de apresentar uma maior energia por unidade de volume em comparação com o hidrogénio na forma de gás comprimido, estes valores são considerados inaceitáveis para um veículo comum. Estes contratempos evidenciam as limitações do hidrogénio líquido, como fonte de energia, para os veículos comuns devido às suas exigências técnicas de desempenho insuficiente, tanto em termos de autonomia como em espaço exigido para o seu armazenamento.

Se agora trabalharmos com o hidrogénio na forma de gás comprimido, e utilizarmos o motor V8 movido a hidrogénio desenvolvido pela Yamaha, juntamente com a Toyota, que teve como base o motor V8 presente no Lexus RCF, conseguimos também compreender que tipo de valores de autonomia e espaço ocupado o mesmo utilizaria [30]. O depósito de combustível do Lexus RCF possui uma capacidade de 66 litros [30]. Com o intuito de evitar os desafios

associados à utilização do hidrogénio na sua forma líquida, e desconsiderando as questões ergonómicas necessárias na utilização de tanques pressurizados com hidrogénio comprimido a 70 MPa, ao empregarmos o mesmo depósito de combustível presente no Lexus, obtemos uma massa de combustível de 2,6 kg de hidrogénio, pela multiplicação de 0,04 kg/L pelos 66 litros de capacidade do depósito de combustível [30]. Sabendo que 1 kg de hidrogénio possui uma energia de 33,3 kWh [31], e que um galão de gasolina ($\approx 3,79$ litros) contém 33,7 kWh [30], podemos considerá-los aproximadamente equivalentes em termos de teor energético [30]. Além disso, teoricamente, o hidrogénio apresenta uma eficiência semelhante à de um motor a gasolina [30]. Desta forma, podemos inferir que a distância percorrida com 3,79 litros de gasolina será igual à de 1 kg de hidrogénio. Sabendo que a autonomia do Lexus é de 12,4 L de gasolina por cada 100 km percorridos, ou seja, $8,06 \frac{\text{km}}{\text{L}}$, então para um depósito de 66 litros, obtemos uma autonomia de 532 km. Pela analogia dos teores energéticos efetuada anteriormente, com a utilização do hidrogénio é obtida uma autonomia de $30,5 \frac{\text{km}}{\text{kg}}$. Sabendo que o tanque armazena 2,6 kg de hidrogénio, obtém-se uma autonomia de 79,3 km, valores estes que se aplicam a uma condução económica [30]. Atualmente, uma autonomia aceitável situa-se em torno de 480 km [30], e sabendo que o Lexus possui uma autonomia de $30,5 \frac{\text{km}}{\text{kg}}$, seria necessário armazenar 15,7 kg de hidrogénio. Através do valor do VED do hidrogénio no seu estado gasoso, 15,7 kg de hidrogénio correspondem a um tanque de 393 litros. Em comparação, este volume é superior ao espaço disponível na mala do Lexus, que corresponde a 286 litros, logo uma vez mais, ainda não foi encontrada uma solução plenamente viável na utilização do hidrogénio em motores de combustão interna com o intuito de serem utilizados em veículos comuns [30]. Sendo assim, é evidente que o armazenamento viável deste combustível é de extrema importância, quando se tenciona utilizá-lo como combustível num motor de combustão interna.

3. Métodos e Aplicação

Neste terceiro capítulo do presente trabalho, desenvolvem-se vários métodos de cálculo de modo a abranger os diversos problemas que pretendemos estudar. No primeiro subcapítulo, é introduzido a caracterização da queima da gasolina representada pelo nonano (C_9H_{20}), seguido pelo segundo subcapítulo referente à caracterização da queima do hidrogénio e pelo terceiro subcapítulo que diz respeito à caracterização da queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina. No quarto subcapítulo desenvolve-se a influência da temperatura de equilíbrio na caracterização dos combustíveis, de uma forma teórica. No quinto subcapítulo trata-se do método de cálculo referente à temperatura de chama adiabática. Por fim, no sexto capítulo apresenta-se o método de cálculo referente à energia libertada pela queima da gasolina, do hidrogénio, e do hidrogénio em conjunto com a gasolina.

Inicialmente, é realizada a caracterização da queima da gasolina, a caracterização da queima do hidrogénio e a caracterização da queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina, onde são explicitadas as equações utilizadas, assim como as suposições utilizadas. Depois, é explicado de forma teórica, como se consegue comparar as diferenças na caracterização da queima de um combustível com a utilização de temperaturas de equilíbrio diferentes. De seguida, é efetuado o método de cálculo da temperatura de chama adiabática, tanto para pressão constante, ou para volume constante, sendo que no caso do volume constante, também é calculada a pressão no fim da explosão. Foi realizado um modelo de cálculo para os dois casos, pressão ou volume constante, onde são explicitadas todas as equações utilizadas e quais os cuidados a ter consoante a utilização da gasolina, do hidrogénio e do hidrogénio em conjunto com a gasolina. Por fim, é desenvolvido o método de cálculo referente à energia libertada pela queima do combustível, onde também se teve o cuidado de explicitar as equações em função dos combustíveis mencionados previamente.

3.1. Caracterização da queima da gasolina

Através da secção 2.3, compreendemos que a utilização do hidrogénio em motores de combustão interna desperta algum interesse, sendo que a sua caracterização é importante. Contudo, vamos introduzir primeiro a caracterização da queima da gasolina, visto que nos dias de hoje é o combustível utilizado, por exemplo, nos motores de ciclo Otto, sendo que os produtos convencionais produzidos pela combustão são bastante conhecidos, quer para uma queima estequiométrica como para uma mistura rica ou pobre. De modo a sermos capazes de caracterizar a queima de qualquer tipo de combustível, é necessário calcular as frações molares

de cada um dos produtos obtidos. Para isso, temos que primeiro calcular a quantidade de moles, de cada componente, pertencente aos produtos.

3.1.1. Cálculo das frações molares

As frações molares são responsáveis pela caracterização da queima de um combustível. As mesmas podem ser secas ou húmidas, onde no caso das húmidas o H_2O formado nos produtos é contabilizado no número de moles total, enquanto no caso da fração molar seca o mesmo já não é contabilizado. Aplicando a equação (48) obtemos a fração molar húmida, enquanto pela equação (49) a fração molar seca. O subscrito i corresponde ao elemento químico em estudo. Desta forma, conseguimos facilmente caracterizar, por exemplo, a combustão gasolina num motor de ciclo Otto.

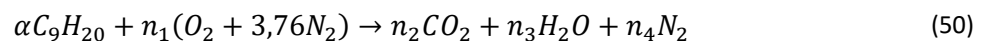
$$x_i(\%) = \left(\frac{n_i}{n_{tot}} \right) 100 \quad (48)$$

$$x_i(\%) = \left(\frac{n_i}{n_{tot} - n_{H_2O}} \right) 100 \quad (49)$$

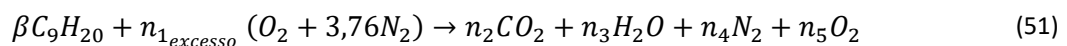
Para aplicar as equações anteriormente definidas, é necessário conhecer as reações químicas que se dão na queima para os diferentes casos, quer seja para uma queima estequiométrica, com falta de ar, ou com excesso de ar, pois só assim conhecemos os produtos das mesmas, e as suas quantidades.

3.1.2. Reação estequiométrica, pobre e rica da gasolina

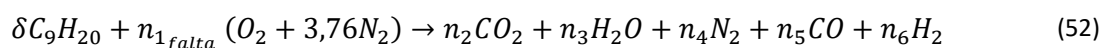
Previamente, foi apresentada pela equação (30) a equação química estequiométrica correspondente à queima de qualquer hidrocarboneto. Se pegarmos na equação (30), e substituirmos o C_xH_y pela gasolina, C_9H_{20} , sabemos que para uma reação estequiométrica, os produtos da queima são o CO_2 , o H_2O e o N_2 como é demonstrado pela equação (50).



No caso da queima do C_9H_{20} com excesso de ar, ou seja, com maior quantidade de oxidante do que necessário para a queima completa do combustível, é obtida a equação (51). Podemos observar que surge um novo produto comparativamente à equação estequiométrica, o O_2 .



Já no caso da queima do C_9H_{20} com falta de ar, ou seja, com menor quantidade de oxidante do que necessário para queimar por completo o combustível, pode considerar-se que a reação química (52) representa as espécies químicas mais relevantes. Neste caso, em comparação com a reação estequiométrica, consideraram-se mais dois produtos, o CO e o H_2 ; e, por causa disso, utilizar-se-á, para determinar da composição de fumos, a equação de equilíbrio $CO + H_2O = CO_2 + H_2$.



Agora que já temos as equações definidas para os diferentes casos da queima, é necessário determinar as quantidades representadas por n_1, n_2, \dots, n_n .

3.1.3. Cálculo das quantidades dos produtos consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão da gasolina

Para se conseguir determinar os produtos é necessário realizar o balanço químico entre os reagentes e os produtos. Sendo assim, o balanço químico correspondente à equação (50), é efetuado conforme as equações (53). Outra hipótese, visto que estamos perante uma reação estequiométrica, seria seguir os passos apresentados anteriormente no subcapítulo 2.2.

$$\left\{ \begin{array}{l} 9\alpha = n_2 \rightarrow \text{Carbono} \\ 20\alpha = 2n_3 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_1 = 2n_2 + n_3 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_1 = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{array} \right. \quad (53)$$

No caso da queima da mistura de C_9H_{20} com excesso de ar, como acontece na equação (51), ao realizarmos o balanço químico obtemos a equação (54). Neste caso, temos mais incógnitas do que equações, o que resulta na impossibilidade da resolução do sistema.

$$\left\{ \begin{array}{l} 9\beta = n_2 \rightarrow \text{Carbono} \\ 20\beta = 2n_3 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{excesso}} = 2n_2 + n_3 + 2n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{excesso}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{array} \right. \quad (54)$$

É necessário resolver inicialmente o balanço químico da equação (53) e, após conhecermos o valor de n_1 para uma quantidade de combustível, α , conseguimos descobrir o valor de $n_{1_{excesso}}$ pela equação (55), desde que $\alpha = \beta$ nas equações (53) e (54), respetivamente. O termo $n_{1_{estequiométrica}}$ corresponde ao valor de n_1 na equação (53), e o valor de e é obtido pela equação (34) no estado percentual, consoante a riqueza pretendida.

$$n_{1_{excesso}} = n_{1_{estequiométrica}} \left(1 + \frac{e}{100} \right) \quad (55)$$

Após ter sido descoberto o termo $n_{1_{excesso}}$, conseguimos descobrir os termos em falta através do equilíbrio dos elementos químicos pela equação (54), e assim caracterizar a combustão para uma situação de excesso de ar.

No caso da queima da mistura de C_9H_{20} com falta de ar, como é o caso da equação (52), o processo é semelhante. Começamos inicialmente por fazer o balanço químico da equação química, como demonstrado na equação (56).

$$\left\{ \begin{array}{l} 9\delta = n_2 + n_5 \rightarrow \text{Carbono} \\ 20\delta = 2n_3 + 2n_6 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{falta}} = 2n_2 + n_3 + n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{array} \right. \quad (56)$$

Novamente temos mais incógnitas do que equações, tornando o sistema de equações impossível de resolver. Sendo assim, de modo a descobrir pelo menos 1 das incógnitas, resolvemos inicialmente o balanço químico da equação estequiométrica (53) e, após

conhecermos o valor de n_1 para uma quantidade de combustível, α , já conseguimos descobrir o valor de $n_{1_{falta}}$, desde que $\alpha = \delta$. Sendo assim, o valor de $n_{1_{falta}}$ pode ser obtido através da equação (57). O termo $n_{1_{estequiometrica}}$ corresponde ao valor de n_1 na equação (53), e o valor de e é obtido pela equação (34) em estado percentual, consoante a riqueza pretendida.

$$n_{1_{falta}} = n_{1_{estequiometrica}} \left(1 - \frac{e}{100}\right) \quad (57)$$

Mesmo conhecendo o valor de $n_{1_{falta}}$, continuamos com mais incógnitas do que equações. Para resolver este problema, é necessário o auxílio das equações de equilíbrio. Neste caso, optou-se pela equação de equilíbrio água-gás, definida pela equação (58). Deste modo, obtemos combustível na forma de CO e H₂ nos fumos.



A partir da equação (58) já conhecemos a equação de equilíbrio em falta para resolver o balanço químico, através do seu valor da constante de equilíbrio, K_p , correspondente. A constante de equilíbrio de uma equação de equilíbrio, (59), é dada pela equação (60), sendo que a pressão parcial de cada elemento é dada pela equação (61).



$$K_p = \frac{\left(\frac{P_{par_C}}{P^o}\right)^c \left(\frac{P_{par_D}}{P^o}\right)^d + \dots}{\left(\frac{P_{par_A}}{P^o}\right)^a \left(\frac{P_{par_B}}{P^o}\right)^b + \dots} \quad (60)$$

$$P_{par_i} = P_{fum} \frac{n_i}{n_{tot}} \quad (61)$$

Realizando o cálculo da constante de equilíbrio utilizando a equação (58), e substituindo a equação (61), na equação (60), é obtida a equação (62).

$$K_p = \frac{\left(\frac{P_{fum}n_{CO_2}}{P^on_{tot}}\right)^1 * \left(\frac{P_{fum}n_{O_2}}{P^on_{total}}\right)^1}{\left(\frac{P_{fum}n_{CO}}{P^on_{tot}}\right)^1 * \left(\frac{P_{fum}n_{H_2O}}{P^on_{tot}}\right)^1} = \frac{n_{CO_2}n_{O_2}}{n_{CO}n_{H_2O}} \quad (62)$$

Por observação da equação (62), compreendemos que para descobrir o valor de K_p seria necessário conhecer a quantidade de moles dos diferentes produtos, e como não os conhecemos, continuaríamos sem conseguir resolver o sistema. Sendo assim, é necessário conhecer os valores de K_p de antemão. Para isso, é utilizada a equação (40). Os valores de ΔG_T^o dos diferentes elementos químicos são obtidos consoante a equação (63) conforme [9], para a equação de equilíbrio e temperatura de equilíbrio pretendida.

$$\Delta G_T^o = (c\bar{g}_{f,C}^o + d\bar{g}_{f,D}^o + \dots - a\bar{g}_{f,A}^o - b\bar{g}_{f,B}^o - \dots)_T \quad (63)$$

No caso da utilização da equação de equilíbrio água-gás, o valor de ΔG_T^o é determinado consoante a equação (64).

$$\Delta G_T^o = (\bar{g}_{f,CO_2}^o + \bar{g}_{f,H_2}^o - \bar{g}_{f,CO}^o - b\bar{g}_{f,H_2O}^o)_T \quad (64)$$

Então, já conhecendo o valor de $n_{1_{falta}}$ e adicionando a equação (62), ao sistema de equações (56) já é possível resolvê-lo, sendo para isso necessário determinar o valor de K_p pela equação (40) inicialmente.

$$\left\{ \begin{array}{l} 9\delta = n_2 + n_5 \rightarrow \text{Carbono} \\ 20\delta = 2n_3 + 2n_6 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{falta}} = 2n_2 + n_3 + n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \\ K_p = \frac{n_2 n_6}{n_5 n_3} \end{array} \right. \quad (65)$$

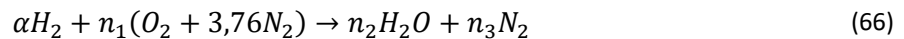
Deste modo, utilizando a equação (65), é possível resolver o sistema de equações e caracterizar a queima da gasolina para uma mistura rica.

3.2. Caracterização da queima do hidrogénio

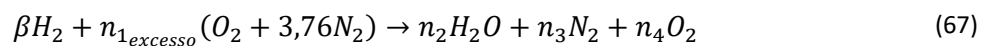
Agora que já explicamos como se caracteriza a queima da gasolina, iremos passar as nossas atenções para o caso do hidrogénio. Como já deu para entender, para se conseguir realizar a caracterização de qualquer combustível, é sempre necessário calcular as frações molares dos seus produtos. Sendo assim, tal como acontecia com o C_9H_{20} é necessário definir as reações químicas para as diferentes condições de queima e de seguida realizar o acerto das equações. Deste modo, somos capazes de quantificar os produtos e caracterizar a combustão do hidrogénio.

3.2.1. Reação estequiométrica, pobre e rica do hidrogénio

Iniciemos por definir a equação estequiométrica da queima do H_2 , que corresponde à equação química (66). Desta vez, contrariamente ao caso do C_9H_{20} , os produtos obtidos são apenas o H_2O e o N_2 .

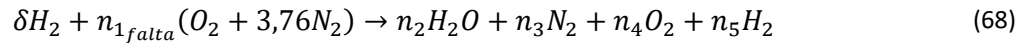


No caso da queima do H_2 com excesso de ar, ou seja, com maior quantidade de oxidante do que necessário para a queima completa do combustível, é obtida a equação (67). Tal como acontece com o C_9H_{20} , passamos a ter nos produtos mais um elemento em comparação com a equação estequiométrica, o O_2 .



Na queima do H_2 com falta de ar, ou seja, com menor quantidade de oxidante do que necessário para queimar por completo o combustível, é obtida a reação química (68). Em comparação com a reação estequiométrica, foram formados mais dois produtos, o O_2 e o H_2 , pois foi utilizada como auxílio a equação de equilíbrio $H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$. Desta forma, estamos a admitir que

parte do H₂O dos produtos é dissociado em H₂ e O₂, levando ao aparecimento de fumos na forma de O₂, apesar de estarmos perante uma mistura rica.



Após terem sido definidas as reações químicas, é necessário determinar a quantidade dos produtos das mesmas.

3.2.2. Cálculo das quantidades dos produtos, consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão do hidrogénio

Como foi demonstrado anteriormente, para se conseguir determinar os produtos é necessário realizar o balanço químico da equação em estudo. Sendo assim, o balanço químico correspondente à equação (66), é realizado conforme a equação (69).

$$\begin{cases} 2\alpha = 2n_2 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_1 = n_2 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_1 = 2n_3 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (69)$$

No caso da queima da mistura de H₂ com excesso de ar, como acontece na equação (67), ao realizarmos o balanço químico obtemos a equação (70). Tal como acontece no caso do C₉H₂₀, temos mais incógnitas do que equações, o que resulta na impossibilidade da resolução do sistema.

$$\begin{cases} 2\beta = 2n_2 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{excesso}} = n_2 + 2n_4 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{excesso}} = 2n_3 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (70)$$

Para resolver este problema, é necessário inicialmente resolver o balanço químico (69) da reação estequiométrica para uma mesma quantidade de combustível, ou seja, o valor de α na equação (66) é igual ao valor de β na equação (67). Desta forma, conseguimos determinar o valor de n_1 , permitindo descobrir o valor de $n_{1_{excesso}}$ pela equação (55).

Por fim, no caso da queima da mistura de H₂ com falta de ar, como acontece na equação (68), ao realizarmos o balanço químico obtemos a equação (71). Novamente, temos mais incógnitas do que equações, tornando o sistema impossível de resolver.

$$\begin{cases} 2\delta = 2n_2 + 2n_5 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{falta}} = n_2 + 2n_4 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_3 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (71)$$

Para conseguir resolver este problema, é necessário recorrer aos mesmos métodos utilizados para resolver o sistema de equações (56). Sendo assim, na determinação do $n_{1_{falta}}$ resolvemos inicialmente o balanço químico da equação estequiométrica (69) para uma quantidade igual de combustível, ou seja, o valor de α na equação (66), vai ser igual ao valor de δ na equação (68). Após conhecermos o valor de n_1 da equação estequiométrica já conseguimos descobrir o valor de $n_{1_{falta}}$, pela equação (57).

Apesar de termos determinado uma das incógnitas, o sistema continua impossível de se resolver. Sendo assim, é necessário descobrir outra incógnita utilizando uma equação de equilíbrio auxiliar. Neste caso, optou-se pela equação de equilíbrio $H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$, definida pela equação (72).



Cada equação de equilíbrio possui um valor de constante de equilíbrio, K_p , sendo que a partir da equação de equilíbrio (72), o mesmo é calculado pela equação (73).

$$K_p = \frac{\left(\frac{P_{fumos}n_{H_2O}}{P^0n_{total}}\right)^1}{\left(\frac{P_{fumos}n_{H_2}}{P^0n_{total}}\right)^1 \left(\frac{P_{fumos}n_{O_2}}{P^0n_{total}}\right)^{\frac{1}{2}}} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2} \sqrt{\frac{n_{O_2}P_{fumos}}{n_{total}P^0}}} \quad (73)$$

Para descobrirmos o valor de K_p precisamos de conhecer as quantidades dos produtos correspondentes, e como não as conhecemos, continuamos sem conseguir resolver o sistema. Para além disso, contrariamente ao que acontecia no caso do C_9H_{20} , é necessário também conhecer a pressão dos fumos, ou seja, a pressão no fim da explosão. Isto acontece, pois foram utilizadas equações de equilíbrio diferentes nos dois casos. Deste modo, começamos por determinar o valor de K_p previamente pela equação (40), sendo que no caso do hidrogénio para determinar o valor de ΔG_T^o , utilizamos a equação (74).

$$\Delta G_T^o = \left(\bar{g}_{f,H_2O}^o - \bar{g}_{f,H_2}^o - \frac{1}{2}\bar{g}_{f,O_2}^o \right)_T \quad (74)$$

Então, adicionando a equação (73) ao sistema de equações (71) e conhecendo o valor de $n_{1_{falta}}$, já é possível resolvê-lo pela equação (75). Para isso é necessário determinar o valor da pressão dos fumos, recorrendo a um processo iterativo, onde o mesmo é arbitrado. Após arbitrar a pressão dos fumos, resolvemos a equação (75), e determinamos a temperatura de chama adiabática pela equação (47), seguindo as instruções indicadas na secção 3.5. Após termos calculado a temperatura de chama adiabática, aplicamos a equação (96) e determinamos a pressão no fim da explosão. Caso seja diferente, repetimos o processo.

$$\left\{ \begin{array}{l} 2\delta = 2n_2 + 2n_5 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 2n_{1_{falta}} = n_2 + 2n_4 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_3 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{array} \right. \quad (75)$$

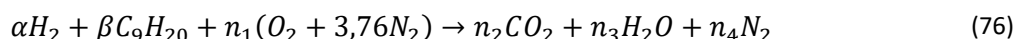
$$K_p = \frac{n_2}{n_5 * \sqrt{\frac{n_4}{n_2 + n_3 + n_4 + n_5} * \frac{P_{fumos}}{P^0}}}$$

3.3. Caracterização da queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina

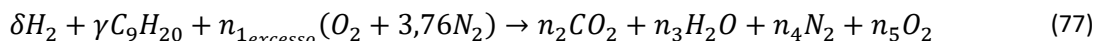
Agora que já explicamos como se caracteriza a queima da gasolina e do hidrogénio, iremos caracterizar a queima de ambos em conjunto. Para realizar a caracterização de qualquer combustível, é sempre necessário calcular as frações molares dos seus produtos. Sendo assim, foram definidas as reações químicas para as diferentes condições de queima e de seguida realizado o acerto das equações. Deste modo, somos capazes de quantificar os produtos e caracterizar a combustão do $H_2 + C_9H_{20}$.

3.3.1. Reação estequiométrica, pobre e rica do hidrogénio em conjunto com a gasolina

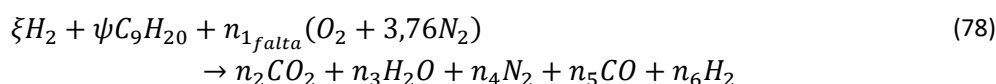
Começamos por definir a equação estequiométrica da queima do $H_2 + C_9H_{20}$, que corresponde à equação química (76). Os produtos obtidos são apenas o CO_2 , H_2O e o N_2 .



No caso da queima do $H_2 + C_9H_{20}$ com excesso de ar, é obtida a equação (77). Podemos observar que obtemos um novo produto comparativamente à equação estequiométrica, o O_2 .



Na queima do $H_2 + C_9H_{20}$ com falta de ar é obtida a reação química (78). Em comparação com a reação estequiométrica, foram formados mais dois produtos, o CO e o H_2 , pois foi utilizada a mesma equação de equilíbrio que se utilizou na queima de apenas C_9H_{20} , ou seja, a equação de equilíbrio água-gás (58). Desta forma, estamos a admitir que parte do CO_2 e do H_2 dos produtos é dissociado em CO e H_2O , levando ao aparecimento de fumos na forma de CO e H_2O .



Depois de terem sido definidas as reações químicas, é necessário determinar a quantidade dos produtos das mesmas.

3.3.2. Cálculo das quantidades dos produtos consoante a estequiometria utilizada na reação de combustão do hidrogénio em conjunto com a gasolina

Como já foi demonstrado múltiplas vezes, para se conseguir determinar os produtos é necessário realizar o balanço químico das equações anteriormente descritas. Sendo assim, o balanço químico correspondente à equação (76), é realizado conforme a equação (79).

$$\begin{cases} 2\alpha + 20\beta = 2n_3 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 9\beta = n_2 \rightarrow \text{Carbono} \\ 2n_1 = 2n_2 + n_3 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_1 = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (79)$$

No caso da queima da mistura de $H_2 + C_9H_{20}$ com excesso de ar, como acontece na equação (77), ao realizarmos o balanço químico obtemos a equação (80). Novamente, e tal como acontece no caso do C_9H_{20} ou no H_2 , temos mais incógnitas do que equações, o que resulta na impossibilidade da resolução do sistema.

$$\begin{cases} 2\delta + 20\gamma = 2n_3 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 9\gamma = n_2 \rightarrow \text{Carbono} \\ 2n_{1_{excesso}} = 2n_2 + n_3 + 2n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{excesso}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (80)$$

Mais uma vez, para resolver este problema é necessário, numa fase inicial, resolver o balanço químico (79) da reação estequiométrica para uma mesma quantidade de combustível, ou seja, o valor de α e β na equação (76) tem de ser igual ao valor de δ e γ na equação (77), determinando desta forma o valor de n_1 . Após conhecer o valor de n_1 aplicamos a equação (55) e descobrimos o valor de $n_{1_{excesso}}$.

Finalmente, no caso da queima da mistura de $H_2 + C_9H_{20}$ com falta de ar, como acontece na equação (78), ao realizarmos o balanço químico obtemos a equação (81). Mais uma vez, o número de incógnitas é superior ao das equações, tornando o sistema impossível de resolver.

$$\begin{cases} 2\xi + 20\psi = 2n_3 + 2n_6 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 9\psi = n_2 + n_5 \rightarrow \text{Carbono} \\ 2n_{1_{falta}} = 2n_2 + n_3 + n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \end{cases} \quad (81)$$

Para conseguir resolver este problema, é necessário utilizar os mesmos métodos empregues na resolução do sistema de equações (56) e (71). Sendo assim, para determinar o termo $n_{1_{falta}}$ do sistema de equações, começamos por resolver o balanço químico (79) correspondente à equação estequiométrica para uma quantidade igual de combustível, ou seja, o valor de α e β na equação (76), vai ser igual ao valor de ξ e ψ na equação (78), respetivamente. Após conhecermos o valor de n_1 da equação estequiométrica já conseguimos descobrir o valor de $n_{1_{falta}}$, pela equação (57).

Apesar de termos determinado uma das incógnitas, continuamos com mais incógnitas do que equações, logo sistema continua impossível de se resolver. Para se conseguir encontrar outra incógnita e tornar o sistema solúvel, recorreremos mais uma vez ao auxílio das equações de equilíbrio. Neste caso, vamos optar pela mesma equação de equilíbrio (58) utilizada na queima do C_9H_{20} , e conseqüentemente podemos obter o valor de K_p pela equação (62). Tal e qual como acontece na queima do C_9H_{20} ou do H_2 , ainda não conhecemos os valores dos produtos para substituir na equação (62), sendo para isso necessário utilizar a equação (40) para calcular o valor de K_p primeiramente, para depois resolver o sistema de equações (82). No cálculo do valor de K_p pela equação (40), utilizamos a equação (64) na determinação de ΔG_T^0 , pois é a mesma equação de equilíbrio.

$$\left\{ \begin{array}{l} 2\xi + 20\psi = 2n_3 + 2n_6 \rightarrow \text{Hidrogénio} \\ 9\psi = n_2 + n_5 \rightarrow \text{Carbono} \\ 2n_{1_{falta}} = 2n_2 + n_3 + n_5 \rightarrow \text{Oxigénio} \\ 3,76(2)n_{1_{falta}} = 2n_4 \rightarrow \text{Nitrogénio} \\ K_p = \frac{n_2 n_6}{n_5 n_3} \end{array} \right. \quad (82)$$

Sendo assim, pela equação (82), já somos capazes de determinar os produtos da queima do $\text{H}_2 + \text{C}_9\text{H}_{20}$ para uma mistura rica e facilmente caracterizá-la, desde que se tenha calculado o valor de $n_{1_{falta}}$ pela equação (57) e o valor de K_p pela equação (40).

3.4. Temperaturas de equilíbrio

Na determinação da constante de equilíbrio, K_p , de qualquer equação de equilíbrio auxiliar utilizada é necessário atribuir uma temperatura de equilíbrio apropriada para realizar o seu cálculo. Através de [9], sabemos que a constante de equilíbrio é pouco sensível à temperatura, pelo que pode ser determinada para uma temperatura no intervalo de 2000 a 2400K, pois as frações molares dos produtos variam muito pouco.

3.4.1. Demonstração da influência das temperaturas de equilíbrio

Para demonstrar a veracidade desta afirmação, escolhe-se um combustível e várias temperaturas de equilíbrio. De seguida, realiza-se a caracterização do combustível para diferentes misturas, de modo a determinar as frações molares dos produtos obtidos. Após conhecer as frações molares dos produtos, faz-se a sua análise comparando as frações molares obtidas para a mesma riqueza, mas para temperaturas de equilíbrio diferentes. Na determinação das quantidades para $\phi \leq 1$ não é utilizado o K_p para resolver o balanço químico das reações, logo as frações molares são independentes da temperatura de equilíbrio, ou seja, não se alteram consoante a temperatura de equilíbrio. Já no caso de $\phi > 1$ é preciso utilizar o K_p na determinação das frações molares resultantes da combustão, devido às equações de equilíbrio utilizadas para resolver o balanço químico. O valor de K_p varia com a temperatura, pois na determinação do mesmo pela equação (40), os valores de ΔG_T^0 são dependentes da temperatura de equilíbrio escolhida. Então, alterando o valor de K_p para um mesmo balanço químico, dá origem a diferentes quantidades de produtos, e inevitavelmente a frações molares diferentes.

3.5. Temperatura de chama adiabática

Quando ocorre a queima de um combustível, inevitavelmente obtemos uma chama. Esta chama vai ser responsável pelo aumento da temperatura do espaço que a rodeia. De modo a estimar a temperatura de chama adiabática a pressão constante, quando se dá a combustão, é necessário calcular a entalpia dos reagentes assim como a entalpia dos produtos. Já no caso da

temperatura de chama adiabática a volume constante, é necessário conhecer a energia interna dos reagentes e dos produtos.

3.5.1. Determinação da temperatura de chama adiabática a pressão constante

Primeiramente, é necessário determinar as quantidades dos reagentes e dos produtos das equações químicas para as diferentes condições de queima, quer seja uma queima estequiométrica, com excesso de ar ou com falta de ar. Este cálculo já foi explicado previamente e pode ser encontrado no ponto 3.1. Após já termos as equações acertadas e as suas quantidades conhecidas, já estamos aptos para encontrar a temperatura de chama adiabática do combustível pretendido.

Para se descobrir o valor da temperatura de chama adiabática a pressão constante, é necessário igualar a entalpia dos produtos à dos reagentes, como tinha sido demonstrado pela equação (44). Começamos então por calcular a entalpia dos reagentes. Para a queima estequiométrica do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$, a entalpia dos reagentes, pode ser calculada pelas equações (83), (84), (85), respetivamente, sendo que a entalpia absoluta dos reagentes, $\bar{h}_i(T_{ini}, P)$, é um valor tabelado e depende da temperatura e pressão escolhida a que os reagentes se encontram.

$$H_{reag_{C_9H_{20}}}(T_{ini}, P) = \bar{h}_{C_9H_{20}}(T_{ini}, P)n_{C_9H_{20}} + \bar{h}_{O_2}(T_{ini}, P)n_{O_2} + \bar{h}_{N_2}(T_{ini}, P)n_{N_2} \quad (83)$$

$$H_{reag_{H_2}}(T_{ini}, P) = \bar{h}_{H_2}(T_{ini}, P)n_{H_2} + \bar{h}_{O_2}(T_{ini}, P)n_{O_2} + \bar{h}_{N_2}(T_{ini}, P)n_{N_2} \quad (84)$$

$$H_{reag_{H_2+C_9H_{20}}}(T_{ini}, P) = \bar{h}_{H_2}(T_{ini}, P)n_{H_2} + \bar{h}_{C_9H_{20}}(T_{ini}, P)n_{C_9H_{20}} + \bar{h}_{O_2}(T_{ini}, P)n_{O_2} + \bar{h}_{N_2}(T_{ini}, P)n_{N_2} \quad (85)$$

Para a queima do combustível C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ com excesso de ar ou falta de ar, as equações das entalpias dos reagentes vão ser iguais às apresentadas em (83), (84) e (85). A única diferença vai ser a quantidade de moles de ar que estamos a introduzir na reação química, visto que o valor de n_{O_2} e n_{N_2} varia consoante o excesso/falta de ar.

Por outro lado, na realização do cálculo da entalpia dos produtos, numa circunstância de queima estequiométrica do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ a mesma é calculada pela equação (86), (87) e (88), respetivamente. O valor da entalpia absoluta de cada um dos componentes pertencentes aos produtos, $\bar{h}_i(T_{ad}, P)$, é um valor tabelado e depende da temperatura adiabática de chama arbitrada. Como estamos no contexto da temperatura de chama adiabática a pressão constante, a pressão selecionada para a dos reagentes, vai ser obrigatoriamente igual à dos produtos.

$$H_{prod_{C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} \quad (86)$$

$$H_{prod_{H_2}}(T_{ad}, P) = \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} \quad (87)$$

$$H_{prod_{H_2+C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \quad (88)$$

$$= \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2}$$

No caso de estarmos a trabalhar com a queima com excesso de ar, para o combustível C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ a entalpia dos produtos é calculada consoante as equações (89), (90) e (91), respetivamente.

$$H_{prod_{C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \quad (89)$$

$$= \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{O_2}(T_{ad}, P)n_{O_2}$$

$$H_{prod_{H_2}}(T_{ad}, P) = \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{O_2}(T_{ad}, P)n_{O_2} \quad (90)$$

$$H_{prod_{H_2+C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \quad (91)$$

$$= \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{O_2}(T_{ad}, P)n_{O_2}$$

No caso de estarmos a trabalhar com a queima com falta de ar, para o combustível C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ a entalpia dos produtos é calculada consoante as equações (92), (93) e (94), respetivamente.

$$H_{prod_{C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \quad (92)$$

$$= \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{CO}(T_{ad}, P)n_{CO} + \bar{h}_{H_2}(T_{ad}, P)n_{H_2}$$

$$H_{prod_{H_2}}(T_{ad}, P) = \quad (93)$$

$$= \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{O_2}(T_{ad}, P)n_{O_2} + \bar{h}_{H_2}(T_{ad}, P)n_{H_2}$$

$$H_{prod_{H_2+C_9H_{20}}}(T_{ad}, P) = \quad (94)$$

$$= \bar{h}_{CO_2}(T_{ad}, P)n_{CO_2} + \bar{h}_{H_2O}(T_{ad}, P)n_{H_2O} + \bar{h}_{N_2}(T_{ad}, P)n_{N_2} + \bar{h}_{CO}(T_{ad}, P)n_{CO} + \bar{h}_{H_2}(T_{ad}, P)n_{H_2}$$

Posto isto, quando a entalpia dos reagentes a uma temperatura inicial definida, T_{ini} , for igual à entalpia dos produtos para uma temperatura adiabática de chama arbitrada, T_{ad} , podemos concluir que descobrimos a temperatura de chama adiabática a pressão constante correta.

3.5.2. Determinação da temperatura de chama adiabática a volume constante e da pressão no fim da explosão

Anteriormente foi determinada a temperatura de chama adiabática a pressão constante. No entanto, se quisermos calcular a temperatura de chama adiabática a volume constante, é necessário realizar alterações à equação (44). Estas alterações, também já tinham sido efetuadas anteriormente, dando origem à equação (47). Caso o n_{reag} seja igual ao n_{prod} , podemos simplificar a equação (47) na equação (95).

$$H_{reag} = H_{prod} + R_u n (T_{ini} - T_{ad}) \quad (95)$$

Novamente é necessário arbitrar a temperatura adiabática de chama, T_{ad} , até se obter a igualdade da equação. Quando a igualdade da equação (47) se verificar, encontramos a temperatura de chama adiabática de chama a volume constante.

Após conhecer a temperatura de chama adiabática a volume constante, conseguimos descobrir a pressão no fim da explosão pela equação (96). A pressão e temperatura no final do tempo de compressão, podem ser calculadas pela equação (3) e (5), respetivamente.

$$P_{no\ fim\ da\ explosão} = P_2 \left(\frac{T_{ad}}{T_2} \right) \quad (96)$$

3.6. Energia obtida pelo combustível

Cada combustível é capaz de gerar uma quantidade finita de energia através da sua queima. A determinação desta energia é importante para compreender quais as consequências energéticas na utilização de diferentes combustíveis.

3.6.1. Determinação da energia libertada pela queima do combustível

Um dos responsáveis pela determinação da quantidade de energia libertada pela queima do combustível é o PCI do mesmo, sendo este um valor tabelado. Pela equação (97) abaixo, conseguimos entender que a energia libertada é obtida pela multiplicação do PCI pela quantidade de massa de combustível queimada.

$$E_{liber} = m_{combqueim} PCI \quad (97)$$

3.6.2. Determinação da massa de combustível

Numa reação com falta de ar, a massa de combustível não arde por completo, o que dificulta a descoberta da massa de combustível que efetivamente ardeu. Por outro lado, para reações com excesso de ar e estequiométricas, a massa de combustível queima na sua totalidade. Neste trabalho apenas irá ser demonstrado a obtenção das massas de combustível para o cenário estequiométrico da combustão.

Através das equações químicas (50), (66) e (76) correspondentes às equações estequiométricas do C_9H_{20} , H_2 e $H_2 + C_9H_{20}$, conhecemos a quantidade de combustível, n_{comb_i} , que corresponde ao valor de α ou β arbitrado nas mesmas. Desta forma, aplicando a equação (98), é possível determinar a massa de combustível queimada, $m_{combqueim}$.

$$m_{combqueim_i} = n_{comb_i} MW_{comb_i} \quad (98)$$

Após conhecer o valor de $m_{combqueim}$, determina-se a energia libertada pelo combustível pela equação (97).

3.6.3. Aplicação da eficiência volumétrica do combustível

Ao determinar a massa de combustível usando o valor de n_{comb_i} correspondente ao valor arbitrado de α ou β nas reações estequiométricas em (50), (66) e (76), não é possível considerar os efeitos da eficiência volumétrica. Isto acontece porque não estamos a assumir uma quantidade de mistura reagente igual para os três combustíveis, impedindo a limitação da quantidade de combustível disponível para um igual volume de mistura reagente. Quando usamos uma quantidade constante de mistura reagente, parte do volume é ocupado pelo oxidante e outra parte pelo combustível. Desta forma, é necessário arbitrar um volume de mistura reagente, V , e, utilizando a equação (99), calcular o número de moles da mistura reagente presente nesse volume.

$$n_{\text{mist}_V} = \frac{PV}{R_u T} \quad (99)$$

De forma a conhecer a mistura reagente das reações químicas estequiométricas do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ consoante as quantidades de combustível arbitradas em (50), (66), (76) é necessário aplicar as equações (100), (101) e (102).

$$n_{\text{mist}_{C_9H_{20}}} = n_{C_9H_{20}} + n_{O_2} + n_{N_2} \quad (100)$$

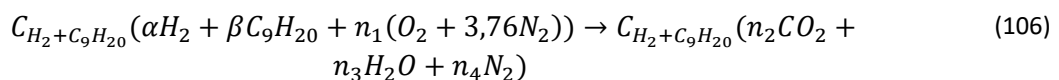
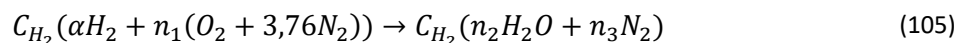
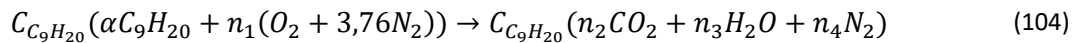
$$n_{\text{mist}_{H_2}} = n_{H_2} + n_{O_2} + n_{N_2} \quad (101)$$

$$n_{\text{mist}_{H_2+C_9H_{20}}} = n_{H_2} + n_{C_9H_{20}} + n_{O_2} + n_{N_2} \quad (102)$$

Caso o valor da mistura reagente obtido pelas equações (100), (101) e (102) seja diferente da quantidade de mistura reagente obtida pela equação (99), é essencial realizar uma correção. Para realizar essa correção, C_i , é utilizada a equação (103).

$$C_i = \frac{n_{\text{mist}_V}}{n_{\text{mist}_i}} \quad (103)$$

Através do valor de correção, ajustamos as equações estequiométricas do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$, para a quantidade de mistura reagente pretendida em (99), como é demonstrado pela equação (104), (105) e (106), respetivamente. Desta forma, descobrimos qual é a quantidade máxima possível de combustível para esse mesmo volume.



Conhecendo agora o número de moles de combustível queimado para as equações estequiométricas de C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ para um mesmo volume de combustão, determinamos a massa de combustível pela equação (98), e a energia libertada pela equação

(97). Desta forma, ao comparar os valores de energia libertados pelo combustível, estamos a ter em consideração a influência da eficiência volumétrica do mesmo.

3.6.4. Determinação do volume ocupado pelos reagentes

Também é possível determinar o espaço que cada componente dos reagentes ocupa no volume do cilindro definido anteriormente. Então, sabendo que a fração molar é igual à fração volúmica no caso dos gases perfeitos, conseguimos calcular o volume de combustível presente no cilindro pela transformação da equação (48), na equação (107). Desta forma, pela equação (108) determinamos o volume de cada reagente no cilindro.

$$x_i = \frac{n_i}{n_{total}} = \frac{V_i}{V_{total}} \quad (107)$$

$$V_i = x_i V_{total} \quad (108)$$

4. Resultados e discussão

Neste quarto capítulo do presente trabalho, desenvolvem-se os resultados e a discussão dos mesmos consoante o tema em estudo. No primeiro subcapítulo, aborda-se a determinação dos resultados, seguido pela visualização gráfica dos mesmos. No segundo subcapítulo discutem-se os resultados consoante o tema pretendido.

Inicialmente, é realizada a determinação dos resultados introduzindo as quantidades de combustível utilizadas na caracterização da gasolina (representada pelo nonano), do hidrogénio e do hidrogénio em conjunto com a gasolina. Depois, na demonstração da influência da temperatura de equilíbrio nas frações molares dos produtos, é utilizado o hidrogénio em conjunto com a gasolina, onde são expostas as quantidades de combustível utilizadas e as diferentes temperaturas de equilíbrio. De seguida, são apresentadas as condições dos reagentes e algumas propriedades do motor, na determinação da temperatura de chama adiabática. Por fim, é realizado o cálculo da energia libertada onde é assumido um igual volume de combustão. Para cada um dos casos de estudo anteriores, são explicitadas quais foram as equações do capítulo 3 utilizadas e são apresentados os resultados. Por fim, é realizada a discussão dos resultados onde se debate a consequência da composição do combustível na emissão de poluentes, o efeito da temperatura de equilíbrio de 2000K, 2200K, 2300K e 2500K sobre as frações molares dos produtos resultantes da queima, o impacto do combustível na temperatura de chama adiabática e por fim as capacidades energéticas da gasolina, do hidrogénio e do hidrogénio em conjunto com a gasolina.

4.1. Determinação dos resultados

Através das diversas técnicas apresentadas no capítulo 3 somos capazes de realizar a caracterização dos combustíveis em estudo, a influência da utilização de diferentes temperaturas de equilíbrio, o cálculo da temperatura de chama adiabática, e a energia gerada por cada combustível.

Abordagem utilizada na caracterização do combustível

Na realização da caracterização do combustível, optou-se pela utilização de 1 kmol de C_9H_{20} em misturas de ar-gasolina, 1 kmol de H_2 em misturas ar-hidrogénio, e por fim 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} em misturas ar-hidrogénio+gasolina. Foi utilizada uma temperatura de equilíbrio de 2200K e um intervalo de excesso de ar de -40% a +40%, tendo sido aplicada a equação (34) para determinar o valor da mistura correspondente. Para além disso, foi utilizada uma taxa de compressão de 10, uma temperatura de admissão de 60°C e uma

pressão de admissão de 101325 Pa. Os valores da constante de equilíbrio utilizados para esta temperatura de equilíbrio encontram-se na Tabela A 1 do APÊNDICE A, sendo que na realização do cálculo do valor de ΔG_T^o pela equação (64) e (74), recorreu-se aos valores de $\bar{g}_{i,T}^o$ no ANEXO A. Na realização da caracterização do C_9H_{20} para a reação estequiométrica aplicou-se o balanço químico em (53), para um excesso de ar positivo a equação (54) e para um excesso de ar de negativo a equação (65). Já na caracterização do H_2 aplicou-se o balanço em (69) para a reação estequiométrica, seguida pelo balanço em (70) para uma reação pobre, e o balanço em (75) para uma reação rica. Na realização deste último balanço químico, (75), foram utilizadas as pressões no fim da explosão na Tabela A 2 do APÊNDICE A que foram obtidas consoante o processo iterativo explicado no ponto 3.2.2. Por fim, na caracterização do $H_2+C_9H_{20}$ aplicou-se a equação (79) para uma reação estequiométrica, a equação (80) para uma reação com excesso de ar, e a equação (82) para uma reação com falta de ar. De seguida, aplicou-se a equação (49) a cada um dos componentes dos produtos, determinando-se a sua fração molar seca. Através do valor de excesso de ar, e aplicando a equação (34), determinou-se o valor da mistura. Os resultados das quantidades determinadas pelos balanços químicos podem ser encontrados na Tabela B 6, Tabela B 7, Tabela B 8 do APÊNDICE B, e as frações molares podem ser encontradas na Tabela C 6, Tabela C 7, Tabela C 8 do APÊNDICE C.

Estratégia implementada para demonstrar a influência da temperatura de equilíbrio nas frações molares dos produtos

Para demonstrar a influência da temperatura de equilíbrio nas frações molares secas dos produtos provenientes da queima rica do combustível, utilizou-se apenas a reação química correspondente à mistura ar-hidrogénio+gasolina. Sendo assim, aproveitou-se a reação de 1 kmol de $H_2 + 0,02$ kmol de C_9H_{20} utilizada previamente, e adicionaram-se duas novas reações. Uma delas corresponde a 1 kmol de $H_2 + 0,002$ kmol de C_9H_{20} e a outra a 1 kmol de $H_2 + 0,001$ kmol de C_9H_{20} . Decidimos então utilizar as seguintes temperaturas de equilíbrio: 2000, 2200, 2300 e 2500K e repetiu-se o processo da caracterização do combustível para uma mistura de $H_2+C_9H_{20}$. O valor da constante de equilíbrio utilizada para realizar o balanço químico da equação (82), para as diferentes temperaturas de equilíbrio utilizadas, encontra-se na Tabela A 1 do APÊNDICE A. As quantidades obtidas de cada um dos componentes pertencente aos produtos das reações anteriormente mencionadas, podem ser encontrados no APÊNDICE B, e as frações molares podem ser encontrados APÊNDICE C.

Técnica aplicada na determinação da temperatura de chama adiabática e na determinação da pressão no fim da explosão

No cálculo da temperatura adiabática de chama para pressão ou volume constante para uma temperatura de equilíbrio de 2200K, foram utilizadas as reações químicas iniciais, ou seja, 1 kmol de C_9H_{20} em misturas de ar-gasolina, 1 kmol de H_2 em misturas ar-hidrogénio, e 1 kmol de $H_2 + 0,02$ mol de C_9H_{20} em misturas ar-hidrogénio+gasolina. No cálculo da entalpia dos reagentes e dos produtos pelas equações (86), (87), (88), (89), (90), (91), (92), (93), (94), (83), (84) e (85), apenas conhecemos as quantidades dos mesmos, visto que já foram previamente calculadas. Posto isto, apenas nos resta calcular a entalpia absoluta de cada componente dos reagentes e dos produtos para se conseguir descobrir a temperatura adiabática de chama. Para isso, foi utilizada a equação (43), com auxílio do ANEXO A. Para os reagentes, admitiu-se que os

mesmos se encontravam a uma pressão de 101325 Pa, e a uma temperatura de 25°C. Para os produtos foram arbitradas várias temperaturas adiabáticas de chama, conforme o combustível e a mistura em estudo, até a igualdade da equação (44) ser verdadeira. A partir desse momento, descobrimos a temperatura de chama adiabática a pressão constante. Para a temperatura de chama adiabática a volume constante, repetiu-se o processo anterior, mas com adição do termo $R_u(n_{reag}T_{ini} - n_{prod}T_{ad})$ do lado da entalpia dos produtos, como demonstrado na equação (47). Quando a igualdade da equação (47) for verdadeira, encontrámos a temperatura adiabática de chama a volume constante. A partir da temperatura adiabática a volume constante, já conseguimos calcular a pressão no fim da explosão pela equação (96), tendo sido aplicadas anteriormente as equações (3) e (5) para uma taxa de compressão de 10 e temperatura e pressão de admissão de 60°C e 101325 Pa, respetivamente. Os resultados das temperaturas adiabáticas de chama a pressão constante para os diferentes combustíveis e cenários de combustão encontram-se no APÊNDICE D, enquanto as temperaturas adiabáticas de chama a volume constante e as pressões no fim da explosão, encontram-se no APÊNDICE E.

Processo de cálculo da energia gerada pela queima do combustível

Por fim, no cálculo da energia gerada por cada combustível, foram utilizadas as reações estequiométricas da queima de C_9H_{20} , H_2 , e de $H_2+C_9H_{20}$. Admitiu-se um volume de mistura reagente de 1 m^3 , uma temperatura de admissão de 60°C e uma pressão de admissão de 101325 Pa. Por aplicação da equação (99) foi determinado a quantidade total de mistura existente para o volume admitido. Conhecendo de antemão as quantidades de cada componente dos reagentes das reações estequiométricas correspondentes à queima de 1 kmol de C_9H_{20} , 1 kmol de H_2 , e de 1 kmol de $H_2+ 0,02\text{ kmol de }C_9H_{20}$ presentes no APÊNDICE B, determinou-se a quantidade de mistura reagente pela aplicação das equações (100), (101) e (102), respetivamente. Como em nenhum dos casos o valor da mistura reagente foi igual ao obtido pela equação (99), utilizou-se a equação (103) para determinar a correção a efetuar às reações químicas, de modo a trabalhar para uma igual quantidade de mistura reagente. As correções, C_i , a aplicar consoante as diferentes reações químicas encontram-se na Tabela F 1 do APÊNDICE F. No mesmo apêndice, mas na Tabela F 2, é possível observar-se as novas quantidades de cada componente dos reagentes e dos produtos, de modo a satisfazer a quantidade de mistura da equação (99). Conhecendo agora as quantidades corretas de combustível para as condições previamente indicadas, aplicou-se a equação (98), e de seguida a equação (97), calculando assim a massa de combustível e a energia libertada pelo mesmo, respetivamente. Também foram determinadas as frações molares das quantidades corrigidas dos elementos pertencentes aos reagentes pela equação (48), e de seguida o cálculo do volume que cada um deles ocupa pela equação (108). Os valores da massa de combustível podem ser encontrados na Tabela F 3, os valores da energia libertada na Tabela F 4 e os valores das frações molares em conjunto com os valores do volume ocupado pelos elementos pertencentes aos reagentes na Tabela F 5. Os valores usados de PCI foram retirados de [23] e os da massa molar de [9].

4.1.1. Caracterização dos combustíveis

A Figura 9 exibe as frações molares secas dos gases resultantes da queima de C_9H_{20} , variando de acordo com a composição da mistura reagente utilizada. De maneira similar, a Figura 10 mostra as frações molares secas dos gases provenientes da queima de H_2 , também em função da riqueza da mistura reagente. Por fim, o Figura 11 apresenta as frações molares secas dos gases resultantes da queima de $H_2+C_9H_{20}$ consoante a mistura utilizada. Para além da caracterização da queima do combustível, também se comparou a quantidade de CO com a quantidade de H_2 presente nos produtos quando a mistura é rica. A Figura 12, representa a razão entre as quantidades de H_2 e de CO produzidas durante a queima de C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ para misturas ricas. As frações molares secas utilizadas estão disponíveis na Tabela C 6, Tabela C 7 e Tabela C 8 do APÊNDICE C, e foram calculadas conforme explicado no ponto 4.1. Na caracterização do combustível foram utilizadas na sua forma não percentual, enquanto na razão de H_2 e de CO dos fumos, encontram-se na forma percentual.

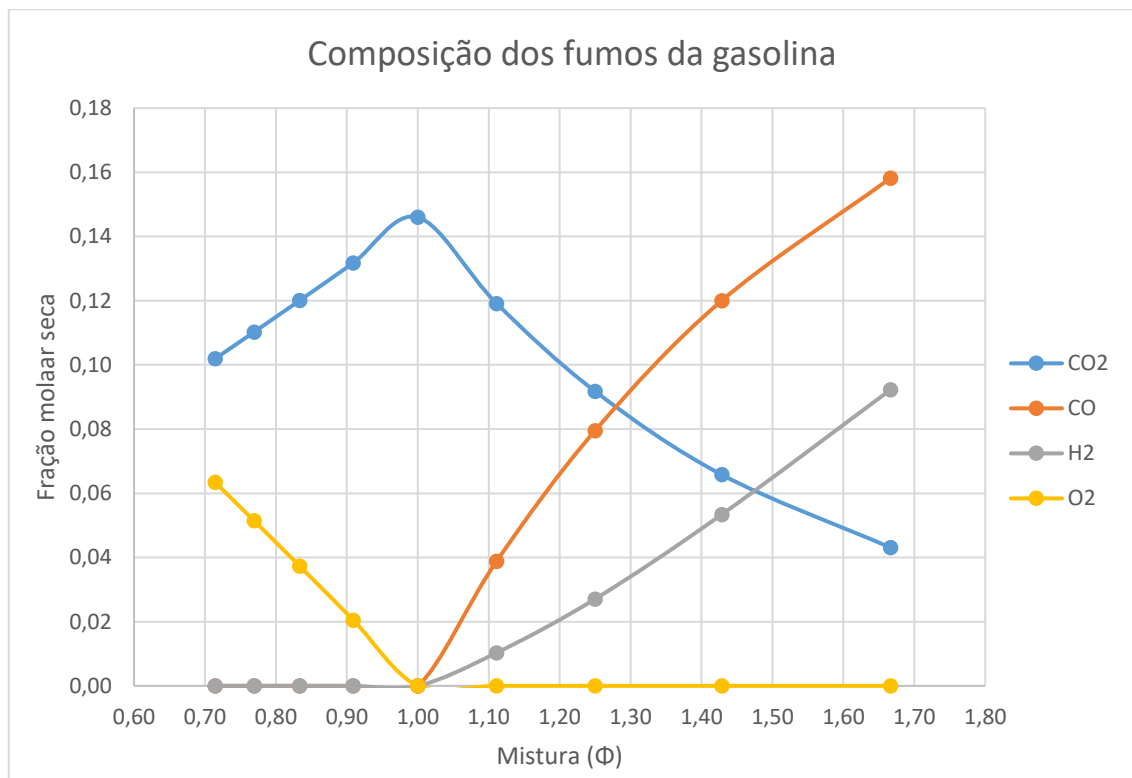


Figura 9 – Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de C_9H_{20} utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

Resultados e discussão

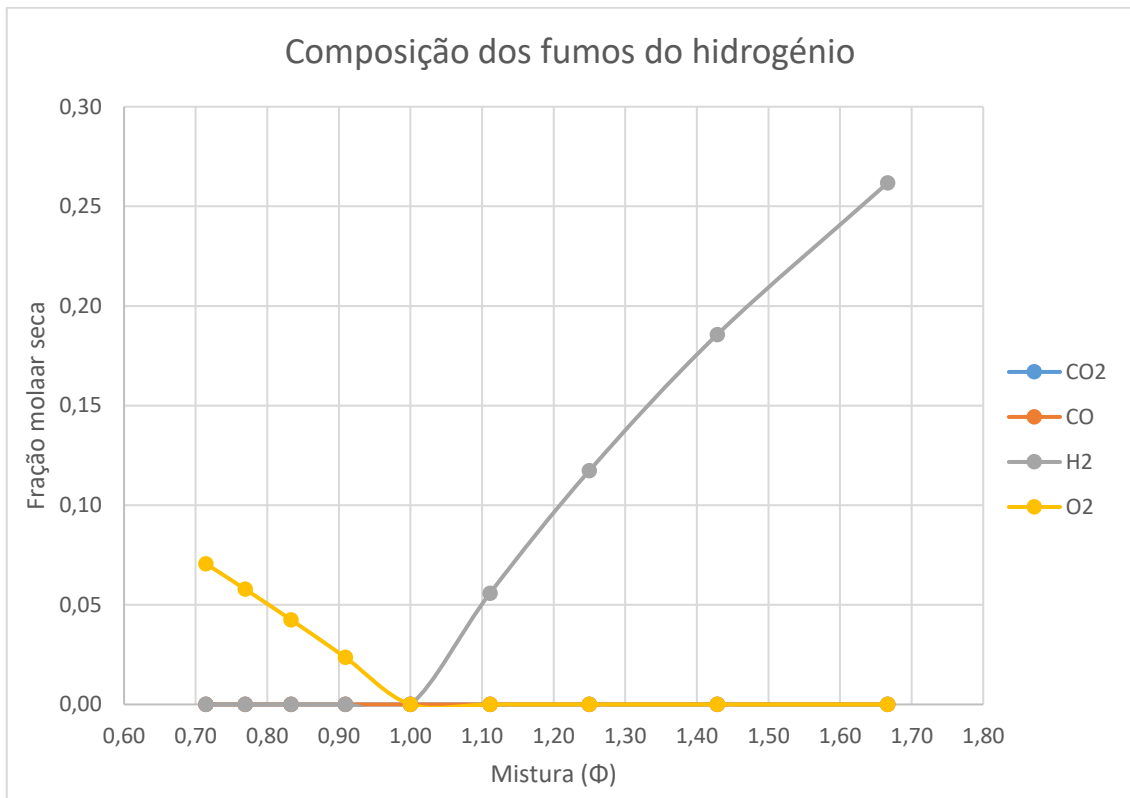


Figura 10 – Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de H₂ utilizando a equação de equilíbrio $H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$ a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

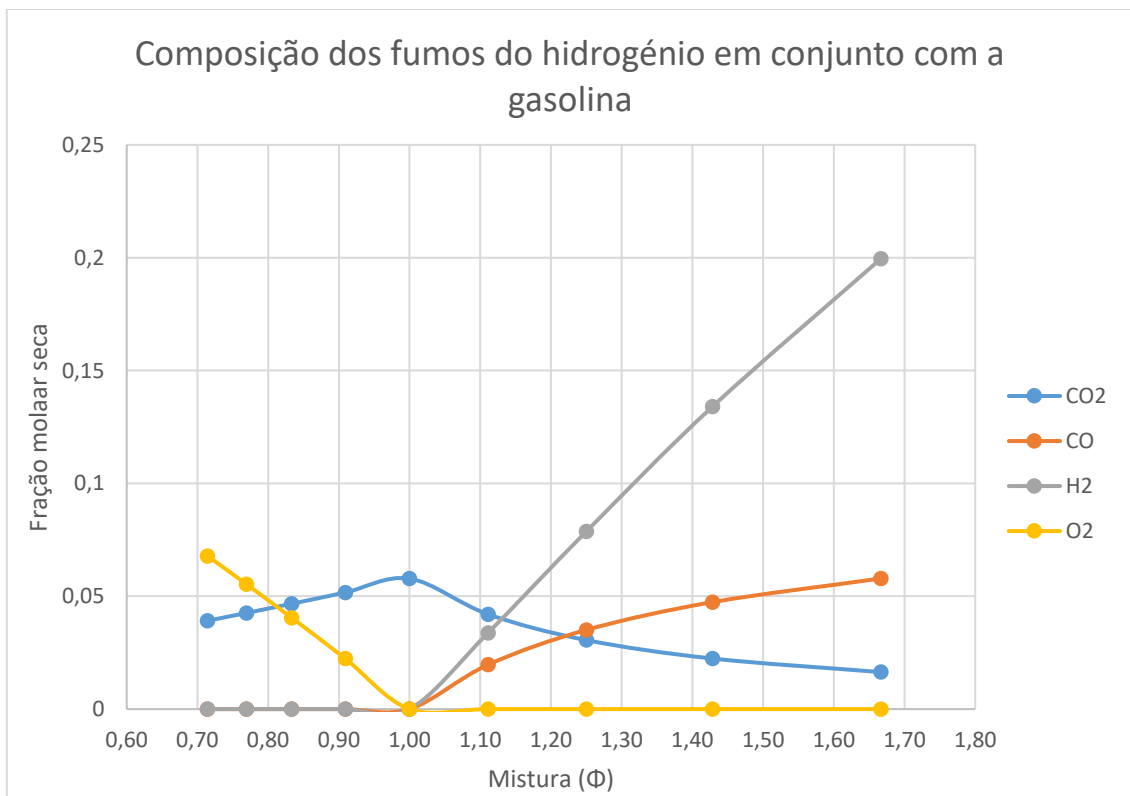


Figura 11 – Gráfico da caracterização da queima de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,02 kmol de C₉H₂₀ utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

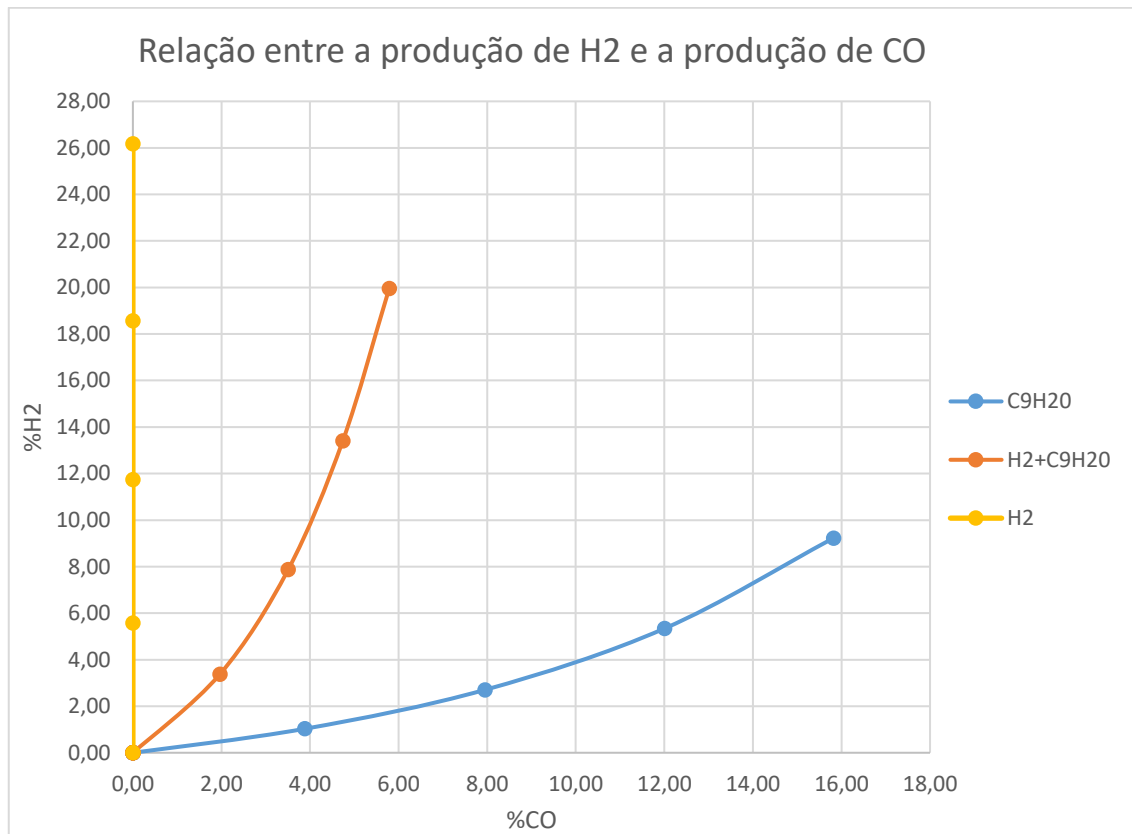


Figura 12 – Gráfico sobre a relação entre a produção de H₂ e a produção de CO nos fumos da queima de 1 kmol de C₉H₂₀, da queima de 1 kmol de H₂ e da queima de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,02 kmol de C₉H₂₀, utilizando a equação de equilíbrio água-gás a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

4.1.2. Influência da temperatura de equilíbrio

Utilizando a mistura de H₂+C₉H₂₀ para as diferentes temperaturas de equilíbrio de 2000, 2200, 2300 e 2500K, foi possível observar-se a influência que a mesma tem nas frações molares secas dos fumos. A Figura 13 exibe as frações molares secas dos gases resultantes da queima de 1 kmol de H₂ + 0,001 kmol de C₉H₂₀, a Figura 14 as frações molares secas dos gases resultantes da queima de 1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ e por fim, a Figura 15 as frações molares secas dos gases resultantes da queima de 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀, variando de acordo com a temperatura de equilíbrio utilizada. Contrariamente à Figura 9, Figura 10, Figura 11, apenas apresentamos os resultados das frações molares secas para uma mistura rica, pois para o cálculo de uma mistura estequiométrica ou pobre não é necessário recorrer a equações de equilíbrio.

Resultados e discussão

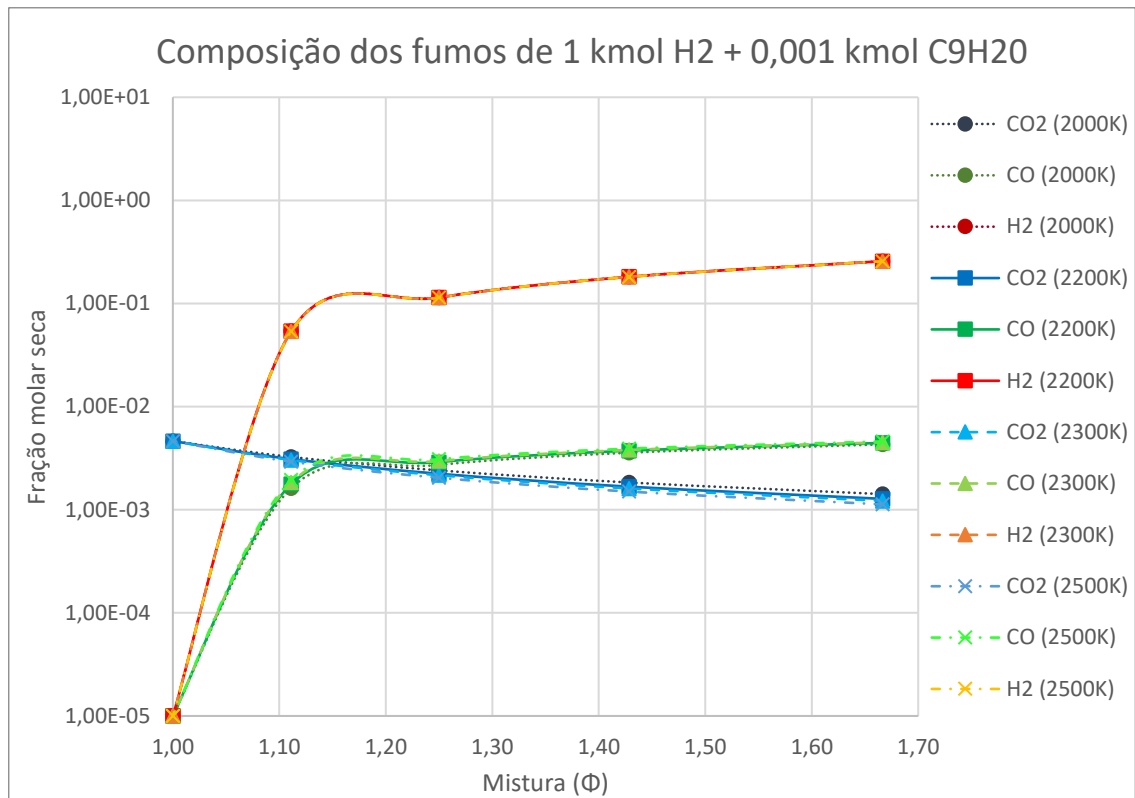


Figura 13 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,001 kmol de C₉H₂₀ para diferentes temperaturas de equilíbrio

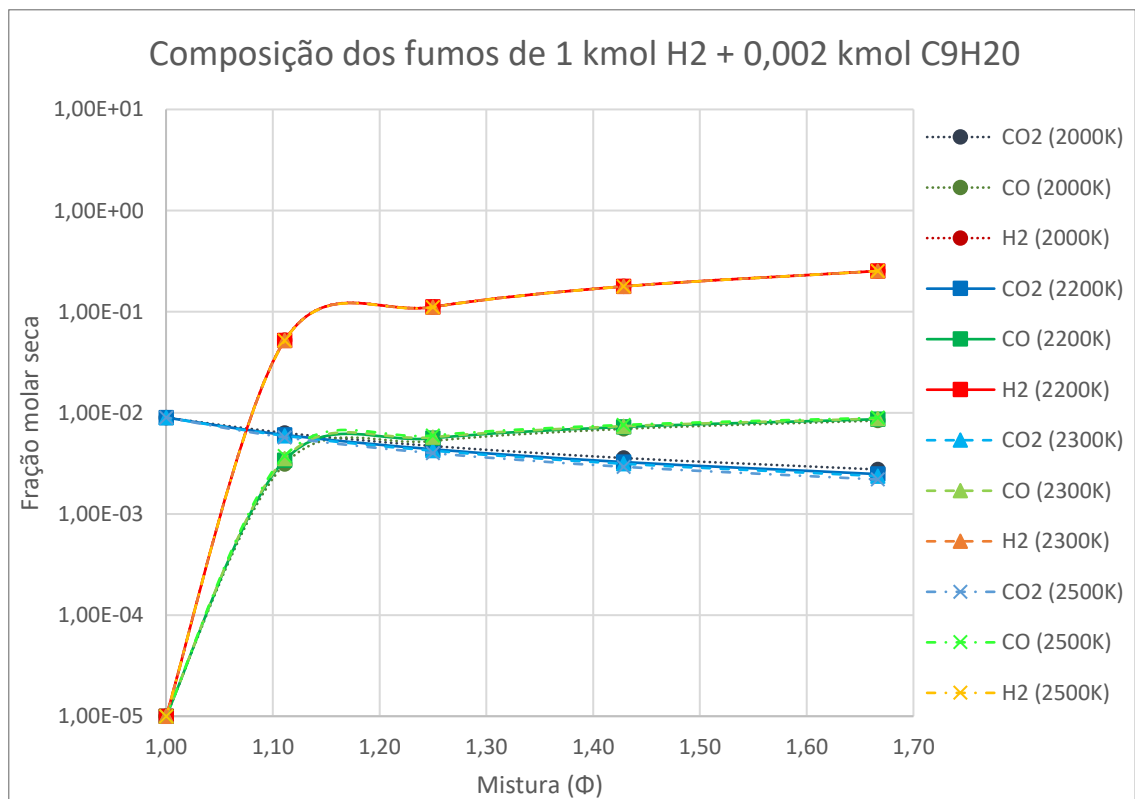


Figura 14 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes temperaturas de equilíbrio

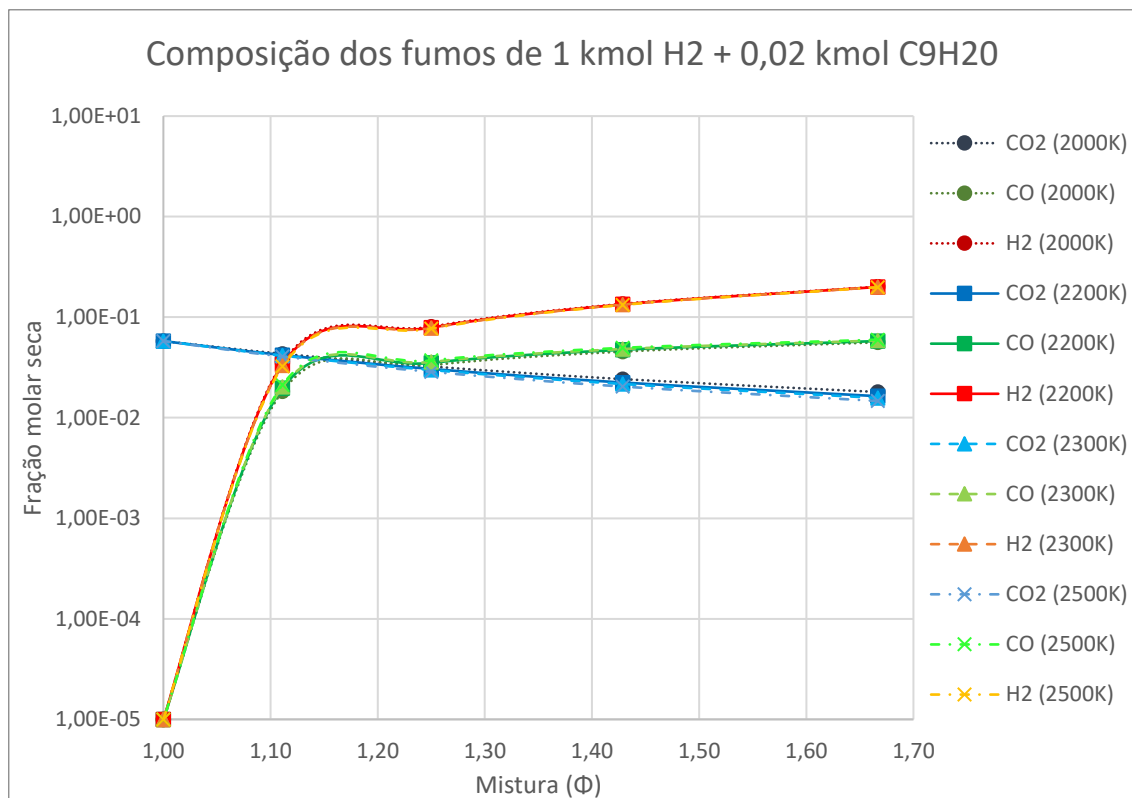


Figura 15 – Gráfico da composição dos fumos provenientes da queima rica de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,02 kmol de C₉H₂₀ para diferentes temperaturas de equilíbrio

4.1.3. Temperatura de chama adiabática a pressão constante ou a volume constante

Utilizando as reações de 1 kmol de C₉H₂₀, 1 kmol de H₂ e 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ foram calculadas as temperaturas de chama adiabáticas para diferentes misturas. Além disso, também foi calculada a pressão no fim da explosão. A Figura 16 exibe as temperaturas de chama adiabáticas a pressão constante, enquanto a Figura 17 exibe as temperaturas de chama adiabáticas a volume constante, assim como a pressão resultante da queima. As temperaturas de chama adiabáticas a pressão constante e a volume constante encontram-se disponíveis no APÊNDICE D e no APÊNDICE E, respectivamente. O seu cálculo foi efetuado conforme explicado no ponto 4.1. A pressão resultante da queima, ou seja, a pressão no fim da explosão, correspondente à temperatura de chama adiabática a volume constante, também é apresentada no APÊNDICE E calculados conforme o ponto 4.1.

Resultados e discussão

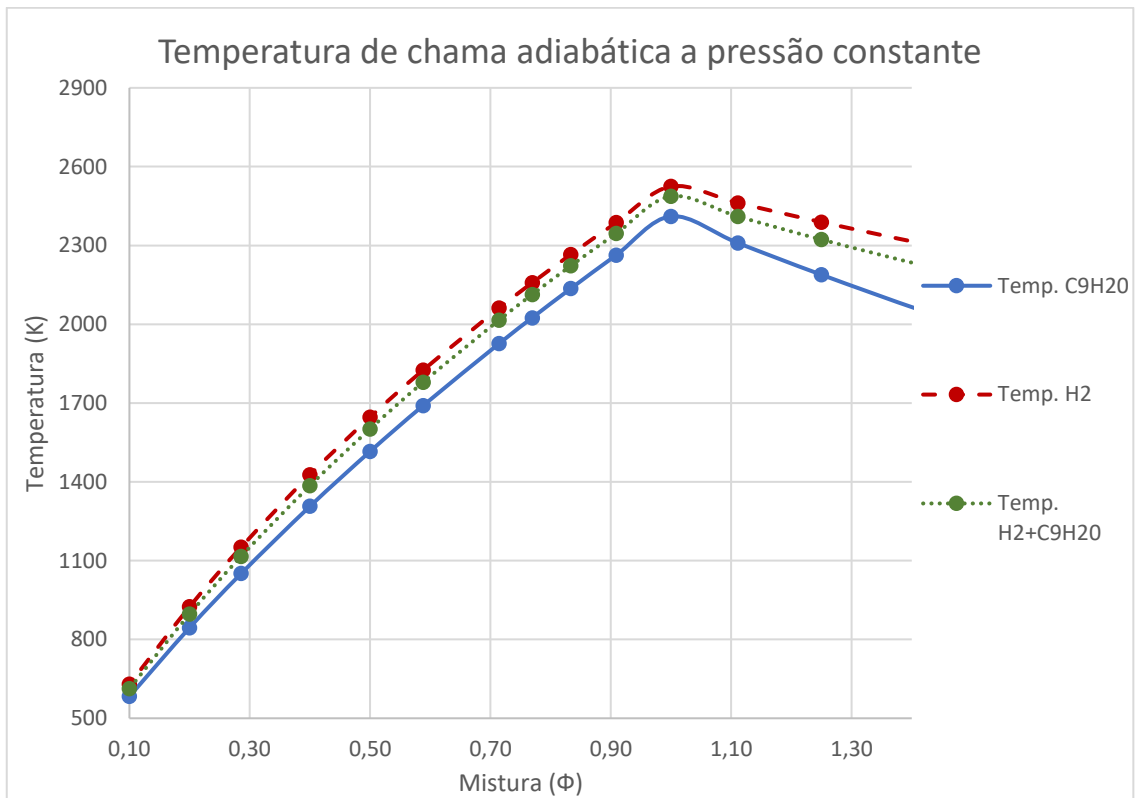


Figura 16 – Gráfico das diferentes temperaturas de chama adiabática a pressão constante para os diferentes combustíveis e para diferentes misturas

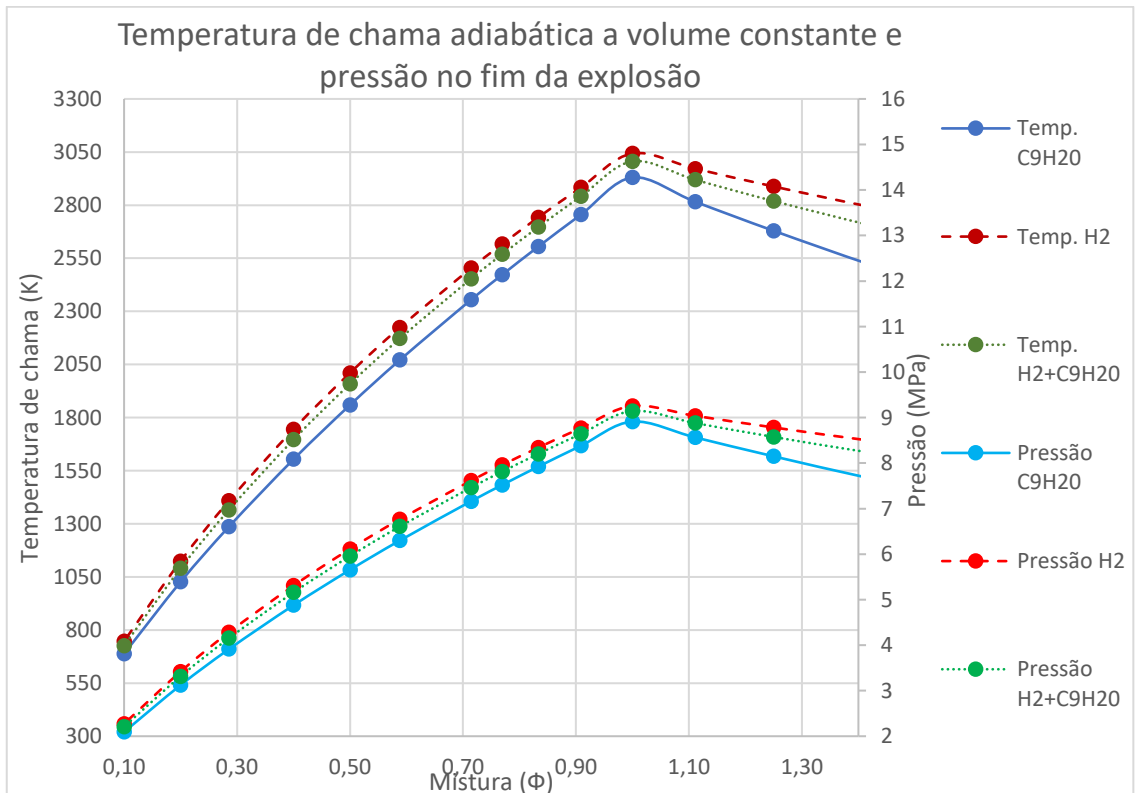


Figura 17 – Gráfico das diferentes temperaturas de chama adiabática, a volume constante, para os diferentes combustíveis e das pressões no fim da explosão, para diferentes misturas

4.1.4. Energia libertada pela queima do combustível

Através das reações estequiométricas da queima de C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ para 1 m^3 de volume de combustão, e sabendo que a mistura se encontra a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C , respetivamente, foi possível obter-se a Figura 18 que exhibe a energia libertada de cada combustível, para uma mesma quantidade de mistura reagente. Para além disso, através da Figura 19, Figura 20, e Figura 21 o volume ocupado por cada reagente das diferentes reações estequiométricas utilizadas. Os dados subjacentes a estes gráficos estão disponíveis na Tabela F 4 e na Tabela F 5 do APÊNDICE F, calculados conforme explicado no ponto 4.1.

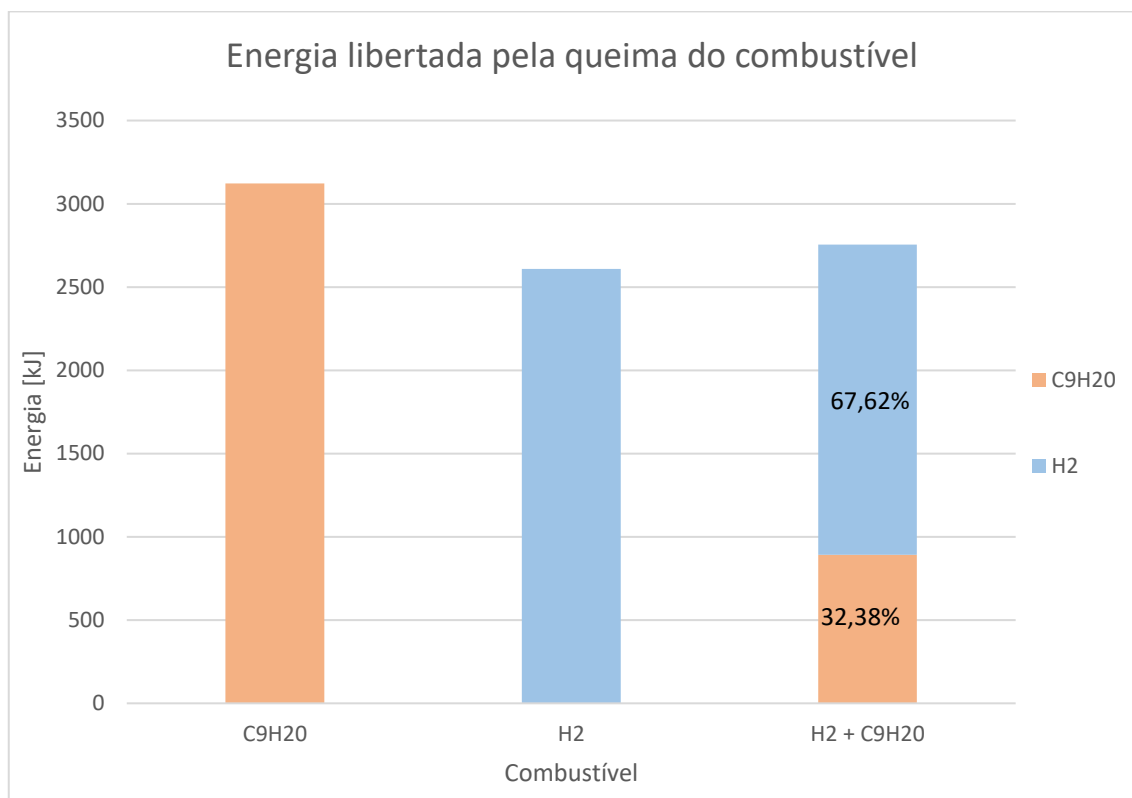


Figura 18 – Gráfico de barras das diferentes energias libertadas pela queima do C_9H_{20} , H_2 e $H_2+C_9H_{20}$ para as seguintes condições: Reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m^3 de volume de combustão

Resultados e discussão

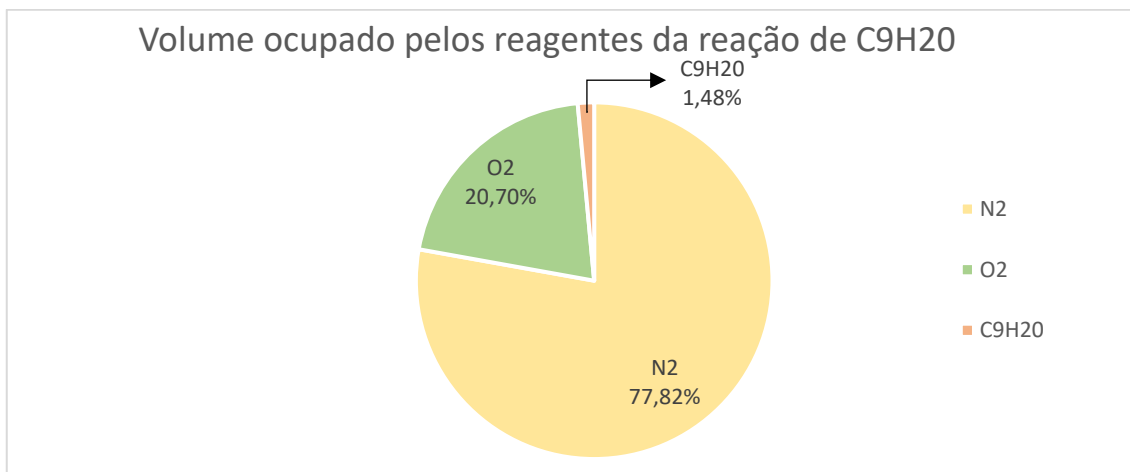


Figura 19 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de C_9H_{20} para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão

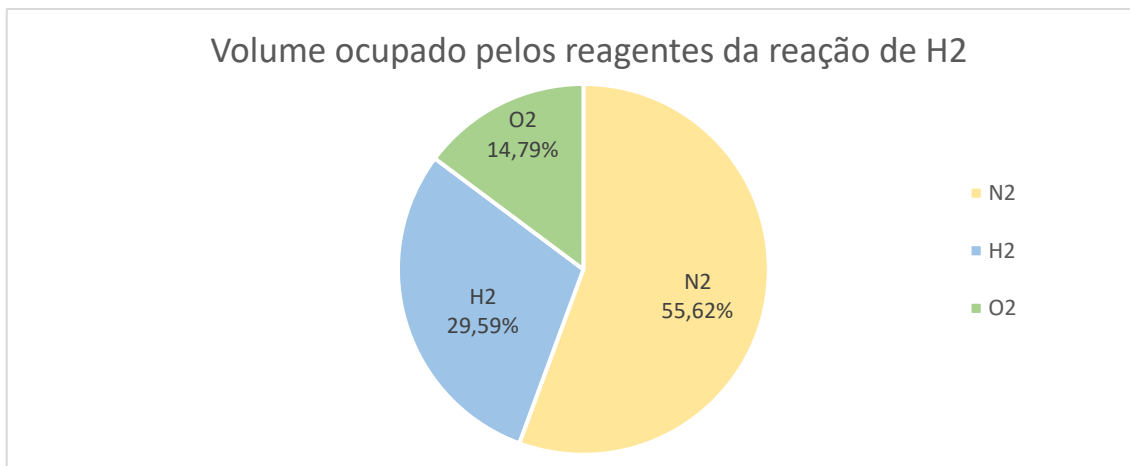


Figura 20 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de H_2 para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão

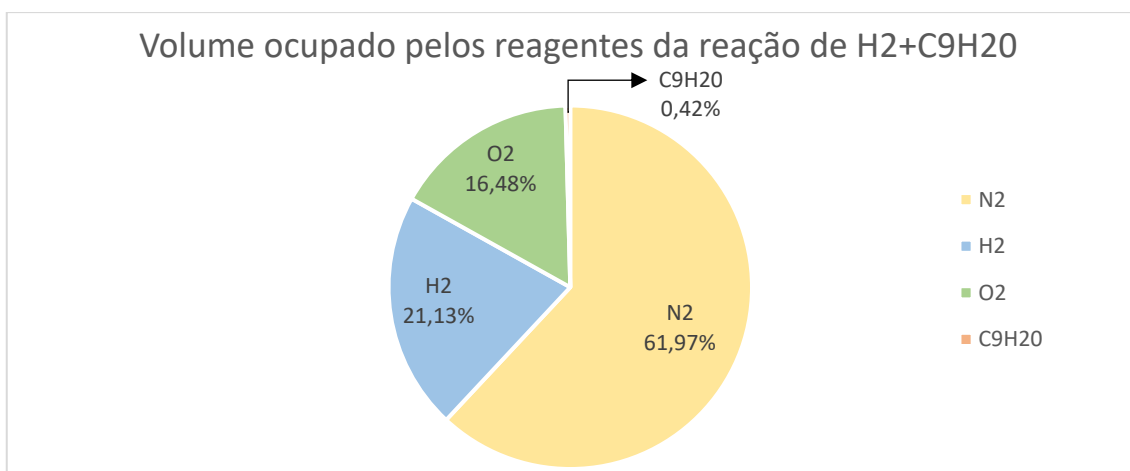


Figura 21 – Gráfico circular das frações volúmicas dos reagentes da reação de $H_2+C_9H_{20}$ para uma reação estequiométrica sendo que a mistura encontra-se a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C para 1 m³ de volume de combustão

4.2. Discussão de resultados

Consequência da composição do combustível na emissão de poluentes atmosféricos

Através da Figura 9 correspondente à caracterização da queima da gasolina, observa-se que quando atingimos a estequiometria da reação os fumos produzidos pela mesma, apresentam uma fração molar seca de CO_2 máxima, e não existe produção de O_2 , CO e H_2 . À medida que a reação estequiometria ($\Phi = 1$) se transforma numa reação pobre ($\Phi < 1$), existe uma diminuição da fração molar seca de CO_2 , e um aumento da fração molar seca de O_2 . Isto acontece, pois numa situação de $\Phi < 1$ conseguimos queimar sempre a totalidade de combustível, produzindo uma quantidade constante de CO_2 , mas à medida que introduzimos mais ar, provoca um aumento da produção de O_2 e de N_2 , reduzindo assim a fração molar seca de CO_2 e aumentando a fração molar seca de O_2 . Por outro lado, quando a reação deixa de ser estequiométrica, e passa a ser rica ($\Phi > 1$), também se observa uma diminuição da fração molar seca de CO_2 e a aparição de dois novos componentes, o CO e o H_2 . Quanto mais rica for a mistura, maior é a produção de CO e de H_2 e, conseqüentemente, menor é a fração molar seca de CO_2 e maior é a fração molar seca de CO e de H_2 . Isto acontece, pois numa situação de $\Phi > 1$ não conseguimos queimar totalmente o combustível, diminuindo a quantidade de CO_2 produzida. Para além disso, para este cenário é admitido que ocorre a dissociação dos produtos em H_2 e CO , através da equação de equilíbrio água-gás, reduzindo assim a fração molar seca de CO_2 e aumentando a fração molar seca de CO e de H_2 . Os resultados obtidos do Figura 9 eram espectáveis, pois estão em concordância com os obtidos por [1] na Figura B 1 do ANEXO B.

Passando agora à observação da Figura 10 correspondente à caracterização da queima do hidrogénio, o panorama é outro. Quando a reação é estequiométrica, observa-se que as frações molares secas correspondentes ao CO_2 , CO , H_2 e O_2 são zero, ou seja, não existe produção destas quantidades pela queima estequiométrica do hidrogénio. Quando a reação estequiométrica se começa a transformar numa reação pobre, a fração molar seca de O_2 começa a subir. Isto acontece, pois devido ao excesso de ar colocado na mistura, sobra O_2 da queima do combustível, ou seja, existe uma quantidade de O_2 nos fumos. Esta quantidade provoca o aumento da fração molar seca do O_2 . Em contrapartida, quando a reação estequiométrica passa a ser rica, a fração molar seca de H_2 e de O_2 sobe, sendo que a fração molar seca de O_2 é muito reduzida (< 1%). Isto acontece, pois numa situação de $\Phi > 1$ não conseguimos queimar totalmente o combustível, sobrando desta forma H_2 dos reagentes nos fumos. Para além disso, para este cenário é admitido que ocorre a dissociação de H_2O dos produtos em H_2 e O_2 através da equação de equilíbrio $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$, aumentando assim as quantidades de H_2 e de O_2 presentes nos fumos e conseqüentemente o aumento da fração molar seca de H_2 e de O_2 .

Pela Figura 11 associado à queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina, apercebe-se que ocorre exatamente o mesmo que na Figura 9. Quando a reação é estequiométrica observa-se que os fumos produzidos, apresentam uma fração molar seca de CO_2 máxima, e não existe produção de O_2 , CO e H_2 . Quando a reação estequiométrica se transforma numa reação pobre por introdução de excesso de ar na reação, existe uma diminuição da fração molar seca de CO_2 , e um aumento da fração molar seca de O_2 . Como estamos perante uma situação de $\Phi < 1$ conseguimos queimar sempre a totalidade de combustível, produzindo uma quantidade

Resultados e discussão

constante de CO_2 , mas à medida que o excesso de ar aumenta é provocado um aumento da quantidade de O_2 e de N_2 nos fumos, reduzindo assim a fração molar seca de CO_2 e aumentando a fração molar seca de O_2 . Quando a reação deixa de ser estequiométrica, e passa a ser rica ($\Phi > 1$), observa-se novamente uma diminuição da fração molar seca de CO_2 e a aparição de dois novos componentes, o CO e o H_2 , tal como acontece no caso da queima de somente gasolina. Quanto mais rica for a mistura, maior é a produção de CO e de H_2 o que resulta numa menor fração molar seca de CO_2 e uma maior fração molar seca de CO e de H_2 . Este fenómeno ocorre porque, numa situação de $\Phi > 1$ não conseguimos queimar totalmente o combustível, diminuindo a quantidade de CO_2 produzida. Além disso, neste cenário é admitido que ocorre a dissociação dos produtos em H_2 e CO de acordo com a equação de equilíbrio água-gás, contribuindo assim para a redução da fração molar seca de CO_2 e o aumento da fração molar seca de CO e de H_2 .

Por comparação da Figura 9 com a Figura 11 constata-se que quando se queima apenas gasolina, as frações molares secas de CO_2 e de CO são muito superiores às obtidas pela queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina. Este aumento corresponde a cerca de 250 a 300% no caso do CO_2 e 200 a 273% no caso do CO apresentado na Tabela 3. Por outro lado, a fração molar seca do hidrogénio é inferior na queima de apenas gasolina, onde se obtém uma diminuição de cerca de 30 a 46%, visível também pela Tabela 3. Já para o caso da queima de apenas hidrogénio, pela Figura 10, observa-se que não existe produção de CO_2 nem de CO para qualquer cenário de combustão.

Tabela 3 - Razão entre as frações molares secas de 1 kmol de C_9H_{20} por 1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

		Razão entre as frações molares secas dos produtos				
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	$\frac{x(\text{CO}_2)_{\text{C}_9\text{H}_{20}}}{x(\text{CO}_2)_{\text{H}_2+\text{C}_9\text{H}_{20}}}$	$\frac{x(\text{CO})_{\text{C}_9\text{H}_{20}}}{x(\text{CO})_{\text{H}_2+\text{C}_9\text{H}_{20}}}$	$\frac{x(\text{H}_2)_{\text{C}_9\text{H}_{20}}}{x(\text{H}_2)_{\text{H}_2+\text{C}_9\text{H}_{20}}}$	$\frac{x(\text{O}_2)_{\text{C}_9\text{H}_{20}}}{x(\text{O}_2)_{\text{H}_2+\text{C}_9\text{H}_{20}}}$	$\frac{x(\text{N}_2)_{\text{C}_9\text{H}_{20}}}{x(\text{N}_2)_{\text{H}_2+\text{C}_9\text{H}_{20}}}$
-40%	1,67	263%	273%	46%	-	97%
-30%	1,43	294%	253%	40%	-	96%
-20%	1,25	300%	227%	34%	-	94%
-10%	1,11	284%	198%	30%	-	92%
0%	1,00	252%	-	-	-	91%
10%	0,91	255%	-	-	92%	92%
20%	0,83	257%	-	-	92%	92%
30%	0,77	259%	-	-	93%	93%
40%	0,71	260%	-	-	93%	93%

Esta diminuição das frações molares de CO_2 e de CO era espectável, pois na reação de hidrogénio em conjunto com a gasolina, estamos a utilizar somente 2% da quantidade de gasolina utilizada na reação da queima de apenas gasolina. A subida da fração molar de H_2 também era espectável visto que numa reação estamos a introduzir desde logo hidrogénio como combustível, enquanto na outra só existe hidrogénio como um produto da queima. Na queima de apenas hidrogénio também era espectável não existir qualquer tipo de carbono nos fumos da combustão, pois apenas é introduzido hidrogénio nos reagentes, e não um hidrocarboneto.

Por fim, através da Figura 12, também conseguimos observar que a quantidade de CO resultante da queima de apenas gasolina começa inicialmente por ser 4 vezes superior à de H₂, atingindo uma produção de 1,7 vezes superior para um excesso de ar de -40%. No caso da queima do hidrogénio em conjunto com a gasolina, a quantidade CO produzida inicialmente é de 0,5 vezes superior à de H₂, e para um excesso de ar de -40%, passa a ser apenas 0,3 vezes superior. Também é possível constatar a inexistência da produção de CO na queima de apenas hidrogénio, para qualquer mistura rica.

Efeito da influência da temperatura de equilíbrio de 2000K, 2200K, 2300K e 2500K sobre as frações molares dos produtos resultantes da queima do combustível

Na realização da caracterização do combustível, quando estamos perante uma mistura rica, é necessário escolher uma temperatura de equilíbrio. Com base em [9], a constante de equilíbrio é pouco sensível à temperatura pelo que é recomendado escolher uma temperatura de equilíbrio entre os 2000 a 2400K, pois as frações molares dos produtos variam muito pouco. Pela Figura 13, e juntamente com a Tabela 4, observamos que para a reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,001 kmol de C₉H₂₀ a maior discrepância nos valores obtidos encontra-se nas frações molares secas do CO₂ e do CO, sendo este também o caso na reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,002 kmol de C₉H₂₀ e na reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,02 kmol de C₉H₂₀. Voltando à reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,001 kmol de C₉H₂₀ e comparando os resultados obtidos com a utilização de uma temperatura de equilíbrio de 2000K, com os obtidos para uma temperatura de 2500K, observa-se um aumento máximo de 126% na fração molar seca do CO₂ na utilização da temperatura de equilíbrio de 2000K para $\Phi = 1,67$. Já no caso do CO, uma diminuição máxima de 83% para $\Phi = 1,11$. No caso da reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,002 kmol de C₉H₂₀, a maior discrepância dos resultados é encontrada precisamente nos mesmos cenários, sendo que o aumento da fração molar de CO₂ e a diminuição da fração molar seca de CO é exatamente igual ao da reação anterior, de 126% e 83%, respetivamente. Por fim, na reação de 1 kmol de H₂ em conjunto com 0,02 kmol de C₉H₂₀ a maior discrepância dos resultados também é verificada para as mesmas condições, onde para $\Phi = 1,67$ a fração molar seca de CO₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2000K é superior em 123% à fração molar seca de CO₂ obtida para uma temperatura de equilíbrio de 2500K. No caso da fração molar seca do CO, observa-se que a mesma diminui em 87% quando se utiliza uma temperatura de equilíbrio de 2000K em relação a uma temperatura de equilíbrio de 2500K. Para além disso, também é possível observar-se uma maior agitação na razão associada à fração molar seca do hidrogénio, especialmente para $\Phi = 1,11$. Na utilização das outras reações a razão entre as frações molares secas do hidrogénio é menos significativa. Se virarmos agora as nossas atenções para a temperatura de equilíbrio de 2200K, observamos que a razão das frações molares secas, para a maioria dos cenários, entre essa temperatura e as outras três, 2000K, 2300K e 2500K, tende a não ultrapassar um aumento ou uma diminuição de 10%. Desta forma, a temperatura de equilíbrio 2200K exibe um bom compromisso, na contabilização das quantidades dos componentes pertencentes aos produtos, resultantes da queima da mistura rica. Também podemos concluir que a variação das quantidades escolhidas de combustível na análise da influência da temperatura de equilíbrio não provoca alterações significativas nas frações molares dos produtos.

Resultados e discussão

Tabela 4 – Razões das frações molares secas do CO₂, CO e H₂ presente nos fumos, entre as diversas temperaturas de equilíbrio utilizadas

Mistura (Φ)	Temperatura [K]	1 H ₂ + 0,001 C ₉ H ₂₀			1 H ₂ + 0,002 C ₉ H ₂₀			1 H ₂ + 0,02 C ₉ H ₂₀		
		CO ₂ [%]	CO [%]	H ₂ [%]	CO ₂ [%]	CO [%]	H ₂ [%]	CO ₂ [%]	CO [%]	H ₂ [%]
1,67	2000K/2200K	111	97	100	111	97	100	110	97	101
	2000K/2300K	116	96	100	116	96	100	115	96	101
	2000K/2500K	126	94	100	126	94	100	123	94	101
	2200K/2300K	105	99	100	105	99	100	104	99	100
	2200K/2500K	113	97	100	113	97	100	112	97	101
	2300K/2500K	108	98	100	108	98	100	107	98	100
1,43	2000K/2200K	110	96	100	110	96	100	108	96	101
	2000K/2300K	114	94	100	114	94	100	112	94	102
	2000K/2500K	123	91	100	122	91	100	119	92	103
	2200K/2300K	104	98	100	104	98	100	103	98	100
	2200K/2500K	112	96	100	111	96	100	110	96	101
	2300K/2500K	107	97	100	107	97	100	106	97	101
1,25	2000K/2200K	108	94	100	108	94	100	106	95	102
	2000K/2300K	111	92	100	111	92	100	108	93	103
	2000K/2500K	118	88	100	118	88	101	113	89	105
	2200K/2300K	103	98	100	103	98	100	102	98	101
	2200K/2500K	109	94	100	109	94	100	107	94	102
	2300K/2500K	106	96	100	106	96	100	104	96	102
1,11	2000K/2200K	105	91	100	105	92	101	103	93	104
	2000K/2300K	107	88	100	107	88	101	104	91	105
	2000K/2500K	111	83	101	111	83	101	107	87	108
	2200K/2300K	102	96	100	102	97	100	101	97	102
	2200K/2500K	106	91	100	106	91	101	103	93	104
	2300K/2500K	104	94	100	104	94	100	102	96	103

Impacto do combustível na temperatura de chama adiabática e na pressão no fim da explosão

Relativamente às temperaturas de chama adiabáticas a pressão constante, representadas pela Figura 16, constatamos que o maior valor de 2525K é encontrado na queima de apenas hidrogénio, seguido por 2487K na queima de hidrogénio em conjunto com a gasolina, e por fim 2411K na queima de somente gasolina. O valor máximo de temperatura para qualquer reação foi obtido para uma mistura estequiométrica. Este cenário repete-se para as temperaturas de chama adiabáticas a volume constante, representadas pela Figura 17, mas desta vez para valores superiores. O maior valor neste contexto passa a ser de 3043K, também encontrado na queima de apenas hidrogénio, seguido por 3006K na queima de hidrogénio misturado com gasolina, e por fim 2930K na queima de apenas gasolina. Por comparação da curva que diz respeito à temperatura de chama adiabática da gasolina, na Figura 16 e na Figura 17, à Figura C 1 referente à temperatura de chama adiabática da gasolina, representada pelo isoctano, C₈H₁₈, obtida por [1] no ANEXO C, observamos que apesar das curvas seguirem evoluções semelhantes, existem discrepâncias nos valores das temperaturas de chama adiabáticas. Estas discrepâncias são espectáveis, pois para além de serem utilizadas composições moleculares de gasolinas diferentes, a temperatura e pressão dos reagentes no caso do isoctano, são diferentes das escolhidas no caso do nonano. No caso do isoctano, ao realizar o cálculo da entalpia absoluta de cada componente dos reagentes, foi utilizada uma temperatura de 700K e uma pressão de 1013250 Pa, enquanto no caso do nonano, foi utilizada uma temperatura de 298K e uma pressão de 101325 Pa. Desta forma, ao realizar o cálculo da temperatura de chama adiabática, vão ser obtidos valores diferentes de H_{reag} , provocando inevitavelmente uma

discrepância no valor das temperaturas. Relativamente às pressões no fim da explosão obtidas pela queima do isoctano da Figura C 1, observa-se também uma grande discrepância nos valores obtidos pela queima do nonano. Isto dá-se, pois no cálculo da pressão no fim da explosão do isoctano por [1], foi utilizado uma temperatura e pressão no final da compressão de 700K e 1013250 Pa, contrariamente aos valores utilizados de 836K e 2545169 Pa que foram obtidos com recurso à equação (3) e (5). Os valores de 836K e 2545169 Pa foram também utilizados para o cálculo da pressão no fim da explosão da queima de apenas hidrogénio, e da queima de hidrogénio em conjunto com a gasolina, sendo que o maior valor de pressão no fim da explosão registada foi no caso do hidrogénio. Como a pressão final de compressão, e temperatura final de compressão são iguais para qualquer um dos combustíveis utilizados, graças à maior temperatura de chama adiabática obtida no caso do hidrogénio é natural que a sua pressão final de explosão seja superior.

Comparação entre as capacidades energéticas dos diferentes combustíveis

Através da Figura 18, observa-se que para uma igual quantidade de mistura reagente, a energia libertada pela gasolina é superior à do hidrogénio e superior à do hidrogénio misturado com uma pequena quantidade de gasolina, sendo que essa quantidade corresponde a 2% da quantidade total do hidrogénio. Os valores obtidos são de 3120 kJ, 2610 kJ e 2760 kJ, respetivamente. Para além disso, pela Figura 18, também se observa que essa pequena quantidade de gasolina, utilizada em conjunto com o hidrogénio, é responsável por 32,38% dos 2760 kJ de energia gerados. Através da Tabela 5, conseguimos observar a razão entre as energias geradas, sendo que a energia libertada pela queima da gasolina é superior em 120% à do hidrogénio, e 113% superior à do hidrogénio em conjunto com a gasolina. A mistura de hidrogénio em conjunto com a gasolina também consegue libertar mais energia do que somente a utilização de hidrogénio, existindo um aumento de 106%.

Tabela 5 – Razão entre as energias libertadas pelos combustíveis

Razão entre as energias libertadas pelos combustíveis		
$\frac{C_9H_{20}}{H_2}$	$\frac{C_9H_{20}}{H_2 + C_9H_{20}}$	$\frac{H_2 + C_9H_{20}}{H_2}$
120%	113%	106%

Pela Figura 19, Figura 20 e Figura 21, também conseguimos compreender o espaço que cada combustível ocupa para a mesma quantidade de mistura reagente utilizada. No caso da queima de apenas gasolina, a mesma ocupa um volume de 1,48%, já quando queimamos apenas hidrogénio 29,59% do volume é ocupado pelo mesmo, e por fim na utilização do hidrogénio em conjunto com a gasolina, ocupamos cerca de 21,55% do volume com combustível, onde 21,13% corresponde ao hidrogénio e 0,42% à gasolina. Através da Tabela 6, conseguimos concluir que para uma mesma quantidade de mistura reagente, na queima de apenas hidrogénio em relação à queima de somente gasolina, o hidrogénio ocupa cerca de 20 vezes mais espaço do que a gasolina, e em relação à queima da mistura de hidrogénio em conjunto com a gasolina, a utilização de apenas hidrogénio ocupa cerca de 1,37 vezes mais espaço do que a mistura de hidrogénio com a gasolina. Também conseguimos observar que na queima do hidrogénio

Resultados e discussão

misturado com a gasolina em relação à queima de somente gasolina, a mistura de hidrogénio com a gasolina ocupa cerca de 14,58 vezes mais espaço do que somente a utilização de gasolina.

Tabela 6 – Razão entre os volumes ocupados pelos combustíveis

Razão entre os volumes ocupados pelos combustíveis		
$\frac{H_2}{C_9H_{20}}$	$\frac{H_2}{H_2 + C_9H_{20}}$	$\frac{H_2 + C_9H_{20}}{C_9H_{20}}$
2001%	137%	1458%

Apesar do PCI do hidrogénio ser muito superior ao da gasolina, a energia libertada pelo mesmo irá ser sempre menor, para uma mesma quantidade de mistura reagente. Se pegarmos nos valores obtidos de massa de combustível e de volume ocupado pelo mesmo no APÊNDICE F, facilmente conseguimos descobrir a densidade energética do combustível, sendo que para a gasolina, a mesma corresponde a $211126 \frac{kJ}{m^3}$, e no caso do hidrogénio corresponde a $8819 \frac{kJ}{m^3}$. Isto significa que apesar do hidrogénio ocupar muito espaço no cilindro, por cada m^3 ocupado o mesmo só é capaz de libertar 8819 kJ de energia, enquanto no caso da gasolina, já são libertados 211126 kJ por m^3 ocupado, um número significativamente maior. Desta forma, apesar do hidrogénio ocupar 20 vezes mais espaço do cilindro do que a gasolina, não é capaz de libertar uma quantidade superior de energia, devido à grande discrepância da densidade energética que os combustíveis apresentam. Estes resultados encontram-se em linha com a pesquisa efetuada anteriormente no ponto 2.3.1.

5. Conclusão

Neste quinto e último capítulo do presente trabalho, desenvolvem-se as conclusões a retirar do estudo desenvolvido e são propostos trabalhos futuros de modo a dar seguimento ao mesmo. No primeiro subcapítulo, abordam-se as conclusões finais, e no segundo capítulo são expostos os trabalhos futuros propostos.

Inicialmente, são apresentados os diversos poluentes emitidos por cada combustível, seguidos pela influência que a temperatura de equilíbrio utilizada tem nos mesmos, identificando o combustível que proporciona uma menor emissão de gases poluentes. Depois, é apresentado o combustível cuja temperatura de chama adiabática é maior e também é apresentado o combustível que revela uma melhor densidade energética. Por fim, são propostos alguns trabalhos futuros para dar seguimento ao estudo desenvolvido.

5.1. Conclusões finais

Este estudo proporcionou uma análise detalhada dos efeitos da composição do combustível e da temperatura de equilíbrio selecionada nas características da combustão na emissão de poluentes atmosféricos, a temperatura de chama adiabática, a pressão no fim da explosão e as capacidades energéticas dos combustíveis. A investigação revelou que a composição do combustível desempenha um papel crucial na produção de poluentes atmosféricos durante o processo de combustão, assim como a mistura da reação (Φ). Observa-se que na queima de 1 kmol de C_9H_{20} e na queima de 1 kmol de H_2 em conjunto com 0,02 kmol de C_9H_{20} , quando a reação é estequiométrica ($\Phi = 1$) existe produção de CO_2 . No caso de ser uma reação com excesso de ar ($\Phi < 1$), existe produção de CO_2 e de O_2 , enquanto numa reação com falta de ar ($\Phi > 1$) existe produção de CO_2 , CO e H_2 . Para qualquer Φ , as emissões de CO , CO_2 são menores enquanto as emissões de H_2 são maiores, quando comparamos os produtos da queima de $H_2+C_9H_{20}$ com a queima de apenas C_9H_{20} . Na queima de apenas 1 kmol de H_2 não é produzido CO_2 nem CO para qualquer Φ , e existe um aumento da produção de H_2 para $\Phi > 1$. Desta forma, pela queima do H_2 estamos a reduzir a emissão de poluentes atmosféricos em comparação à queima de C_9H_{20} e de $H_2+C_9H_{20}$. A análise da influência da temperatura de equilíbrio na composição dos produtos revelou que apesar das frações molares dos produtos não variarem muito em função da temperatura de equilíbrio, a escolha da temperatura de equilíbrio de 2200K apresenta um melhor compromisso nas frações molares dos produtos resultantes da queima. Quando as frações molares dos produtos obtidas pela temperatura de equilíbrio de 2200K são comparadas com as de 2000K, 2300K e 2500K, a variação máxima é de 10%. A investigação

demonstrou que para os diferentes combustíveis utilizados, C_9H_{20} , $H_2+C_9H_{20}$, H_2 , resultaram diferentes temperaturas de chama adiabáticas e consequentemente diferentes pressões no fim da explosão. Observou-se que a temperatura máxima de chama adiabática a pressão ou a volume constante é atingida para $\Phi = 1$ em qualquer combustível utilizado, sendo mais elevada de 3043K encontrada a volume constante na queima de H_2 , assim como a pressão no fim da explosão de 9,256 MPa. Para um motor de combustão interna naturalmente aspirado, os resultados indicaram que a energia libertada pela gasolina é superior à do hidrogénio, mesmo quando este último é misturado com uma pequena quantidade de gasolina. A análise da densidade energética revelou que a gasolina possui uma maior energia por unidade de volume do que o hidrogénio.

5.2. Trabalhos futuros

O tema principal deste trabalho centra-se na caracterização da queima do hidrogénio, com o objetivo de demonstrar a redução da poluição emitida pelos motores de combustão interna, quando o hidrogénio é utilizado como combustível.

Como trabalho futuro, seria interessante realizar uma avaliação do ciclo de vida (ACV) da utilização do hidrogénio, fornecendo uma visão completa e detalhada das emissões e do consumo de recursos ao longo de toda a cadeia de produção do mesmo.

Outro tema relevante seria investigar a poluição gerada durante todo o processo de fabrico dos motores elétricos, dada a tendência crescente na sua produção como solução alternativa aos motores de combustão. Para isso, também é sugerida a concretização da ACV, que permitiria identificar os impactos ambientais associados à extração de materiais usados nas baterias, assim como avaliar as emissões e o consumo energético ao longo de todo o ciclo de vida dos motores elétricos.

O estudo dos combustíveis sintéticos também é outro tópico pertinente, explorando a possibilidade de modificar a composição molecular desses combustíveis para que sejam menos prejudiciais ao meio ambiente, juntamente com a realização de uma ACV.

Desta forma, seria possível obter uma comparação detalhada entre os impactos ambientais das diferentes tecnologias e combustíveis, contribuindo para uma compreensão mais completa das opções disponíveis para reduzir a poluição e melhorar a sustentabilidade ambiental.

Referências

- [1] J. B. Heywood, *Internal combustion engine fundamentals*, 2ª Edição. McGraw-Hill Education, 2018.
- [2] L. Ribeiro, «Motores de combustão interna», 2017. Acedido: 1 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://moodle.isep.ipp.pt/course/view.php?id=2060>
- [3] C. A. Amann, «The Automotive Spark-Ignition Engine — An Historical Perspective», em *HISTORY OF THE INTERNAL COMBUSTION ENGINE*, vol. 8, E. F. C. Somerscales e A. A. Zagotta, Eds., New York, 1989, pp. 33–45.
- [4] D. Giacosa, *Motores endotérmicos*, 3ª Edição. Madrid, 1989.
- [5] L. Ribeiro, «Ciclos Otto, Atkinson e Diesel nos Motores de Combustão Interna», 2010. Acedido: 1 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://moodle.isep.ipp.pt/course/view.php?id=2060>
- [6] A. João, «Ciclos indicados e efectivos e ensaios de motores», 2022. Acedido: 2 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://moodle.isep.ipp.pt/course/view.php?id=2060>
- [7] L. Ribeiro, «Injecção de combustível no ciclo Otto», 2012. Acedido: 12 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://moodle.isep.ipp.pt/course/view.php?id=2060>
- [8] W. W. Pulkrabek, *Engineering Fundamentals of the Internal Combustion Engine*, 2ª Edição. New Jersey: Prentice hall, 2003. [Em linha]. Disponível em: www.TechnicalBooksPdf.com
- [9] S. R. Turns, *An Introduction to Combustion: Concepts and Applications*, 3ª Edição. New York: McGraw-Hill, 2011.
- [10] S. Stuart, «Gibbs Free Energy», Physical Chemistry. Acedido: 2 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=WAMwJ5IzDMI>
- [11] S. Stuart, «Fundamental Equation (Gibbs Energy)», Physical Chemistry. Acedido: 2 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=njE-ogrdIbE>
- [12] S. Stuart, «Gibbs Energy and Spontaneity», Physical Chemistry. Acedido: 2 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=04CRf0VmBcU>
- [13] K. W. Ragland e K. M. Bryden, *Combustion Engineering*, 2ª Edição. New York: CRC Press, 2011.
- [14] J. M. Smith, H. C. Van Ness, M. M. Abbott, e M. T. Swihart, *Introduction to chemical engineering thermodynamics*, 8ª Edição. McGraw-Hill Education, 2017.
- [15] S. Stuart, «Adiabatic Flame Temperature», Physical Chemistry. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=AwgQvi1Y24o>
- [16] «Clean and sustainable mobility», Council of the EU and the European Union.
- [17] M. Oliveira, «Sistemas de injeção - Emissões poluentes», 2022. Acedido: 2 de Janeiro de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://moodle.isep.ipp.pt/course/view.php?id=2060>
- [18] P. Cruz, «Produção de NOx pela combustão de hidrogénio em motores de ciclo Otto», Energia, Instituto Superior de Engenharia do Porto (ISEP), Porto, 2023.
- [19] F. T. Espuny, «Euro 7: Council adopts new rules on emission limits for cars, vans and trucks», Council of the EU. Acedido: 16 de Maio de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.consilium.europa.eu/en/press/press-releases/2024/04/12/euro-7-council-adopts-new-rules-on-emission-limits-for-cars-vans-and-trucks/>

- [20] F. T. Espuny, «Euro 7: Council and Parliament strike provisional deal on emissions limits for road vehicles», Council of the EU. Acedido: 16 de Maio de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.consilium.europa.eu/en/press/press-releases/2023/12/18/euro-7-council-and-parliament-strike-provisional-deal-on-emissions-limits-for-road-vehicles/>
- [21] General Secretariat of the Council, «Regulation on type-approval of motor vehicles and engines and of systems, components and separate technical units intended for such vehicles, with respect to their emissions and battery durability (Euro 7) - Analysis of the final compromise text with a view to agreement», Dez. 2023. Acedido: 16 de Maio de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://data.consilium.europa.eu/doc/document/ST-16960-2023-REV-1/en/pdf>
- [22] L. Ribeiro, G. F. Pinto, A. Baptista, e J. Monteiro, «Study on a New Hydrogen Storage System – Performance, Permeation, and Filling/Refilling», em *Hydrogen Electrical Vehicles*, 1ª Edição., M. Sankir e N. D. Sankir, Eds., Beverly: Scrivener Publishing, 2023.
- [23] D. Akal, S. Öztuna, e M. K. Büyükkakın, «A review of hydrogen usage in internal combustion engines (gasoline-Lpg-diesel) from combustion performance aspect», *Int J Hydrogen Energy*, vol. 45, n. 60, pp. 35257–35268, Dez. 2020, doi: 10.1016/j.ijhydene.2020.02.001.
- [24] M. D. da R. Ribeiro, «PRODUÇÃO DE NOX EM MOTORES DE COMBUSTÃO INTERNA EM QUE O COMBUSTÍVEL É UMA MISTURA DE HIDROGÉNIO E GASOLINA», Energia, Instituto Superior de Engenharia do Porto (ISEP), Porto, 2023.
- [25] J. Fenske, «The Difference Between Gasoline And Hydrogen Engines», Engineering Explained. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=l6ECwRnJOSg>
- [26] A. Lanz, J. Heffel, e C. Messer, «Hydrogen Fuel Cell Engines and Related Technologies: Module 3 hydrogen use in internal combustion engines», Palm Desert, California, USA, Dez. 2001.
- [27] J. Fenske, «Toyota’s Developing A Hydrogen Combustion Engine!», Engineering Explained. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: https://youtu.be/3IPR50-soNA?si=-Ne8_cbjQCCHfuf_
- [28] J. Fenske, «BMW’s Hydrogen V12 Engine Is A Hilarious Engineering Stunt», Engineering Explained. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=AouW9_jyZck
- [29] J. Fenske, «Toyota Developed A Liquid Hydrogen Combustion Engine!», Engineering Explained. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=DGL5g91KwLA>
- [30] J. Fenske, «The Unfortunate Truth About Toyota’s Hydrogen V8 Engine», Engineering Explained. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=vJkWSF9gT8>
- [31] L. Sulfur, «Alternative Fuels Data Center Fuel Properties Comparison», Mar. 2024. Acedido: 14 de Abril de 2024. [Em linha]. Disponível em: <https://search.usa.gov/search?utf8=%E2%9C%93&affiliate=afdc.energy.gov&query=Fuel+comparison>

Declaração de Integridade

Declaro ter conduzido este trabalho académico com integridade. Não plagiei ou apliquei qualquer forma de uso indevido de informações ou falsificação de resultados ao longo do processo que levou à sua elaboração.

Declaro que o trabalho apresentado neste documento é original e de minha autoria, não tendo sido utilizado anteriormente para nenhum outro fim.

Declaro ainda que tenho pleno conhecimento do Código de Conduta Ética do P.PORTO.

NOME: João Rodrigo Peres Pessoa de Magalhães

ISEP, Porto, 31 de maio de 2024

APÊNDICE A - Constantes de equilíbrio e pressão de fumos do hidrogénio

Neste apêndice mostram-se os valores das constantes de equilíbrio utilizadas quando estamos a caracterizar a queima da gasolina, do hidrogénio e do hidrogénio em conjunto com a gasolina, para uma temperatura de equilíbrio de 2000K, 2200K, 2300K e 2500K. Para além disso, também é possível ver as pressões no fim da explosão obtidas no processo iterativo da caracterização do hidrogénio para uma temperatura de 2200K.

Tabela A 1 - Constante de equilíbrio consoante a equação de equilíbrio e temperatura de equilíbrio utilizada

Equação de equilíbrio	Temperatura de equilíbrio							
	2000K		2200K		2300K		2500K	
	ΔG_T° [kJ/kmol]	K_p	ΔG_T° [kJ/kmol]	K_p	ΔG_T° [kJ/kmol]	K_p	ΔG_T° [kJ/kmol]	K_p
$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$	25181	0,22	30260	0,1912	32752	0,1804	37648	0,1635
$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$	-	-	-124030	880,58	-	-	-	-

Tabela A 2 – Pressões no fim da explosão obtidas no processo de iteração da caracterização da queima rica do hidrogénio

	Temp. de equilíbrio de 2200K, temp. de admissão de 60°C e pressão de admissão de 101325 Pa			
Mistura [Φ]	1,11	1,25	1,43	1,67
Pressão fim da explosão [Pa]	9038259	8783019	8479668	8112828

APÊNDICE B - Quantidades dos fumos resultantes da queima do combustível

Neste apêndice mostram-se as quantidades de ar necessárias para a queima do combustível com diferentes riquezas, juntamente com as quantidades dos componentes dos fumos provenientes da queima do combustível para diferentes misturas e a quantidade total dos fumos.

Tabela B 1 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,001 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H_2 + 0,001 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2000K									
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	Quantidades							
		n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,08E-01	2,23E-03	6,77E-03	4,04E-01	6,06E-01	0,00E+00	1,16E+00	2,18
-30%	1,43	3,60E-01	3,06E-03	5,94E-03	3,02E-01	7,08E-01	0,00E+00	1,35E+00	2,37
-20%	1,25	4,11E-01	4,23E-03	4,77E-03	2,01E-01	8,09E-01	0,00E+00	1,55E+00	2,57
-10%	1,11	4,63E-01	6,01E-03	2,99E-03	9,98E-02	9,10E-01	0,00E+00	1,74E+00	2,76
0%	1,00	5,14E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	0,00E+00	1,93E+00	2,95
10%	0,91	5,65E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-02	2,13E+00	3,20
20%	0,83	6,17E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,03E-01	2,32E+00	3,44
30%	0,77	6,68E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,54E-01	2,51E+00	3,69
40%	0,71	7,20E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E-01	2,71E+00	3,93
70%	0,59	8,74E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	3,60E-01	3,29E+00	4,66
100%	0,50	1,03E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-01	3,87E+00	5,40
150%	0,40	1,29E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	7,71E-01	4,83E+00	6,62
200%	0,29	1,80E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,29E+00	6,76E+00	9,07
400%	0,20	2,57E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E+00	9,66E+00	12,74
900%	0,10	5,14E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	4,63E+00	1,93E+01	24,97

Tabela B 2 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2000K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,17E-01	4,45E-03	1,35E-02	4,09E-01	6,11E-01	0,00E+00	1,19E+00	2,23
-30%	1,43	3,70E-01	6,13E-03	1,19E-02	3,05E-01	7,15E-01	0,00E+00	1,39E+00	2,43
-20%	1,25	4,22E-01	8,49E-03	9,51E-03	2,02E-01	8,18E-01	0,00E+00	1,59E+00	2,63
-10%	1,11	4,75E-01	1,21E-02	5,94E-03	9,97E-02	9,20E-01	0,00E+00	1,79E+00	2,82
0%	1,00	5,28E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	0,00E+00	1,99E+00	3,02
10%	0,91	5,81E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-02	2,18E+00	3,27
20%	0,83	6,34E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,06E-01	2,38E+00	3,53
30%	0,77	6,86E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,58E-01	2,58E+00	3,78
40%	0,71	7,39E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E-01	2,78E+00	4,03
70%	0,59	8,98E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	3,70E-01	3,37E+00	4,78
100%	0,50	1,06E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-01	3,97E+00	5,54
150%	0,40	1,32E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	7,92E-01	4,96E+00	6,79
200%	0,29	1,85E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,32E+00	6,95E+00	9,31
400%	0,20	2,64E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E+00	9,93E+00	13,08
900%	0,10	5,28E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	4,75E+00	1,99E+01	25,64

Tabela B 3 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,02 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2000K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	4,68E-01	4,38E-02	1,36E-01	4,88E-01	7,12E-01	0,00E+00	1,76E+00	3,14
-30%	1,43	5,46E-01	6,26E-02	1,17E-01	3,51E-01	8,49E-01	0,00E+00	2,05E+00	3,43
-20%	1,25	6,24E-01	8,89E-02	9,11E-02	2,21E-01	9,79E-01	0,00E+00	2,35E+00	3,73
-10%	1,11	7,02E-01	1,26E-01	5,36E-02	1,02E-01	1,10E+00	0,00E+00	2,64E+00	4,02
0%	1,00	7,80E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	0,00E+00	2,93E+00	4,31
10%	0,91	8,58E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-02	3,23E+00	4,68
20%	0,83	9,36E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,56E-01	3,52E+00	5,06
30%	0,77	1,01E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	2,34E-01	3,81E+00	5,43
40%	0,71	1,09E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E-01	4,11E+00	5,80
70%	0,59	1,33E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	5,46E-01	4,99E+00	6,91
100%	0,50	1,56E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-01	5,87E+00	8,03
150%	0,40	1,95E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,17E+00	7,33E+00	9,88
200%	0,29	2,73E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,95E+00	1,03E+01	13,59
400%	0,20	3,90E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E+00	1,47E+01	19,16
900%	0,10	7,80E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,02E+00	2,93E+01	37,73

Apêndice B

Tabela B 4 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,001 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,001 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,08E-01	2,00E-03	7,00E-03	4,04E-01	6,06E-01	0,00E+00	1,16E+00	2,18
-30%	1,43	3,60E-01	2,78E-03	6,22E-03	3,02E-01	7,08E-01	0,00E+00	1,35E+00	2,37
-20%	1,25	4,11E-01	3,92E-03	5,08E-03	2,01E-01	8,09E-01	0,00E+00	1,55E+00	2,57
-10%	1,11	4,63E-01	5,73E-03	3,27E-03	9,95E-02	9,10E-01	0,00E+00	1,74E+00	2,76
0%	1,00	5,14E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	0,00E+00	1,93E+00	2,95
10%	0,91	5,65E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-02	2,13E+00	3,20
20%	0,83	6,17E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,03E-01	2,32E+00	3,44
30%	0,77	6,68E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,54E-01	2,51E+00	3,69
40%	0,71	7,20E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E-01	2,71E+00	3,93
70%	0,59	8,74E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	3,60E-01	3,29E+00	4,66
100%	0,50	1,03E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-01	3,87E+00	5,40
150%	0,40	1,29E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	7,71E-01	4,83E+00	6,62
200%	0,29	1,80E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,29E+00	6,76E+00	9,07
400%	0,20	2,57E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E+00	9,66E+00	12,74
900%	0,10	5,14E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	4,63E+00	1,93E+01	24,97

Tabela B 5 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,17E-01	4,01E-03	1,40E-02	4,08E-01	6,12E-01	0,00E+00	1,19E+00	2,23
-30%	1,43	3,70E-01	5,58E-03	1,24E-02	3,04E-01	7,16E-01	0,00E+00	1,39E+00	2,43
-20%	1,25	4,22E-01	7,88E-03	1,01E-02	2,01E-01	8,19E-01	0,00E+00	1,59E+00	2,63
-10%	1,11	4,75E-01	1,15E-02	6,48E-03	9,91E-02	9,21E-01	0,00E+00	1,79E+00	2,82
0%	1,00	5,28E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	0,00E+00	1,99E+00	3,02
10%	0,91	5,81E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-02	2,18E+00	3,27
20%	0,83	6,34E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,06E-01	2,38E+00	3,53
30%	0,77	6,86E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,58E-01	2,58E+00	3,78
40%	0,71	7,39E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E-01	2,78E+00	4,03
70%	0,59	8,98E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	3,70E-01	3,37E+00	4,78
100%	0,50	1,06E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-01	3,97E+00	5,54
150%	0,40	1,32E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	7,92E-01	4,96E+00	6,79
200%	0,29	1,85E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,32E+00	6,95E+00	9,31
400%	0,20	2,64E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E+00	9,93E+00	13,08
900%	0,10	5,28E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	4,75E+00	1,99E+01	25,64

Tabela B 6 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,02 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	4,68E-01	3,97E-02	1,40E-01	4,84E-01	7,16E-01	0,00E+00	1,76E+00	2,13
-30%	1,43	5,46E-01	5,78E-02	1,22E-01	3,46E-01	8,54E-01	0,00E+00	2,05E+00	2,32
-20%	1,25	6,24E-01	8,38E-02	9,62E-02	2,16E-01	9,84E-01	0,00E+00	2,35E+00	2,50
-10%	1,11	7,02E-01	1,23E-01	5,74E-02	9,86E-02	1,10E+00	0,00E+00	2,64E+00	2,69
0%	1,00	7,80E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	0,00E+00	2,93E+00	2,88
10%	0,91	8,58E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-02	3,23E+00	3,12
20%	0,83	9,36E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,56E-01	3,52E+00	3,36
30%	0,77	1,01E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	2,34E-01	3,81E+00	3,59
40%	0,71	1,09E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E-01	4,11E+00	3,83
70%	0,59	1,33E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	5,46E-01	4,99E+00	4,55
100%	0,50	1,56E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-01	5,87E+00	5,26
150%	0,40	1,95E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,17E+00	7,33E+00	6,45
200%	0,29	2,73E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,95E+00	1,03E+01	8,83
400%	0,20	3,90E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E+00	1,47E+01	12,40
900%	0,10	7,80E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,02E+00	2,93E+01	24,30

Tabela B 7 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ para uma T_{eq} de 2200K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,00E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,00E-01	6,00E-01	7,71E-08	1,13E+00	2,13
-30%	1,43	3,50E-01	0,00E+00	0,00E+00	3,00E-01	7,00E-01	1,94E-07	1,32E+00	2,32
-20%	1,25	4,00E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,00E-01	8,00E-01	5,96E-07	1,50E+00	2,50
-10%	1,11	4,50E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,00E-01	9,00E-01	3,15E-06	1,69E+00	2,69
0%	1,00	5,00E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	0,00E+00	1,88E+00	2,88
10%	0,91	5,50E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	5,00E-02	2,07E+00	3,12
20%	0,83	6,00E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	1,00E-01	2,26E+00	3,36
30%	0,77	6,50E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	1,50E-01	2,44E+00	3,59
40%	0,71	7,00E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	2,00E-01	2,63E+00	3,83
70%	0,59	8,50E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	3,50E-01	3,20E+00	4,55
100%	0,50	1,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	5,00E-01	3,76E+00	5,26
150%	0,40	1,25E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	7,50E-01	4,70E+00	6,45
200%	0,29	1,75E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	1,25E+00	6,58E+00	8,83
400%	0,20	2,50E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	2,00E+00	9,40E+00	12,40
900%	0,10	5,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+00	4,50E+00	1,88E+01	24,30

Apêndice B

Tabela B 8 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	8,40E+00	1,93E+00	7,07E+00	4,13E+00	5,87E+00	0,00E+00	3,16E+01	50,58
-30%	1,43	9,80E+00	3,19E+00	5,81E+00	2,59E+00	7,41E+00	0,00E+00	3,68E+01	55,85
-20%	1,25	1,12E+01	4,82E+00	4,18E+00	1,42E+00	8,58E+00	0,00E+00	4,21E+01	61,11
-10%	1,11	1,26E+01	6,79E+00	2,21E+00	5,87E-01	9,41E+00	0,00E+00	4,74E+01	66,38
0%	1,00	1,40E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	0,00E+00	5,26E+01	71,64
10%	0,91	1,54E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	1,40E+00	5,79E+01	78,30
20%	0,83	1,68E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	2,80E+00	6,32E+01	84,97
30%	0,77	1,82E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	4,20E+00	6,84E+01	91,63
40%	0,71	1,96E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	5,60E+00	7,37E+01	98,30
70%	0,59	2,38E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	9,80E+00	8,95E+01	118,29
100%	0,50	2,80E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	1,40E+01	1,05E+02	138,28
150%	0,40	3,50E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	2,10E+01	1,32E+02	171,60
200%	0,29	4,90E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	3,50E+01	1,84E+02	238,24
400%	0,20	7,00E+01	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	5,60E+01	2,63E+02	338,20
900%	0,10	1,40E+02	9,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+01	1,26E+02	5,26E+02	671,40

Tabela B 9 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,001 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,001 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,08E-01	1,92E-03	7,08E-03	4,04E-01	6,06E-01	0,00E+00	1,16E+00	2,18
-30%	1,43	3,60E-01	2,67E-03	6,33E-03	3,02E-01	7,08E-01	0,00E+00	1,35E+00	2,37
-20%	1,25	4,11E-01	3,79E-03	5,21E-03	2,00E-01	8,10E-01	0,00E+00	1,55E+00	2,57
-10%	1,11	4,63E-01	5,61E-03	3,39E-03	9,94E-02	9,11E-01	0,00E+00	1,74E+00	2,76
0%	1,00	5,14E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	0,00E+00	1,93E+00	2,95
10%	0,91	5,65E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-02	2,13E+00	3,20
20%	0,83	6,17E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,03E-01	2,32E+00	3,44
30%	0,77	6,68E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,54E-01	2,51E+00	3,69
40%	0,71	7,20E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E-01	2,71E+00	3,93
70%	0,59	8,74E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	3,60E-01	3,29E+00	4,66
100%	0,50	1,03E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-01	3,87E+00	5,40
150%	0,40	1,29E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	7,71E-01	4,83E+00	6,62
200%	0,29	1,80E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,29E+00	6,76E+00	9,07
400%	0,20	2,57E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E+00	9,66E+00	12,74
900%	0,10	5,14E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	4,63E+00	1,93E+01	24,97

Tabela B 10 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,002 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,002 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,17E-01	3,83E-03	1,42E-02	4,08E-01	6,12E-01	0,00E+00	1,19E+00	2,23
-30%	1,43	3,70E-01	5,36E-03	1,26E-02	3,04E-01	7,16E-01	0,00E+00	1,39E+00	2,43
-20%	1,25	4,22E-01	7,63E-03	1,04E-02	2,01E-01	8,19E-01	0,00E+00	1,59E+00	2,63
-10%	1,11	4,75E-01	1,13E-02	6,72E-03	9,89E-02	9,21E-01	0,00E+00	1,79E+00	2,82
0%	1,00	5,28E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	0,00E+00	1,99E+00	3,02
10%	0,91	5,81E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-02	2,18E+00	3,27
20%	0,83	6,34E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,06E-01	2,38E+00	3,53
30%	0,77	6,86E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,58E-01	2,58E+00	3,78
40%	0,71	7,39E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E-01	2,78E+00	4,03
70%	0,59	8,98E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	3,70E-01	3,37E+00	4,78
100%	0,50	1,06E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-01	3,97E+00	5,54
150%	0,40	1,32E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	7,92E-01	4,96E+00	6,79
200%	0,29	1,85E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,32E+00	6,95E+00	9,31
400%	0,20	2,64E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E+00	9,93E+00	13,08
900%	0,10	5,28E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	4,75E+00	1,99E+01	25,64

Tabela B 11 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	4,68E-01	3,81E-02	1,42E-01	4,82E-01	7,18E-01	0,00E+00	1,76E+00	3,14
-30%	1,43	5,46E-01	5,58E-02	1,24E-01	3,44E-01	8,56E-01	0,00E+00	2,05E+00	3,43
-20%	1,25	6,24E-01	8,18E-02	9,82E-02	2,14E-01	9,86E-01	0,00E+00	2,35E+00	3,73
-10%	1,11	7,02E-01	1,21E-01	5,90E-02	9,70E-02	1,10E+00	0,00E+00	2,64E+00	4,02
0%	1,00	7,80E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	0,00E+00	2,93E+00	4,31
10%	0,91	8,58E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-02	3,23E+00	4,68
20%	0,83	9,36E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,56E-01	3,52E+00	5,06
30%	0,77	1,01E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	2,34E-01	3,81E+00	5,43
40%	0,71	1,09E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E-01	4,11E+00	5,80
70%	0,59	1,33E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	5,46E-01	4,99E+00	6,91
100%	0,50	1,56E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-01	5,87E+00	8,03
150%	0,40	1,95E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,17E+00	7,33E+00	9,88
200%	0,29	2,73E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,95E+00	1,03E+01	13,59
400%	0,20	3,90E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E+00	1,47E+01	19,16
900%	0,10	7,80E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,02E+00	2,93E+01	37,73

Apêndice B

Tabela B 12 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,001 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H₂ + 0,001 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2500K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,08E-01	1,77E-03	7,23E-03	4,04E-01	6,06E-01	0,00E+00	1,16E+00	2,18
-30%	1,43	3,60E-01	2,49E-03	6,51E-03	3,02E-01	7,08E-01	0,00E+00	1,35E+00	2,37
-20%	1,25	4,11E-01	3,58E-03	5,42E-03	2,00E-01	8,10E-01	0,00E+00	1,55E+00	2,57
-10%	1,11	4,63E-01	5,40E-03	3,60E-03	9,92E-02	9,11E-01	0,00E+00	1,74E+00	2,76
0%	1,00	5,14E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	0,00E+00	1,93E+00	2,95
10%	0,91	5,65E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-02	2,13E+00	3,20
20%	0,83	6,17E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,03E-01	2,32E+00	3,44
30%	0,77	6,68E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,54E-01	2,51E+00	3,69
40%	0,71	7,20E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E-01	2,71E+00	3,93
70%	0,59	8,74E-01	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	3,60E-01	3,29E+00	4,66
100%	0,50	1,03E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	5,14E-01	3,87E+00	5,40
150%	0,40	1,29E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	7,71E-01	4,83E+00	6,62
200%	0,29	1,80E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	1,29E+00	6,76E+00	9,07
400%	0,20	2,57E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	2,06E+00	9,66E+00	12,74
900%	0,10	5,14E+00	9,00E-03	0,00E+00	0,00E+00	1,01E+00	4,63E+00	1,93E+01	24,97

Tabela B 13 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2500K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n ₁ (Ar) [kmol]	n (CO ₂) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H ₂) [kmol]	n (H ₂ O) [kmol]	n (O ₂) [kmol]	n (N ₂) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	3,17E-01	3,54E-03	1,45E-02	4,08E-01	6,12E-01	0,00E+00	1,19E+00	2,23
-30%	1,43	3,70E-01	5,01E-03	1,30E-02	3,04E-01	7,16E-01	0,00E+00	1,39E+00	2,43
-20%	1,25	4,22E-01	7,21E-03	1,08E-02	2,00E-01	8,20E-01	0,00E+00	1,59E+00	2,63
-10%	1,11	4,75E-01	1,09E-02	7,12E-03	9,85E-02	9,22E-01	0,00E+00	1,79E+00	2,82
0%	1,00	5,28E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	0,00E+00	1,99E+00	3,02
10%	0,91	5,81E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-02	2,18E+00	3,27
20%	0,83	6,34E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,06E-01	2,38E+00	3,53
30%	0,77	6,86E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,58E-01	2,58E+00	3,78
40%	0,71	7,39E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E-01	2,78E+00	4,03
70%	0,59	8,98E-01	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	3,70E-01	3,37E+00	4,78
100%	0,50	1,06E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	5,28E-01	3,97E+00	5,54
150%	0,40	1,32E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	7,92E-01	4,96E+00	6,79
200%	0,29	1,85E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	1,32E+00	6,95E+00	9,31
400%	0,20	2,64E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	2,11E+00	9,93E+00	13,08
900%	0,10	5,28E+00	1,80E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,02E+00	4,75E+00	1,99E+01	25,64

Tabela B 14 – Quantidades provenientes da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2500K									
		Quantidades							
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	n_1 (Ar) [kmol]	n (CO_2) [kmol]	n (CO) [kmol]	n (H_2) [kmol]	n (H_2O) [kmol]	n (O_2) [kmol]	n (N_2) [kmol]	Total [kmol]
-40%	1,67	4,68E-01	3,55E-02	1,45E-01	4,79E-01	7,21E-01	0,00E+00	1,76E+00	3,14
-30%	1,43	5,46E-01	5,26E-02	1,27E-01	3,41E-01	8,59E-01	0,00E+00	2,05E+00	3,43
-20%	1,25	6,24E-01	7,83E-02	1,02E-01	2,10E-01	9,90E-01	0,00E+00	2,35E+00	3,73
-10%	1,11	7,02E-01	1,18E-01	6,17E-02	9,43E-02	1,11E+00	0,00E+00	2,64E+00	4,02
0%	1,00	7,80E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	0,00E+00	2,93E+00	4,31
10%	0,91	8,58E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-02	3,23E+00	4,68
20%	0,83	9,36E-01	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,56E-01	3,52E+00	5,06
30%	0,77	1,01E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	2,34E-01	3,81E+00	5,43
40%	0,71	1,09E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E-01	4,11E+00	5,80
70%	0,59	1,33E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	5,46E-01	4,99E+00	6,91
100%	0,50	1,56E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,80E-01	5,87E+00	8,03
150%	0,40	1,95E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,17E+00	7,33E+00	9,88
200%	0,29	2,73E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	1,95E+00	1,03E+01	13,59
400%	0,20	3,90E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	3,12E+00	1,47E+01	19,16
900%	0,10	7,80E+00	1,80E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,20E+00	7,02E+00	2,93E+01	37,73

APÊNDICE C - Frações molares dos fumos resultantes da queima do combustível

Neste apêndice mostram-se as frações molares secas dos gases resultantes da queima do combustível para diferentes misturas.

Tabela C 1 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,001 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H_2 + 0,001 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2000K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,42E-01	4,30E-01	2,57E+01	0,00E+00	7,37E+01	100
-30%	1,43	1,84E-01	3,57E-01	1,82E+01	0,00E+00	8,13E+01	100
-20%	1,25	2,41E-01	2,72E-01	1,14E+01	0,00E+00	8,81E+01	100
-10%	1,11	3,25E-01	1,62E-01	5,40E+00	0,00E+00	9,41E+01	100
0%	1,00	4,64E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,95E+01	100
10%	0,91	4,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,35E+00	9,72E+01	100
20%	0,83	3,70E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,23E+00	9,54E+01	100
30%	0,77	3,36E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,76E+00	9,39E+01	100
40%	0,71	3,08E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,04E+00	9,27E+01	100
70%	0,59	2,46E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,85E+00	8,99E+01	100
100%	0,50	2,05E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,81E+01	100
150%	0,40	1,60E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,61E+01	100
200%	0,29	1,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	7,67E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,24E+01	100
900%	0,10	3,76E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,07E+01	100

Tabela C 2 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,002 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H_2 + 0,002 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2000K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	2,75E-01	8,37E-01	2,53E+01	0,00E+00	7,36E+01	100
-30%	1,43	3,58E-01	6,93E-01	1,78E+01	0,00E+00	8,11E+01	100
-20%	1,25	4,70E-01	5,26E-01	1,12E+01	0,00E+00	8,78E+01	100
-10%	1,11	6,33E-01	3,12E-01	5,23E+00	0,00E+00	9,38E+01	100
0%	1,00	8,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,91E+01	100
10%	0,91	7,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,34E+00	9,69E+01	100
20%	0,83	7,18E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,21E+00	9,51E+01	100
30%	0,77	6,53E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,74E+00	9,36E+01	100
40%	0,71	5,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,02E+00	9,24E+01	100
70%	0,59	4,78E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,82E+00	8,97E+01	100
100%	0,50	3,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,79E+01	100
150%	0,40	3,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,60E+01	100
200%	0,29	2,17E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	1,49E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,23E+01	100
900%	0,10	7,31E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,06E+01	100

Tabela C 3 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2000K

1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2000K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,80E+00	5,61E+00	2,01E+01	0,00E+00	7,25E+01	100
-30%	1,43	2,42E+00	4,54E+00	1,36E+01	0,00E+00	7,95E+01	100
-20%	1,25	3,23E+00	3,32E+00	8,04E+00	0,00E+00	8,54E+01	100
-10%	1,11	4,33E+00	1,83E+00	3,50E+00	0,00E+00	9,03E+01	100
0%	1,00	5,78E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,42E+01	100
10%	0,91	5,17E+00	0,00E+00	0,00E+00	2,24E+00	9,26E+01	100
20%	0,83	4,67E+00	0,00E+00	0,00E+00	4,05E+00	9,13E+01	100
30%	0,77	4,26E+00	0,00E+00	0,00E+00	5,54E+00	9,02E+01	100
40%	0,71	3,91E+00	0,00E+00	0,00E+00	6,79E+00	8,93E+01	100
70%	0,59	3,15E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,56E+00	8,73E+01	100
100%	0,50	2,64E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,14E+01	8,59E+01	100
150%	0,40	2,07E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,35E+01	8,45E+01	100
200%	0,29	1,45E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,57E+01	8,28E+01	100
400%	0,20	1,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,74E+01	8,16E+01	100
900%	0,10	4,93E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,92E+01	8,03E+01	100

Apêndice C

Tabela C 4 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,001 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,001 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,27E-01	4,45E-01	2,57E+01	0,00E+00	7,37E+01	100
-30%	1,43	1,67E-01	3,74E-01	1,82E+01	0,00E+00	8,13E+01	100
-20%	1,25	2,23E-01	2,89E-01	1,14E+01	0,00E+00	8,81E+01	100
-10%	1,11	3,10E-01	1,77E-01	5,39E+00	0,00E+00	9,41E+01	100
0%	1,00	4,64E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,95E+01	100
10%	0,91	4,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,35E+00	9,72E+01	100
20%	0,83	3,70E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,23E+00	9,54E+01	100
30%	0,77	3,36E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,76E+00	9,39E+01	100
40%	0,71	3,08E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,04E+00	9,27E+01	100
70%	0,59	2,46E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,85E+00	8,99E+01	100
100%	0,50	2,05E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,81E+01	100
150%	0,40	1,60E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,61E+01	100
200%	0,29	1,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	7,67E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,24E+01	100
900%	0,10	3,76E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,07E+01	100

Tabela C 5 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	2,48E-01	8,65E-01	2,52E+01	0,00E+00	7,36E+01	100
-30%	1,43	3,26E-01	7,25E-01	1,78E+01	0,00E+00	8,12E+01	100
-20%	1,25	4,36E-01	5,60E-01	1,11E+01	0,00E+00	8,79E+01	100
-10%	1,11	6,05E-01	3,40E-01	5,21E+00	0,00E+00	9,38E+01	100
0%	1,00	8,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,91E+01	100
10%	0,91	7,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,34E+00	9,69E+01	100
20%	0,83	7,18E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,21E+00	9,51E+01	100
30%	0,77	6,53E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,74E+00	9,36E+01	100
40%	0,71	5,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,02E+00	9,24E+01	100
70%	0,59	4,78E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,82E+00	8,97E+01	100
100%	0,50	3,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,79E+01	100
150%	0,40	3,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,60E+01	100
200%	0,29	2,17E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	1,49E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,23E+01	100
900%	0,10	7,31E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,06E+01	100

Tabela C 6 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,02 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2200K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,64E+00	5,79E+00	2,00E+01	0,00E+00	7,26E+01	100
-30%	1,43	2,24E+00	4,74E+00	1,34E+01	0,00E+00	7,96E+01	100
-20%	1,25	3,06E+00	3,51E+00	7,87E+00	0,00E+00	8,56E+01	100
-10%	1,11	4,20E+00	1,97E+00	3,38E+00	0,00E+00	9,05E+01	100
0%	1,00	5,78E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,42E+01	100
10%	0,91	5,17E+00	0,00E+00	0,00E+00	2,24E+00	9,26E+01	100
20%	0,83	4,67E+00	0,00E+00	0,00E+00	4,05E+00	9,13E+01	100
30%	0,77	4,26E+00	0,00E+00	0,00E+00	5,54E+00	9,02E+01	100
40%	0,71	3,91E+00	0,00E+00	0,00E+00	6,79E+00	8,93E+01	100
70%	0,59	3,15E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,56E+00	8,73E+01	100
100%	0,50	2,64E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,14E+01	8,59E+01	100
150%	0,40	2,07E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,35E+01	8,45E+01	100
200%	0,29	1,45E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,57E+01	8,28E+01	100
400%	0,20	1,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,74E+01	8,16E+01	100
900%	0,10	4,93E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,92E+01	8,03E+01	100

Tabela C 7 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H₂ para uma T_{eq} de 2200K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	0,00E+00	0,00E+00	2,62E+01	5,05E-06	7,38E+01	100
-30%	1,43	0,00E+00	0,00E+00	1,86E+01	1,20E-05	8,14E+01	100
-20%	1,25	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	3,50E-05	8,83E+01	100
-10%	1,11	0,00E+00	0,00E+00	5,58E+00	1,76E-04	9,44E+01	100
0%	1,00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,00E+02	100
10%	0,91	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	2,36E+00	9,76E+01	100
20%	0,83	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	4,24E+00	9,58E+01	100
30%	0,77	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	5,78E+00	9,42E+01	100
40%	0,71	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	7,06E+00	9,29E+01	100
70%	0,59	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,87E+00	9,01E+01	100
100%	0,50	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,83E+01	100
150%	0,40	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,38E+01	8,62E+01	100
200%	0,29	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,60E+01	8,40E+01	100
400%	0,20	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,25E+01	100
900%	0,10	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,07E+01	100

Apêndice C

Tabela C 8 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	4,31E+00	1,58E+01	9,23E+00	0,00E+00	7,06E+01	100
-30%	1,43	6,58E+00	1,20E+01	5,34E+00	0,00E+00	7,61E+01	100
-20%	1,25	9,18E+00	7,95E+00	2,71E+00	0,00E+00	8,02E+01	100
-10%	1,11	1,19E+01	3,89E+00	1,03E+00	0,00E+00	8,32E+01	100
0%	1,00	1,46E+01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	8,54E+01	100
10%	0,91	1,32E+01	0,00E+00	0,00E+00	2,05E+00	8,48E+01	100
20%	0,83	1,20E+01	0,00E+00	0,00E+00	3,73E+00	8,43E+01	100
30%	0,77	1,10E+01	0,00E+00	0,00E+00	5,15E+00	8,38E+01	100
40%	0,71	1,02E+01	0,00E+00	0,00E+00	6,34E+00	8,35E+01	100
70%	0,59	8,31E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,05E+00	8,26E+01	100
100%	0,50	7,02E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,09E+01	8,21E+01	100
150%	0,40	5,57E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,30E+01	8,14E+01	100
200%	0,29	3,94E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,53E+01	8,07E+01	100
400%	0,20	2,74E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,71E+01	8,02E+01	100
900%	0,10	1,36E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,91E+01	7,96E+01	100

Tabela C 9 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,001 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,001 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,22E-01	4,50E-01	2,57E+01	0,00E+00	7,37E+01	100
-30%	1,43	1,61E-01	3,80E-01	1,82E+01	0,00E+00	8,13E+01	100
-20%	1,25	2,16E-01	2,97E-01	1,14E+01	0,00E+00	8,81E+01	100
-10%	1,11	3,03E-01	1,84E-01	5,38E+00	0,00E+00	9,41E+01	100
0%	1,00	4,64E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,95E+01	100
10%	0,91	4,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,35E+00	9,72E+01	100
20%	0,83	3,70E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,23E+00	9,54E+01	100
30%	0,77	3,36E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,76E+00	9,39E+01	100
40%	0,71	3,08E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,04E+00	9,27E+01	100
70%	0,59	2,46E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,85E+00	8,99E+01	100
100%	0,50	2,05E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,81E+01	100
150%	0,40	1,60E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,61E+01	100
200%	0,29	1,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	7,67E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,24E+01	100
900%	0,10	3,76E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,07E+01	100

Tabela C 10 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,002 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,002 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	2,37E-01	8,76E-01	2,52E+01	0,00E+00	7,36E+01	100
-30%	1,43	3,13E-01	7,38E-01	1,78E+01	0,00E+00	8,12E+01	100
-20%	1,25	4,22E-01	5,74E-01	1,11E+01	0,00E+00	8,79E+01	100
-10%	1,11	5,93E-01	3,53E-01	5,19E+00	0,00E+00	9,39E+01	100
0%	1,00	8,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,91E+01	100
10%	0,91	7,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,34E+00	9,69E+01	100
20%	0,83	7,18E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,21E+00	9,51E+01	100
30%	0,77	6,53E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,74E+00	9,36E+01	100
40%	0,71	5,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,02E+00	9,24E+01	100
70%	0,59	4,78E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,82E+00	8,97E+01	100
100%	0,50	3,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,79E+01	100
150%	0,40	3,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,60E+01	100
200%	0,29	2,17E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	1,49E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,23E+01	100
900%	0,10	7,31E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,06E+01	100

Tabela C 11 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2300K

1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2300K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,57E+00	5,86E+00	1,99E+01	0,00E+00	7,27E+01	100
-30%	1,43	2,17E+00	4,82E+00	1,33E+01	0,00E+00	7,97E+01	100
-20%	1,25	2,98E+00	3,59E+00	7,80E+00	0,00E+00	8,56E+01	100
-10%	1,11	4,15E+00	2,02E+00	3,33E+00	0,00E+00	9,05E+01	100
0%	1,00	5,78E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,42E+01	100
10%	0,91	5,17E+00	0,00E+00	0,00E+00	2,24E+00	9,26E+01	100
20%	0,83	4,67E+00	0,00E+00	0,00E+00	4,05E+00	9,13E+01	100
30%	0,77	4,26E+00	0,00E+00	0,00E+00	5,54E+00	9,02E+01	100
40%	0,71	3,91E+00	0,00E+00	0,00E+00	6,79E+00	8,93E+01	100
70%	0,59	3,15E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,56E+00	8,73E+01	100
100%	0,50	2,64E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,14E+01	8,59E+01	100
150%	0,40	2,07E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,35E+01	8,45E+01	100
200%	0,29	1,45E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,57E+01	8,28E+01	100
400%	0,20	1,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,74E+01	8,16E+01	100
900%	0,10	4,93E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,92E+01	8,03E+01	100

Apêndice C

Tabela C 12 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,001 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H₂ + 0,001 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2500K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,13E-01	4,60E-01	2,57E+01	0,00E+00	7,37E+01	100
-30%	1,43	1,50E-01	3,91E-01	1,81E+01	0,00E+00	8,13E+01	100
-20%	1,25	2,04E-01	3,09E-01	1,14E+01	0,00E+00	8,81E+01	100
-10%	1,11	2,92E-01	1,95E-01	5,37E+00	0,00E+00	9,41E+01	100
0%	1,00	4,64E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,95E+01	100
10%	0,91	4,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,35E+00	9,72E+01	100
20%	0,83	3,70E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,23E+00	9,54E+01	100
30%	0,77	3,36E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,76E+00	9,39E+01	100
40%	0,71	3,08E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,04E+00	9,27E+01	100
70%	0,59	2,46E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,85E+00	8,99E+01	100
100%	0,50	2,05E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,81E+01	100
150%	0,40	1,60E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,61E+01	100
200%	0,29	1,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	7,67E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,24E+01	100
900%	0,10	3,76E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,07E+01	100

Tabela C 13 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H₂ juntamente com 0,002 kmol de C₉H₂₀ para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H₂ + 0,002 kmol de C₉H₂₀ para uma T_{eq} de 2500K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO ₂) [%]	x (CO) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	Total [%]
-40%	1,67	2,19E-01	8,94E-01	2,52E+01	0,00E+00	7,37E+01	100
-30%	1,43	2,93E-01	7,59E-01	1,78E+01	0,00E+00	8,12E+01	100
-20%	1,25	3,99E-01	5,97E-01	1,11E+01	0,00E+00	8,79E+01	100
-10%	1,11	5,72E-01	3,74E-01	5,17E+00	0,00E+00	9,39E+01	100
0%	1,00	8,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,91E+01	100
10%	0,91	7,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	2,34E+00	9,69E+01	100
20%	0,83	7,18E-01	0,00E+00	0,00E+00	4,21E+00	9,51E+01	100
30%	0,77	6,53E-01	0,00E+00	0,00E+00	5,74E+00	9,36E+01	100
40%	0,71	5,98E-01	0,00E+00	0,00E+00	7,02E+00	9,24E+01	100
70%	0,59	4,78E-01	0,00E+00	0,00E+00	9,82E+00	8,97E+01	100
100%	0,50	3,99E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,17E+01	8,79E+01	100
150%	0,40	3,12E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,37E+01	8,60E+01	100
200%	0,29	2,17E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,59E+01	8,39E+01	100
400%	0,20	1,49E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,75E+01	8,23E+01	100
900%	0,10	7,31E-02	0,00E+00	0,00E+00	1,93E+01	8,06E+01	100

Tabela C 14 – Frações molares secas dos produtos da queima de 1 kmol de H_2 juntamente com 0,02 kmol de C_9H_{20} para diferentes misturas a uma temperatura de equilíbrio de 2500K

1 kmol de H_2 + 0,02 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2500K							
		Frações molares secas dos produtos					
Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	x (CO_2) [%]	x (CO) [%]	x (H_2) [%]	x (O_2) [%]	x (N_2) [%]	Total [%]
-40%	1,67	1,47E+00	5,97E+00	1,98E+01	0,00E+00	7,27E+01	100
-30%	1,43	2,04E+00	4,95E+00	1,32E+01	0,00E+00	7,98E+01	100
-20%	1,25	2,86E+00	3,72E+00	7,68E+00	0,00E+00	8,57E+01	100
-10%	1,11	4,06E+00	2,12E+00	3,24E+00	0,00E+00	9,06E+01	100
0%	1,00	5,78E+00	0,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,42E+01	100
10%	0,91	5,17E+00	0,00E+00	0,00E+00	2,24E+00	9,26E+01	100
20%	0,83	4,67E+00	0,00E+00	0,00E+00	4,05E+00	9,13E+01	100
30%	0,77	4,26E+00	0,00E+00	0,00E+00	5,54E+00	9,02E+01	100
40%	0,71	3,91E+00	0,00E+00	0,00E+00	6,79E+00	8,93E+01	100
70%	0,59	3,15E+00	0,00E+00	0,00E+00	9,56E+00	8,73E+01	100
100%	0,50	2,64E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,14E+01	8,59E+01	100
150%	0,40	2,07E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,35E+01	8,45E+01	100
200%	0,29	1,45E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,57E+01	8,28E+01	100
400%	0,20	1,00E+00	0,00E+00	0,00E+00	1,74E+01	8,16E+01	100
900%	0,10	4,93E-01	0,00E+00	0,00E+00	1,92E+01	8,03E+01	100

APÊNDICE D - Temperaturas adiabáticas de chama a pressão constante

Neste apêndice mostra-se o valor da temperatura adiabática de chama a pressão constante, para os diferentes combustíveis e consoante o excesso de ar utilizado, tendo sido utilizado sempre uma temperatura de equilíbrio de 2200K. Para além disso, também é possível ver-se as quantidades de cada componente pertencente aos reagentes e aos produtos, assim como a sua entalpia absoluta.

Tabela D 1 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	1,93		-314147	-605025,86	CO ₂	1,93		-308154	-593483,74	1863
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	7,07		-61024	-431687,91	CO	7,07		-57423	-406214,19	
O ₂	8,40		0	0	H ₂ O	5,87	1800	-179128	-1052210,00	H ₂ O	5,87	1900	-174120	-1022792,67	
N ₂	31,58		0	0	H ₂	4,13		46191	190580,94	H ₂	4,13		49562	204489,46	
					N ₂	31,58		48971	1546700,04	N ₂	31,58		52541	1659454,92	
					O ₂	0,00		51660	0,00	O ₂	0,00		55402	0,00	
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos}	-351642,78				Σh _{produtos}	-158546,23	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	3,19		-302126	-962717,57	CO ₂	3,19		-296069	-943417,08	2043
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	5,81		-53804	-312790,79	CO	5,81		-50170	-291664,45	
O ₂	9,80		0	0	H ₂ O	7,41	2000	-169040	-1253181,92	H ₂ O	7,41	2100	-163893	-1215024,51	
N ₂	36,85		0	0	H ₂	2,59		52968	137000,52	H ₂	2,59		56408	145898,00	
					N ₂	36,85		56130	2068278,21	N ₂	36,85		59738	2201225,79	
					O ₂	0,00		59169	0,00	O ₂	0,00		62959	0,00	
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos}	-323411,55				Σh _{produtos}	-102982,25	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	4,82		-296069	-1427527,86	CO ₂	4,82		-289984	-1398188,39	2188
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	4,18		-50170	-209630,06	CO	4,18		-46521	-194383,10	
O ₂	11,20		0	0	H ₂ O	8,58	2100	-163893	-1405938,84	H ₂ O	8,58	2200	-158685	-1361262,57	
N ₂	42,11		0	0	H ₂	1,42		56408	80189,91	H ₂	1,42		59882	85128,57	
					N ₂	42,11		59738	2515686,63	N ₂	42,11		63360	2668216,29	
					O ₂	0,00		62959	0,00	O ₂	0,00		66773	0,00	
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos}	-447220,23				Σh _{produtos}	-200489,20	

Apêndice D

Tabela D 2 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de C_9H_{20} para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar -10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (P_{const})
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H_2	0,00		0	0	CO_2	6,79		-283876	-1926651,92	CO_2	6,79		-277748	-1885061,49	2309
C_9H_{20}	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	2,21		-42859	-94849,16	CO	2,21		-39187	-86722,83	
O_2	12,60		0	0	H_2O	9,41	2300	-153419	-1444140,88	H_2O	9,41	2400	-148101	-1394082,27	
N_2	47,38		0	0	H_2	0,59		63388	37205,52	H_2	0,59		66925	39281,56	
					N_2	47,38		66997	3174049,84	N_2	47,38		70645	3346877,48	
					O_2	0,00		70609	0,00	O_2	0,00		74467	0,00	
			$\Sigma h_{reagentes}$	-229032				$\Sigma h_{produtos}$	-254386,60				$\Sigma h_{produtos}$	20292,44	
1 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar 0%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (P_{const})
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H_2	0,00		0	0	CO_2	9,00		-277748	-2499732,00	CO_2	9,00		-271602	-2444418,00	2411
C_9H_{20}	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-39187	0,00	CO	0,00		-35505	0,00	
O_2	14,00		0	0	H_2O	10,00	2400	-148101	-1481010,00	H_2O	10,00	2500	-142733	-1427330,00	
N_2	52,64		0	0	H_2	0,00		66925	0,00	H_2	0,00		70492	0,00	
					N_2	52,64		70645	3718752,76	N_2	52,64		74305	3911415,16	
					O_2	0,00		74467	0,00	O_2	0,00		78346	0,00	
			$\Sigma h_{reagentes}$	-229032				$\Sigma h_{produtos}$	-261989,24				$\Sigma h_{produtos}$	39667,16	
1 kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar 10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (P_{const})
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$		n_i	T_{ad}	h_i	$h_{produtos}$	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H_2	0,00		0	0	CO_2	9,00		-289984	-2609856,00	CO_2	9,00		-283876	-2554884,00	2263
C_9H_{20}	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-46521	0,00	CO	0,00		-42859	0,00	
O_2	15,40		0	0	H_2O	10,00	2200	-158685	-1586850,00	H_2O	10,00	2300	-153419	-1534190,00	
N_2	57,90		0	0	H_2	0,00		59882	0,00	H_2	0,00		63388	0,00	
					N_2	57,90		63360	3668797,44	N_2	57,90		66997	3879394,29	
					O_2	1,40		66773	93482,20	O_2	1,40		70609	98852,60	
			$\Sigma h_{reagentes}$	-229032				$\Sigma h_{produtos}$	-434426,36				$\Sigma h_{produtos}$	-110827,11	

Tabela D 3 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-296069	-2664621,00	CO ₂	9,00		-289984	-2609856,00	2136
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-50170	0,00	CO	0,00		-46521	0,00	
O ₂	16,80		0	0	H ₂ O	10,00	2100	-163893	-1638930,00	H ₂ O	10,00	2200	-158685	-1586850,00	
N ₂	63,17		0	0	H ₂	0,00		56408	0,00	H ₂	0,00		59882	0,00	
					N ₂	63,17		59738	3773530,01	N ₂	63,17		63360	4002324,51	
					O ₂	2,80		62959	176285,20	O ₂	2,80		66773	186964,40	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-353735,79					-7417,09	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-302126	-2719134,00	CO ₂	9,00		-296069	-2664621,00	2025
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-53804	0,00	CO	0,00		-50170	0,00	
O ₂	18,20		0	0	H ₂ O	10,00	2000	-169040	-1690400,00	H ₂ O	10,00	2100	-163893	-1638930,00	
N ₂	68,43		0	0	H ₂	0,00		52968	0,00	H ₂	0,00		56408	0,00	
					N ₂	68,43		56130	3841088,19	N ₂	68,43		59738	4087990,85	
					O ₂	4,20		59169	248509,80	O ₂	4,20		62959	264427,80	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-319936,01					48867,65	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-308154	-2773386,00	CO ₂	9,00		-302126	-2719134,00	1926
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-57423	0,00	CO	0,00		-53804	0,00	
O ₂	19,60		0	0	H ₂ O	10,00	1900	-174120	-1741200,00	H ₂ O	10,00	2000	-169040	-1690400,00	
N ₂	73,70		0	0	H ₂	0,00		49562	0,00	H ₂	0,00		52968	0,00	
					N ₂	73,70		52541	3872061,56	N ₂	73,70		56130	4136556,51	
					O ₂	5,60		55402	310251,20	O ₂	5,60		59169	331346,40	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-332273,24					58368,91	

Apêndice D

Tabela D 4 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 70%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	1691
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-326008	-2934072,00	CO ₂	9,00		-320100	-2880900,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-68162	0,00	CO	0,00		-64604	0,00	
O ₂	23,80		0	0	H ₂ O	10,00	1600	-188906	-1889060,00	H ₂ O	10,00	1700	-184059	-1840590,00	
N ₂	89,49		0	0	H ₂	0,00		39562	0,00	H ₂	0,00		42858	0,00	
					N ₂	89,49		41899	3749457,73	N ₂	89,49		45423	4064813,45	
					O ₂	9,80		44253	433679,40	O ₂	9,80		47943	469841,40	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-639994,87					-186835,15	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 100%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	1516
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-331865	-2986785,00	CO ₂	9,00		-326008	-2934072,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-71694	0,00	CO	0,00		-68162	0,00	
O ₂	28,00		0	0	H ₂ O	10,00	1500	-193664	-1936640,00	H ₂ O	10,00	1600	-188906	-1889060,00	
N ₂	105,28		0	0	H ₂	0,00		36307	0,00	H ₂	0,00		39562	0,00	
					N ₂	105,28		38404	4043173,14	N ₂	105,28		41899	4411126,74	
					O ₂	14,00		40590	568260,00	O ₂	14,00		44253	619542,00	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-311991,86					207536,74	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 150%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}		n _i	T _{ad}	h _i	h _{produtos}	1307
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-343397	-3090573,00	CO ₂	9,00		-337664	-3038976,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-78667	0,00	CO	0,00		-75196	0,00	
O ₂	35,00		0	0	H ₂ O	10,00	1300	-202882	-2028820,00	H ₂ O	10,00	1400	-198325	-1983250,00	
N ₂	131,60		0	0	H ₂	0,00		29919	0,00	H ₂	0,00		33092	0,00	
					N ₂	131,60		31510	4146716,02	N ₂	131,60		34939	4597972,42	
					O ₂	21,00		33350	700350,02	O ₂	21,00		36955	776055,02	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-272326,97					351801,44	

Tabela D 5 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 200%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-360121	-3241089,00	CO ₂	9,00		-354635	-3191715,00	1051
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-88844	0,00	CO	0,00		-85495	0,00	
O ₂	49,00		0	0	H ₂ O	10,00	1000	-215852	-2158520,00	H ₂ O	10,00	1100	-211654	-2116540,00	
N ₂	184,24		0	0	H ₂	0,00		20664	0,00	H ₂	0,00		23704	0,00	
					N ₂	184,24		21468	3955264,33	N ₂	184,24		24770	4563624,81	
					O ₂	35,00		22721	795235,01	O ₂	35,00		26232	918120,01	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-649109,66					173489,83	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 400%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-370736	-3336624,00	CO ₂	9,00		-365499	-3289491,00	845
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-95365	0,00	CO	0,00		-92140	0,00	
O ₂	70,00		0	0	H ₂ O	10,00	800	-223840	-2238400,00	H ₂ O	10,00	900	-219915	-2199150,00	
N ₂	263,20		0	0	H ₂	0,00		14701	0,00	H ₂	0,00		17668	0,00	
					N ₂	263,20		15046	3960107,19	N ₂	263,20		18222	4796030,39	
					O ₂	56,00		15838	886927,99	O ₂	56,00		19250	1077999,99	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-727988,82					385389,38	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 900%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	h _{produtos} kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-385245	-3467205,00	CO ₂	9,00		-380647	-3425823,00	583
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-104598	0,00	CO	0,00		-101586	0,00	
O ₂	140,00		0	0	H ₂ O	10,00	500	-234898	-2348980,00	H ₂ O	10,00	600	-231317	-2313170,00	
N ₂	526,40		0	0	H ₂	0,00		5874	0,00	H ₂	0,00		8807	0,00	
					N ₂	526,40		5920	3116288,00	N ₂	526,40		8905	4687592,00	
					O ₂	126,00		6097	768222,00	O ₂	126,00		9254	1166004,00	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-229032					-1931675,00					114603,00	

Apêndice D

Tabela D 6 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-296069	0,00	CO ₂	0,00		-289984	0,00	2198
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-50170	0,00	CO	0,00		-46521	0,00	
O ₂	0,30		0	0	H ₂ O	0,60	2100	-163893	-98335,80	H ₂ O	0,60	2200	-158685	-95211,00	
N ₂	1,13		0	0	H ₂	0,40		56408	22563,20	H ₂	0,40		59882	23952,80	
					N ₂	1,13		59738	67384,46	N ₂	1,13		63360	71470,08	
					O ₂	0,00		62959	0,00	O ₂	0,00		62959	0,00	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				0					-8388,13					211,89	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-283876	0,00	CO ₂	0,00		-277748	0,00	2302
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-42859	0,00	CO	0,00		-39187	0,00	
O ₂	0,35		0	0	H ₂ O	0,70	2300	-153419	-107393,30	H ₂ O	0,70	2400	-148101	-103670,70	
N ₂	1,32		0	0	H ₂	0,30		63388	19016,40	H ₂	0,30		66925	20077,50	
					N ₂	1,32		66997	88168,05	N ₂	1,32		70645	92968,82	
					O ₂	0,00		70609	0,01	O ₂	0,00		74467	0,01	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				0					-208,83					9375,63	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-283876	0,00	CO ₂	0,00		-277748	0,00	2389
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-42859	0,00	CO	0,00		-39187	0,00	
O ₂	0,40		0	0	H ₂ O	0,80	2300	-153419	-122735,05	H ₂ O	0,80	2400	-148101	-118480,65	
N ₂	1,50		0	0	H ₂	0,20		63388	12677,66	H ₂	0,20		66925	13385,07	
					N ₂	1,50		66997	100763,49	N ₂	1,50		70645	106250,08	
					O ₂	0,00		70609	0,04	O ₂	0,00		74467	0,04	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				0					-9293,85					1154,54	

Tabela D 7 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-277748	0,00	CO ₂	0,00		-271602	0,00	2462
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-39187	0,00	CO	0,00		-35505	0,00	
O ₂	0,45		0	0	H ₂ O	0,90	2400	-148101	-133289,97	H ₂ O	0,90	2500	-142733	-128458,80	
N ₂	1,69		0	0	H ₂	0,10		66925	6692,92	H ₂	0,10		70492	7049,64	
					N ₂	1,69		70645	119531,34	N ₂	1,69		74305	125724,06	
					O ₂	0,00		74467	0,23	O ₂	0,00		78346	0,25	
				Σh _{reagentes}					-7065,47					Σh _{produtos}	4315,15
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 0%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-271602	0,00	CO ₂	0,00		-265439	0,00	2525
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-35505	0,00	CO	0,00		-31814	0,00	
O ₂	0,50		0	0	H ₂ O	1,00	2500	-142733	-142733,00	H ₂ O	1,00	2600	-137321	-137321,00	
N ₂	1,88		0	0	H ₂	0,00		70492	0,00	H ₂	0,00		74087	0,00	
					N ₂	1,88		74305	139693,40	N ₂	1,88		77974	146591,12	
					O ₂	0,00		78346	0,00	O ₂	0,00		82245	0,00	
				Σh _{reagentes}					-3039,60					Σh _{produtos}	9270,12
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-283876	0,00	CO ₂	0,00		-277748	0,00	2387
C ₈ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-42859	0,00	CO	0,00		-39187	0,00	
O ₂	0,55		0	0	H ₂ O	1,00	2300	-153419	-153419,00	H ₂ O	1,00	2400	-148101	-148101,00	
N ₂	2,07		0	0	H ₂	0,00		63388	0,00	H ₂	0,00		66925	0,00	
					N ₂	2,07		66997	138549,80	N ₂	2,07		70645	146093,86	
					O ₂	0,05		70609	3530,45	O ₂	0,05		74467	3723,35	
				Σh _{reagentes}					-11338,75					Σh _{produtos}	1716,21

Apêndice D

Tabela D 8 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-289984	0,00	CO ₂	0,00		-283876	0,00	2265
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-46521	0,00	CO	0,00		-42859	0,00	
O ₂	0,60		0	0	H ₂ O	1,00	2200	-158685	-158685,00	H ₂ O	1,00	2300	-153419	-153419,00	
N ₂	2,26		0	0	H ₂	0,00		59882	0,00	H ₂	0,00		63388	0,00	
					N ₂	2,26		63360	142940,16	N ₂	2,26		66997	151145,23	
					O ₂	0,10		66773	6677,30	O ₂	0,10		70609	7060,90	
				Σh _{reagentes}					-9067,54					Σh _{produtos}	4787,13
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-296069	0,00	CO ₂	0,00		-289984	0,00	2158
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-50170	0,00	CO	0,00		-46521	0,00	
O ₂	0,65		0	0	H ₂ O	1,00	2100	-163893	-163893,00	H ₂ O	1,00	2200	-158685	-158685,00	
N ₂	2,44		0	0	H ₂	0,00		56408	0,00	H ₂	0,00		59882	0,00	
					N ₂	2,44		59738	145999,67	N ₂	2,44		63360	154851,84	
					O ₂	0,15		62959	9443,85	O ₂	0,15		66773	10015,95	
				Σh _{reagentes}					-8449,48					Σh _{produtos}	6182,79
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-302126	0,00	CO ₂	0,00		-296069	0,00	2062
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-53804	0,00	CO	0,00		-50170	0,00	
O ₂	0,70		0	0	H ₂ O	1,00	2000	-169040	-169040,00	H ₂ O	1,00	2100	-163893	-163893,00	
N ₂	2,63		0	0	H ₂	0,00		52968	0,00	H ₂	0,00		56408	0,00	
					N ₂	2,63		56130	147734,16	N ₂	2,63		59738	157230,42	
					O ₂	0,20		59169	11833,80	O ₂	0,20		62959	12591,80	
				Σh _{reagentes}					-9472,04					Σh _{produtos}	5929,22

Tabela D 9 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 70%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-314147	0,00	CO ₂	0,00		-308154	0,00	1826
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-61024	0,00	CO	0,00		-57423	0,00	
O ₂	0,85		0	0	H ₂ O	1,00		-179128	-179128,00	H ₂ O	1,00	1900	-174120	-174120,00	
N ₂	3,20		0	0	H ₂	0,00	1800	46191	0,00	H ₂	0,00	1900	49562	0,00	
					N ₂	3,20		48971	156511,32	N ₂	3,20		52541	167921,04	
					O ₂	0,35		51660	18081,00	O ₂	0,35		55402	19390,70	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-4535,68				Σh _{produtos}	13191,74	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 100%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-326008	0,00	CO ₂	0,00		-320100	0,00	1646
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-68162	0,00	CO	0,00		-64604	0,00	
O ₂	1,00		0	0	H ₂ O	1,00		-188906	-188906,00	H ₂ O	1,00	1700	-184059	-184059,00	
N ₂	3,76		0	0	H ₂	0,00	1600	39562	0,00	H ₂	0,00	1700	42858	0,00	
					N ₂	3,76		41899	157540,24	N ₂	3,76		45423	170790,48	
					O ₂	0,50		44253	22126,50	O ₂	0,50		47943	23971,50	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-9239,26				Σh _{produtos}	10702,98	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 150%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-337664	0,00	CO ₂	0,00		-331865	0,00	1427
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-75196	0,00	CO	0,00		-71694	0,00	
O ₂	1,25		0	0	H ₂ O	1,00		-198325	-198325,00	H ₂ O	1,00	1500	-193664	-193664,00	
N ₂	4,70		0	0	H ₂	0,00	1400	33092	0,00	H ₂	0,00	1500	36307	0,00	
					N ₂	4,70		34939	164213,30	N ₂	4,70		38404	180498,80	
					O ₂	0,75		36955	27716,25	O ₂	0,75		40590	30442,50	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-6395,45				Σh _{produtos}	17277,30	

Apêndice D

Tabela D 10 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 200%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-354635	0,00	CO ₂	0,00		-349058	0,00	1152
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-85495	0,00	CO	0,00		-82101	0,00	
O ₂	1,75		0	0	H ₂ O	1,00		-211654	-211654,00	H ₂ O	1,00		-207327	-207327,00	
N ₂	6,58		0	0	H ₂	0,00	1100	23704	0,00	H ₂	0,00	1200	26789	0,00	
					N ₂	6,58		24770	162986,61	N ₂	6,58		28118	185016,45	
					O ₂	1,25		26232	32790,00	O ₂	1,25		29775	37218,75	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-15877,39				Σh _{produtos}	14908,20	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 400%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-365499	0,00	CO ₂	0,00		-360121	0,00	924
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-92140	0,00	CO	0,00		-88844	0,00	
O ₂	2,50		0	0	H ₂ O	1,00		-219915	-219915,00	H ₂ O	1,00		-215852	-215852,00	
N ₂	9,40		0	0	H ₂	0,00	900	17668	0,00	H ₂	0,00	1000	20664	0,00	
					N ₂	9,40		18222	171286,79	N ₂	9,40		21468	201799,19	
					O ₂	2,00		19250	38500,00	O ₂	2,00		22721	45442,00	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-10128,21				Σh _{produtos}	31389,19	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 900%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-380647	0,00	CO ₂	0,00		-375797	0,00	630
C ₆ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-101586	0,00	CO	0,00		-98512	0,00	
O ₂	5,00		0	0	H ₂ O	1,00		-231317	-231317,00	H ₂ O	1,00		-227636	-227636,00	
N ₂	18,80		0	0	H ₂	0,00	600	8807	0,00	H ₂	0,00	700	11749	0,00	
					N ₂	18,80		8905	167414,00	N ₂	18,80		11942	224509,59	
					O ₂	4,50		9254	41643,00	O ₂	4,50		12503	56263,49	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos}	-22260,01				Σh _{produtos}	53137,09	

Tabela D 11 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 mol de H₂ + 0,02 mol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar -40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,04		-302126	-12001,02	CO ₂	0,04		-296069	-11760,43	2094
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,14		-53804	-7547,52	CO	0,14		-50170	-7037,75	
O ₂	0,47		0	0,00	H ₂ O	0,72		-169040	-121079,65	H ₂ O	0,72		-163893	-117392,96	
N ₂	1,76		0	0,00	H ₂	0,48	2000	52968	25621,78	H ₂	0,48	2100	56408	27285,79	
					N ₂	1,76		56130	98770,84	N ₂	1,76		59738	105119,76	
					O ₂	0,00		59169	0,00	O ₂	0,00		62959	0,00	
				Σh _{reagentes}				Σh _{produtos}	-16235,57				Σh _{produtos}	-3785,59	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar -30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,06		-289984	-16748,27	CO ₂	0,06		-283876	-16395,49	2219
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,12		-46521	-5686,92	CO	0,12		-42859	-5239,26	
O ₂	0,55		0	0,00	H ₂ O	0,85		-158685	-135555,74	H ₂ O	0,85		-153419	-131057,29	
N ₂	2,05		0	0,00	H ₂	0,35	2200	59882	20704,55	H ₂	0,35	2300	63388	21916,77	
					N ₂	2,05		63360	130075,58	N ₂	2,05		66997	137542,19	
					O ₂	0,00		66773	0,00	O ₂	0,00		70609	0,00	
				Σh _{reagentes}				Σh _{produtos}	-7210,80				Σh _{produtos}	6766,92	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar -20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,08		-283876	-23800,90	CO ₂	0,08		-277748	-23287,11	2322
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,10		-42859	-4121,21	CO	0,10		-39187	-3768,12	
O ₂	0,62		0	0,00	H ₂ O	0,98		-153419	-150988,45	H ₂ O	0,98		-148101	-145754,70	
N ₂	2,35		0	0,00	H ₂	0,22	2300	63388	13681,83	H ₂	0,22	2400	66925	14445,26	
					N ₂	2,35		66997	157191,04	N ₂	2,35		70645	165750,12	
					O ₂	0,00		70609	0,00	O ₂	0,00		74467	0,00	
				Σh _{reagentes}				Σh _{produtos}	-8037,68				Σh _{produtos}	7385,46	

Apêndice D

Tabela D 12 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 mol de H₂ + 0,02 mol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar -10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2410
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,12		-277748	-34052,67	CO ₂	0,12		-271602	-33299,16	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,06		-39187	-2249,23	CO	0,06		-35505	-2037,89	
O ₂	0,70		0	0,00	H ₂ O	1,10	2400	-148101	-163118,03	H ₂ O	1,10	2500	-142733	-157205,73	
N ₂	2,64		0	0,00	H ₂	0,10		66925	6598,99	H ₂	0,10		70492	6950,71	
					N ₂	2,64		70645	186468,89	N ₂	2,64		74305	196129,53	
					O ₂	0,00		74467	0,00	O ₂	0,00		78346	0,00	
				Σh _{reagentes}									Σh _{produtos}		
				-4580,64					-6352,05					10537,46	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 0%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2487
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-277748	-49994,64	CO ₂	0,18		-271602	-48888,36	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-39187	0,00	CO	0,00		-35505	0,00	
O ₂	0,78		0	0,00	H ₂ O	1,20	2400	-148101	-177721,20	H ₂ O	1,20	2500	-142733	-171279,60	
N ₂	2,93		0	0,00	H ₂	0,00		66925	0,00	H ₂	0,00		70492	0,00	
					N ₂	2,93		70645	207187,66	N ₂	2,93		74305	217921,70	
					O ₂	0,00		74467	0,00	O ₂	0,00		78346	0,00	
				Σh _{reagentes}									Σh _{produtos}		
				-4580,64					-20528,18					-2246,26	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 10%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2346
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-283876	-51097,68	CO ₂	0,18		-277748	-49994,64	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-42859	0,00	CO	0,00		-39187	0,00	
O ₂	0,86		0	0,00	H ₂ O	1,20	2300	-153419	-184102,80	H ₂ O	1,20	2400	-148101	-177721,20	
N ₂	3,23		0	0,00	H ₂	0,00		63388	0,00	H ₂	0,00		66925	0,00	
					N ₂	3,23		66997	216137,68	N ₂	3,23		70645	227906,42	
					O ₂	0,08		70609	5507,50	O ₂	0,08		74467	5808,43	
				Σh _{reagentes}									Σh _{produtos}		
				-4580,64					-13555,30					5999,01	

Tabela D 13 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 mol de H₂ + 0,02 mol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 20%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2222
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-289984	-52197,12	CO ₂	0,18		-283876	-51097,68	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-46521	0,00	CO	0,00		-42859	0,00	
O ₂	0,94		0	0,00	H ₂ O	1,20		-158685	-190422,00	H ₂ O	1,20	2300	-153419	-184102,80	
N ₂	3,52		0	0,00	H ₂	0,00	2200	59882	0,00	H ₂	0,00	2300	63388	0,00	
					N ₂	3,52		63360	222986,65	N ₂	3,52		66997	235786,56	
				Σh _{reagentes} -4580,64	O ₂	0,16		66773	10416,59	O ₂	0,16		70609	11015,00	
								Σh _{produtos} -9215,88					Σh _{produtos} 11601,09		
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 30%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2113
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-296069	-53292,42	CO ₂	0,18		-289984	-52197,12	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-50170	0,00	CO	0,00		-46521	0,00	
O ₂	1,01		0	0,00	H ₂ O	1,20		-163893	-196671,60	H ₂ O	1,20	2200	-158685	-190422,00	
N ₂	3,81		0	0,00	H ₂	0,00	2100	56408	0,00	H ₂	0,00	2200	59882	0,00	
					N ₂	3,81		59738	227759,49	N ₂	3,81		63360	241568,87	
				Σh _{reagentes} -4580,64	O ₂	0,23		62959	14732,41	O ₂	0,23		66773	15624,88	
								Σh _{produtos} -7472,13					Σh _{produtos} 14574,63		
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 40%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	2016
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-302126	-54382,68	CO ₂	0,18		-296069	-53292,42	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-53804	0,00	CO	0,00		-50170	0,00	
O ₂	1,09		0	0,00	H ₂ O	1,20		-169040	-202848,00	H ₂ O	1,20	2100	-163893	-196671,60	
N ₂	4,11		0	0,00	H ₂	0,00	2000	52968	0,00	H ₂	0,00	2100	56408	0,00	
					N ₂	4,11		56130	230465,29	N ₂	4,11		59738	245279,45	
				Σh _{reagentes} -4580,64	O ₂	0,31		59169	18460,73	O ₂	0,31		62959	19643,21	
								Σh _{produtos} -8304,66					Σh _{produtos} 14958,64		

Apêndice D

Tabela D 14 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 mol de H₂ + 0,02 mol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 70%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-320100	-57618,00	CO ₂	0,18		-314147	-56546,46	1780
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-64604	0,00	CO	0,00		-61024	0,00	
O ₂	1,33		0	0,00	H ₂ O	1,20		-184059	-220870,80	H ₂ O	1,20	1800	-179128	-214953,60	
N ₂	4,99		0	0,00	H ₂	0,00	1700	42858	0,00	H ₂	0,00		46191	0,00	
					N ₂	4,99		45423	226468,20	N ₂	4,99		48971	244157,68	
					O ₂	0,55		47943	26176,88	O ₂	0,55		51660	28206,36	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-25843,72					863,98	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 100%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-326008	-58681,44	CO ₂	0,18		-320100	-57618,00	1602
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-68162	0,00	CO	0,00		-64604	0,00	
O ₂	1,56		0	0,00	H ₂ O	1,20		-188906	-226687,20	H ₂ O	1,20	1700	-184059	-220870,80	
N ₂	5,87		0	0,00	H ₂	0,00	1600	39562	0,00	H ₂	0,00		42858	0,00	
					N ₂	5,87		41899	245762,80	N ₂	5,87		45423	266433,17	
					O ₂	0,78		44253	34517,34	O ₂	0,78		47943	37395,54	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-5088,50					25339,91	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 150%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-343397	-61811,46	CO ₂	0,18		-337664	-60779,52	1385
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-78667	0,00	CO	0,00		-75196	0,00	
O ₂	1,95		0	0,00	H ₂ O	1,20		-202882	-243458,40	H ₂ O	1,20	1400	-198325	-237990,00	
N ₂	7,33		0	0,00	H ₂	0,00	1300	29919	0,00	H ₂	0,00		33092	0,00	
					N ₂	7,33		31510	231031,34	N ₂	7,33		34939	256172,77	
					O ₂	1,17		33350	39019,50	O ₂	1,17		36955	43237,35	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-35219,02					640,60	

Tabela D 15 – Temperatura de chama adiabática, a pressão constante, da queima de 1 mol de H₂ + 0,02 mol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 200%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-354635	-63834,30	CO ₂	0,18		-349058	-62830,44	1116
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-85495	0,00	CO	0,00		-82101	0,00	
O ₂	2,73		0	0,00	H ₂ O	1,20		-211654	-253984,80	H ₂ O	1,20	1200	-207327	-248792,40	
N ₂	10,26		0	0,00	H ₂	0,00	1100	23704	0,00	H ₂	0,00		26789	0,00	
					N ₂	10,26		24770	254259,10	N ₂	10,26		28118	288625,65	
					O ₂	1,95		26232	51152,40	O ₂	1,95		29775	58061,25	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-12407,60					35064,06	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 400%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-370736	-66732,48	CO ₂	0,18		-365499	-65789,82	897
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-95365	0,00	CO	0,00		-92140	0,00	
O ₂	3,90		0	0,00	H ₂ O	1,20		-223840	-268608,00	H ₂ O	1,20	900	-219915	-263898,00	
N ₂	14,66		0	0,00	H ₂	0,00	800	14701	0,00	H ₂	0,00		17668	0,00	
					N ₂	14,66		15046	220634,54	N ₂	14,66		18222	267207,41	
					O ₂	3,12		15838	49414,56	O ₂	3,12		19250	60060,00	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-65291,38					-2420,41	
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma Teq de 2200K (Excesso de ar 900%)															
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (P _{const})
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-380647	-68516,46	CO ₂	0,18		-375797	-67643,46	613
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-101586	0,00	CO	0,00		-98512	0,00	
O ₂	7,80		0	0,00	H ₂ O	1,20		-231317	-277580,40	H ₂ O	1,20	700	-227636	-273163,20	
N ₂	29,33		0	0,00	H ₂	0,00	600	8807	0,00	H ₂	0,00		11749	0,00	
					N ₂	29,33		8905	261165,84	N ₂	29,33		11942	350234,98	
					O ₂	7,02		9254	64963,08	O ₂	7,02		12503	87771,06	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos}					Σh _{produtos}	
				-4580,64					-19967,94					97199,38	

APÊNDICE E - Temperatura adiabática de chama a volume constante

Neste apêndice mostra-se o cálculo da temperatura adiabática de chama a volume constante, para os diferentes combustíveis e consoante o excesso de ar utilizado, tendo sido utilizado sempre uma temperatura de equilíbrio de 2200K. Também é possível observar-se as quantidades de cada componente pertencente aos reagentes e aos produtos, assim como a sua entalpia absoluta.

Apêndice E

Tabela E 2 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -10%)																			
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]			
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ			
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	6,79		-253072	-1717586,74			CO ₂	6,79		-246869	-1675487,30		2816	8,564
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	2,21		-24409	-54018,36			CO	2,21		-20697	-45803,52			
O ₂	12,60		0	0	H ₂ O	9,41	2800	-126373	-1189555,50	-1394193,26		H ₂ O	9,41	2900	-120844	-1137510,74	-1449381,65		
N ₂	47,38		0	0	H ₂	0,59		81359	47753,58			H ₂	0,59		85033	49910,03			
					N ₂	47,38		85338	4042973,05			N ₂	47,38		89031	4217932,61			
					O ₂	0,00		90103	0,00			O ₂	0,00		94060	0,00			
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-264627,24					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-40340,56				
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 0%)																			
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]			
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ			
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-246869	-2221821,00			CO ₂	9,00		-240655	-2165895,00		2930	8,912
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-20697	0,00			CO	0,00		-16979	0,00			
O ₂	14,00		0	0	H ₂ O	10,00	2900	-120844	-1208440,00	-1559796,08		H ₂ O	10,00	3000	-115282	-1152820,00	-1619361,23		
N ₂	52,64		0	0	H ₂	0,00		85033	0,00			H ₂	0,00		88733	0,00			
					N ₂	52,64		89031	4686591,80			N ₂	52,64		92730	4881307,15			
					O ₂	0,00		94060	0,00			O ₂	0,00		98036	0,00			
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-303465,28					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-56769,07				
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 10%)																			
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]			
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ			
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-259262	-2333358,00			CO ₂	9,00		-253072	-2277648,00		2756	8,382
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-28115	0,00			CO	0,00		-24409	0,00			
O ₂	15,40		0	0	H ₂ O	10,00	2700	-131866	-1318660,00	-1573755,55		H ₂ O	10,00	2800	-126373	-1263730,00	-1638861,49		
N ₂	57,90		0	0	H ₂	0,00		77710	0,00			H ₂	0,00		81359	0,00			
					N ₂	57,90		81652	4727977,41			N ₂	57,90		85338	4941411,55			
					O ₂	1,40		86164	120629,60			O ₂	1,40		90103	126144,20			
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-377166,55					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-112683,74				

Tabela E 3 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 20%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-265439	-2388951,00			CO ₂	9,00		-259262	-2333358,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-31814	0,00			CO	0,00		-28115	0,00	
O ₂	16,80		0	0	H ₂ O	10,00	2600	-137321	-1373210,00	-1636198,60		H ₂ O	10,00	2700	-131866	-1318660,00	-1706845,33
N ₂	63,17		0	0	H ₂	0,00		74087	0,00			H ₂	0,00		77710	0,00	
					N ₂	63,17		77974	4925461,67			N ₂	63,17		81652	5157793,58	
					O ₂	2,80		82245	230286,00			O ₂	2,80		86164	241259,20	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-242611,93					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	40189,45	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 30%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-277748	-2499732,00			CO ₂	9,00		-271602	-2444418,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-39187	0,00			CO	0,00		-35505	0,00	
O ₂	18,20		0	0	H ₂ O	10,00	2400	-148101	-1481010,00	-1611372,53		H ₂ O	10,00	2500	-142733	-1427330,00	-1687560,05
N ₂	68,43		0	0	H ₂	0,00		66925	0,00			H ₂	0,00		70492	0,00	
					N ₂	68,43		70645	4834378,68			N ₂	68,43		74305	5084839,80	
					O ₂	4,20		74467	312761,40			O ₂	4,20		78346	329053,20	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-444974,46					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-145415,06	
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 40%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-283876	-2554884,00			CO ₂	9,00		-277748	-2499732,00	
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-42859	0,00			CO	0,00		-39187	0,00	
O ₂	19,60		0	0	H ₂ O	10,00	2300	-153419	-1534190,00	-1646111,62		H ₂ O	10,00	2400	-148101	-1481010,00	-1727839,93
N ₂	73,70		0	0	H ₂	0,00		63388	0,00			H ₂	0,00		66925	0,00	
					N ₂	73,70		66997	4937410,95			N ₂	73,70		70645	5206253,96	
					O ₂	5,60		70609	395410,40			O ₂	5,60		74467	417015,20	
				Σh _{reagentes}					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-402364,28					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-85312,77	

Apêndice E

Tabela E 4 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 70%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-302126	-2719134,00		CO ₂	9,00		-296069	-2664621,00		
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-53804	0,00		CO	0,00		-50170	0,00		
O ₂	23,80		0	0	H ₂ O	10,00	2000	-169040	-1690400,00	-1683839,41	H ₂ O	10,00	2100	-163893	-1638930,00	-1782190,08	2071
N ₂	89,49		0	0	H ₂	0,00		52968	0,00		H ₂	0,00		56408	0,00		6,299
					N ₂	89,49		56130	5022961,47		N ₂	89,49		59738	5345834,17		
					O ₂	9,80		59169	579856,20		O ₂	9,80		62959	616998,20		
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-490555,74				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-122908,71			
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 100%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-314147	-2827323,00		CO ₂	9,00		-308154	-2773386,00		
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-61024	0,00		CO	0,00		-57423	0,00		
O ₂	28,00		0	0	H ₂ O	10,00	1800	-179128	-1791280,00	-1736806,03	H ₂ O	10,00	1900	-174120	-1741200,00	-1851779,07	1859
N ₂	105,28		0	0	H ₂	0,00		46191	0,00		H ₂	0,00		49562	0,00		5,655
					N ₂	105,28		48971	5155666,90		N ₂	105,28		52541	5531516,51		
					O ₂	14,00		51660	723240,00		O ₂	14,00		55402	775628,00		
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-476502,12				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-59220,57			
1 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 150%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i			
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		kmol	K	kJ/kmol	kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
H ₂	0,00		0	0	CO ₂	9,00		-326008	-2934072,00		CO ₂	9,00		-320100	-2880900,00		
C ₉ H ₂₀	1,00	298,0	-229032	-229032	CO	0,00		-68162	0,00		CO	0,00		-64604	0,00		
O ₂	35,00		0	0	H ₂ O	10,00	1600	-188906	-1889060,00	-1867565,34	H ₂ O	10,00	1700	-184059	-1840590,00	-2010242,33	1604
N ₂	131,60		0	0	H ₂	0,00		39562	0,00		H ₂	0,00		42858	0,00		4,877
					N ₂	131,60		41899	5513908,42		N ₂	131,60		45423	5977666,82		
					O ₂	21,00		44253	929313,02		O ₂	21,00		47943	1006803,02		
			Σh _{reagentes}	-229032				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-247475,90				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	252737,51			

Apêndice E

Tabela E 6 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -40%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-265439	0,00			CO ₂	0,00		-259262	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-31814	0,00			CO	0,00		-28115	0,00	
O ₂	0,30		0	0	H ₂ O	0,60	2600	-137321	-82392,60	-39986,61		H ₂ O	0,60	2700	-131866	-79119,60	-41755,94
N ₂	1,13		0	0	H ₂	0,40		74087	29634,80			H ₂	0,40		77710	31084,00	
					N ₂	1,13		77974	87954,67			N ₂	1,13		81652	92103,46	
					O ₂	0,00		82245	0,01			O ₂	0,00		86164	0,01	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-4789,73						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	2311,93	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -30%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-259262	0,00			CO ₂	0,00		-253072	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-28115	0,00			CO	0,00		-24409	0,00	
O ₂	0,35		0	0	H ₂ O	0,70	2700	-131866	-92306,20	-45386,69		H ₂ O	0,70	2800	-126373	-88461,10	-47312,33
N ₂	1,32		0	0	H ₂	0,30		77710	23313,00			H ₂	0,30		81359	24407,70	
					N ₂	1,32		81652	107454,03			N ₂	1,32		85338	112304,81	
					O ₂	0,00		86164	0,02			O ₂	0,00		90103	0,02	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-6925,84						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	939,10	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -20%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-253072	0,00			CO ₂	0,00		-246869	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-24409	0,00			CO	0,00		-20697	0,00	
O ₂	0,40		0	0	H ₂ O	0,80	2800	-126373	-101098,27	-51099,40		H ₂ O	0,80	2900	-120844	-96675,08	-53181,35
N ₂	1,50		0	0	H ₂	0,20		81359	16271,88			H ₂	0,20		85033	17006,69	
					N ₂	1,50		85338	128348,35			N ₂	1,50		89031	133902,62	
					O ₂	0,00		90103	0,05			O ₂	0,00		94060	0,06	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-7577,38						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	1052,94	

Tabela E 7 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -10%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-246869	0,00			CO ₂	0,00		-240655	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-20697	0,00			CO	0,00		-16979	0,00	
O ₂	0,45		0	0	H ₂ O	0,90	2900	-120844	-108758,84	-57124,78		H ₂ O	0,90	3000	-115282	-103753,07	-59363,05
N ₂	1,69		0	0	H ₂	0,10		85033	8503,84			H ₂	0,10		88733	8873,86	
					N ₂	1,69		89031	150640,45			N ₂	1,69		92730	156899,16	
					O ₂	0,00		94060	0,30			O ₂	0,00		98036	0,31	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-6739,04						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	2657,20	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 0%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-240655	0,00			CO ₂	0,00		-234430	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-16979	0,00			CO	0,00		-13254	0,00	
O ₂	0,50		0	0	H ₂ O	1,00	3000	-115282	-115282,00	-63462,66		H ₂ O	1,00	3100	-109689	-109689,00	-65857,24
N ₂	1,88		0	0	H ₂	0,00		88733	0,00			H ₂	0,00		92455	0,00	
					N ₂	1,88		92730	174332,40			N ₂	1,88		96436	181299,68	
					O ₂	0,00		98036	0,00			O ₂	0,00		102029	0,00	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-4412,26						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	5753,44	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 10%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-253072	0,00			CO ₂	0,00		-246869	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-24409	0,00			CO	0,00		-20697	0,00	
O ₂	0,55		0	0	H ₂ O	1,00	2800	-126373	-126373,00	-63624,59		H ₂ O	1,00	2900	-120844	-120844,00	-66217,06
N ₂	2,07		0	0	H ₂	0,00		81359	0,00			H ₂	0,00		85033	0,00	
					N ₂	2,07		85338	176478,98			N ₂	2,07		89031	184116,11	
					O ₂	0,05		90103	4505,15			O ₂	0,05		94060	4703,00	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-9013,46						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	1758,05	

Apêndice E

Tabela E 8 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 20%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-259262	0,00			CO ₂	0,00		-253072	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-28115	0,00			CO	0,00		-24409	0,00		
O ₂	0,60		0	0	H ₂ O	1,00	2700	-131866	-131866,00	-65785,33		H ₂ O	1,00	2800	-126373	-126373,00	-68575,68	
N ₂	2,26		0	0	H ₂	0,00		77710	0,00			H ₂	0,00		81359	0,00		
					N ₂	2,26		81652	184206,91			N ₂	2,26		85338	192522,53		
					O ₂	0,10		86164	8616,40			O ₂	0,10		90103	9010,30		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-4828,02					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	6584,14		2742	8,341
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 30%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-265439	0,00			CO ₂	0,00		-259262	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-31814	0,00			CO	0,00		-28115	0,00		
O ₂	0,65		0	0	H ₂ O	1,00	2600	-137321	-137321,00	-67550,31		H ₂ O	1,00	2700	-131866	-131866,00	-70538,54	
N ₂	2,44		0	0	H ₂	0,00		74087	0,00			H ₂	0,00		77710	0,00		
					N ₂	2,44		77974	190568,46			N ₂	2,44		81652	199557,49		
					O ₂	0,15		82245	12336,75			O ₂	0,15		86164	12924,60		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-1966,10					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	10077,55		2616	7,957
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 40%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-271602	0,00			CO ₂	0,00		-265439	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-35505	0,00			CO	0,00		-31814	0,00		
O ₂	0,70		0	0	H ₂ O	1,00	2500	-142733	-142733,00	-68919,51		H ₂ O	1,00	2600	-137321	-137321,00	-72105,63	
N ₂	2,63		0	0	H ₂	0,00		70492	0,00			H ₂	0,00		74087	0,00		
					N ₂	2,63		74305	195570,76			N ₂	2,63		77974	205227,57		
					O ₂	0,20		78346	15669,20			O ₂	0,20		82245	16449,00		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-412,55					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	12249,94		2503	7,613

Tabela E 9 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 70%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-289984	0,00			CO ₂	0,00		-283876	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-46521	0,00			CO	0,00		-42859	0,00		
O ₂	0,85		0	0	H ₂ O	1,00	2200	-158685	-158685,00	-70652,48		H ₂ O	1,00	2300	-153419	-153419,00	-74432,26	
N ₂	3,20		0	0	H ₂	0,00		59882	0,00			H ₂	0,00		63388	0,00		
					N ₂	3,20		63360	202498,56			N ₂	3,20		66997	214122,41		
					O ₂	0,35		66773	23370,55			O ₂	0,35		70609	24713,15		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-3468,37					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	10984,30		2224	6,764
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 100%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-302126	0,00			CO ₂	0,00		-296069	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-53804	0,00			CO	0,00		-50170	0,00		
O ₂	1,00		0	0	H ₂ O	1,00	2000	-169040	-169040,00	-73196,96		H ₂ O	1,00	2100	-163893	-163893,00	-77570,39	
N ₂	3,76		0	0	H ₂	0,00		52968	0,00			H ₂	0,00		56408	0,00		
					N ₂	3,76		56130	211048,80			N ₂	3,76		59738	224614,88		
					O ₂	0,50		59169	29584,50			O ₂	0,50		62959	31479,50		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-1603,66					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	14630,99		2010	6,113
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 150%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-320100	0,00			CO ₂	0,00		-314147	0,00		
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-64604	0,00			CO	0,00		-61024	0,00		
O ₂	1,25		0	0	H ₂ O	1,00	1700	-184059	-184059,00	-73948,42		H ₂ O	1,00	1800	-179128	-179128,00	-79311,28	
N ₂	4,70		0	0	H ₂	0,00		42858	0,00			H ₂	0,00		46191	0,00		
					N ₂	4,70		45423	213488,10			N ₂	4,70		48971	230163,70		
					O ₂	0,75		47943	35957,25			O ₂	0,75		51660	38745,00		
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-8562,07					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	10469,42		1745	5,307

Apêndice E

Tabela E 10 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 200%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-337664	0,00			CO ₂	0,00		-331865	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-75196	0,00			CO	0,00		-71694	0,00	
O ₂	1,75		0	0	H ₂ O	1,00	1400	-198325	-198325,00	-79666,81		H ₂ O	1,00	1500	-193664	-193664,00	-87008,53
N ₂	6,58		0	0	H ₂	0,00		33092	0,00			H ₂	0,00		36307	0,00	
					N ₂	6,58		34939	229898,64			N ₂	6,58		38404	252698,34	
					O ₂	1,25		36955	46193,75			O ₂	1,25		40590	50737,50	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-1899,43						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	22763,31	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 400%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-354635	0,00			CO ₂	0,00		-349058	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-85495	0,00			CO	0,00		-82101	0,00	
O ₂	2,50		0	0	H ₂ O	1,00	1100	-211654	-211654,00	-81447,27		H ₂ O	1,00	1200	-207327	-207327,00	-91757,26
N ₂	9,40		0	0	H ₂	0,00		23704	0,00			H ₂	0,00		26789	0,00	
					N ₂	9,40		24770	232837,99			N ₂	9,40		28118	264309,19	
					O ₂	2,00		26232	52464,00			O ₂	2,00		29775	59550,00	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-7799,28						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	24774,92	
1 kmol de H ₂ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 900%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão no fim da explosão [MPa]	
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _p T _{ad}) kJ	
H ₂	1,00		0	0	CO ₂	0,00		-375797	0,00			CO ₂	0,00		-370736	0,00	
C ₉ H ₂₀	0,00	298,0	-229032	0	CO	0,00		-98512	0,00			CO	0,00		-95365	0,00	
O ₂	5,00		0	0	H ₂ O	1,00	700	-227636	-227636,00	-79982,25		H ₂ O	1,00	800	-223840	-223840,00	-100186,51
N ₂	18,80		0	0	H ₂	0,00		11749	0,00			H ₂	0,00		14701	0,00	
					N ₂	18,80		11942	224509,59			N ₂	18,80		15046	282864,79	
					O ₂	4,50		12503	56263,49			O ₂	4,50		15838	71270,99	
			Σh _{reagentes}	0				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	-26845,17						Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _p T _{ad})	30109,27	

Tabela E 11 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -40%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,04		-271602	-10788,55			CO ₂	0,04		-265439	-10543,74		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,14		-35505	-4980,57			CO	0,14		-31814	-4462,81		
O ₂	0,47		0	0,00	H ₂ O	0,72	2500	-142733	-102236,52	-57215,40		H ₂ O	0,72	2600	-137321	-98360,02	-59825,89	
N ₂	1,76		0	0,00	H ₂	0,48		70492	34098,52			H ₂	0,48		74087	35837,51		
					N ₂	1,76		74305	130753,02			N ₂	1,76		77974	137209,29		
					O ₂	0,00		78346	0,00			O ₂	0,00		82245	0,00		
				Σh _{reagentes} -4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-10369,49					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-145,67		2557	7,776
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -30%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,06		-259262	-14973,89			CO ₂	0,06		-253072	-14616,38		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,12		-28115	-3436,89			CO	0,12		-24409	-2983,86		
O ₂	0,55		0	0,00	H ₂ O	0,85	2700	-131866	-112645,76	-68100,35		H ₂ O	0,85	2800	-126373	-107953,40	-70954,69	
N ₂	2,05		0	0,00	H ₂	0,35		77710	26868,69			H ₂	0,35		81359	26130,35		
					N ₂	2,05		81652	167628,33			N ₂	2,05		85338	175195,54		
					O ₂	0,00		86164	0,00			O ₂	0,00		90103	0,00		
				Σh _{reagentes} -4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-4659,89					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	6817,56		2701	8,214
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -20%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,08		-253072	-21218,21			CO ₂	0,08		-246869	-20698,13		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,10		-24409	-2347,11			CO	0,10		-20697	-1990,17		
O ₂	0,62		0	0,00	H ₂ O	0,98	2800	-126373	-124370,93	-76862,49		H ₂ O	0,98	2900	-120844	-118929,52	-79960,68	
N ₂	2,35		0	0,00	H ₂	0,22		81359	17560,74			H ₂	0,22		85033	18353,74		
					N ₂	2,35		85338	200223,43			N ₂	2,35		89031	208888,09		
					O ₂	0,00		90103	0,00			O ₂	0,00		94060	0,00		
				Σh _{reagentes} -4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-7014,57					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	5663,33		2819	8,574

Apêndice E

Tabela E 12 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar -10%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,12		-246869	-30266,82			CO ₂	0,12		-240655	-29504,97		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,06		-20697	-1187,95			CO	0,06		-16979	-974,55		
O ₂	0,70		0	0,00	H ₂ O	1,10	2900	-120844	-133097,25	-86112,34		H ₂ O	1,10	3000	-115282	-126971,28	-89454,38	
N ₂	2,64		0	0,00	H ₂	0,10		85033	8384,49			H ₂	0,10		88733	8749,32		
					N ₂	2,64		89031	234999,11			N ₂	2,64		92730	244762,69		
					O ₂	0,00		94060	0,00			O ₂	0,00		98036	0,00		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-7280,77					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	6606,84		2919	8,879
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 0%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-240655	-43317,90			CO ₂	0,18		-234430	-42197,40		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-16979	0,00			CO	0,00		-13254	0,00		
O ₂	0,78		0	0,00	H ₂ O	1,20	3000	-115282	-138338,40	-95849,88		H ₂ O	1,20	3100	-109689	-131626,80	-99435,77	
N ₂	2,93		0	0,00	H ₂	0,00		88733	0,00			H ₂	0,00		92455	0,00		
					N ₂	2,93		92730	271958,54			N ₂	2,93		96436	282827,50		
					O ₂	0,00		98036	0,00			O ₂	0,00		102029	0,00		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-5547,64					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	9567,53		3006	9,144
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 10%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-253072	-45552,96			CO ₂	0,18		-246869	-44436,42		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-24409	0,00			CO	0,00		-20697	0,00		
O ₂	0,86		0	0,00	H ₂ O	1,20	2800	-126373	-151647,60	-96401,82		H ₂ O	1,20	2900	-120844	-145012,80	-100296,41	
N ₂	3,23		0	0,00	H ₂	0,00		81359	0,00			H ₂	0,00		85033	0,00		
					N ₂	3,23		85338	275307,22			N ₂	3,23		89031	287221,13		
					O ₂	0,08		90103	7028,03			O ₂	0,08		94060	7336,68		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-11267,13					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	4812,18		2842	8,642

Tabela E 13 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 20%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-265439	-47779,02			CO ₂	0,18		-259262	-46667,16	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-31814	0,00			CO	0,00		-28115	0,00	
O ₂	0,94		0	0,00	H ₂ O	1,20	2600	-137321	-164785,20	-95718,96		H ₂ O	1,20	2700	-131866	-158239,20	-99922,24
N ₂	3,52		0	0,00	H ₂	0,00		74087	0,00			H ₂	0,00		77710	0,00	
					N ₂	3,52		77974	274418,58			N ₂	3,52		81652	287362,78	
					O ₂	0,16		82245	12830,22			O ₂	0,16		86164	13441,58	
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-21034,38					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-4024,23		
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 30%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-271602	-48888,36			CO ₂	0,18		-265439	-47779,02	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-35505	0,00			CO	0,00		-31814	0,00	
O ₂	1,01		0	0,00	H ₂ O	1,20	2500	-142733	-171279,60	-98313,27		H ₂ O	1,20	2600	-137321	-164785,20	-102825,26
N ₂	3,81		0	0,00	H ₂	0,00		70492	0,00			H ₂	0,00		74087	0,00	
					N ₂	3,81		74305	283298,22			N ₂	3,81		77974	297286,79	
					O ₂	0,23		78346	18332,96			O ₂	0,23		82245	19245,33	
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-16850,05					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	1142,64		
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 40%)																	
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]	
	n _i	T _i	h _i	n _i h _i		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})		n _i	T _{ad}	h _i	n _i h _i	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ	kJ	
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-277748	-49994,64			CO ₂	0,18		-271602	-48888,36	
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-39187	0,00			CO	0,00		-35505	0,00	
O ₂	1,09		0	0,00	H ₂ O	1,20	2400	-148101	-177721,20	-100290,18		H ₂ O	1,20	2500	-142733	-171279,60	-105110,87
N ₂	4,11		0	0,00	H ₂	0,00		66925	0,00			H ₂	0,00		70492	0,00	
					N ₂	4,11		70645	290062,72			N ₂	4,11		74305	305090,39	
					O ₂	0,31		74467	23233,70			O ₂	0,31		78346	24443,95	
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-14709,60					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	4255,51		

Apêndice E

Tabela E 14 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de $H_2 + 0,02$ kmol de C_9H_{20} para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de $H_2 + 0,02$ kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar 70%)																
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (V_{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		
H_2	1,00		0	0,00	CO_2	0,18		-296069	-53292,42	CO_2	0,18		-289984	-52197,12	2172	6,606
C_9H_{20}	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-50170	0,00	CO	0,00		-46521	0,00		
O_2	1,33		0	0,00	H_2O	1,20	2100	-163893	-196671,60	H_2O	1,20	2200	-158685	-190422,00		
N_2	4,99		0	0,00	H_2	0,00		56408	0,00	H_2	0,00		59882	0,00		
					N_2	4,99		59738	297839,36	N_2	4,99		63360	315897,79		
					O_2	0,55		62959	34375,61	O_2	0,55		66773	36458,06		
			$\Sigma h_{reagentes}$	-4580,64				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	-20265,56				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	1473,42		
1 kmol de $H_2 + 0,02$ kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar 100%)																
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (V_{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		
H_2	1,00		0	0,00	CO_2	0,18		-308154	-55467,72	CO_2	0,18		-302126	-54382,68	1958	5,956
C_9H_{20}	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-57423	0,00	CO	0,00		-53804	0,00		
O_2	1,56		0	0,00	H_2O	1,20	1900	-174120	-208944,00	H_2O	1,20	2000	-169040	-202848,00		
N_2	5,87		0	0,00	H_2	0,00		49562	0,00	H_2	0,00		52968	0,00		
					N_2	5,87		52541	308184,52	N_2	5,87		56130	329236,16		
					O_2	0,78		55402	43213,56	O_2	0,78		59169	46151,82		
			$\Sigma h_{reagentes}$	-4580,64				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	-18872,76				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	5625,29		
1 kmol de $H_2 + 0,02$ kmol de C_9H_{20} para uma T_{eq} de 2200K (Excesso de ar 150%)																
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	$h_{reagente}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	$h_{produto}$	Temperatura adiabática [K] (V_{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]
	n_i	T_i	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		n_i	T_{ad}	h_i	$n_i h_i$		
	kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		kmol	K	kJ/kmol	kJ		
H_2	1,00		0	0,00	CO_2	0,18		-326008	-58681,44	CO_2	0,18		-320100	-57618,00	1696	5,159
C_9H_{20}	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-68162	0,00	CO	0,00		-64604	0,00		
O_2	1,95		0	0,00	H_2O	1,20	1600	-188906	-226687,20	H_2O	1,20	1700	-184059	-220870,80		
N_2	7,33		0	0,00	H_2	0,00		39562	0,00	H_2	0,00		42858	0,00		
					N_2	7,33		41899	307203,49	N_2	7,33		45423	333041,46		
					O_2	1,17		44253	51776,01	O_2	1,17		47943	56093,31		
			$\Sigma h_{reagentes}$	-4580,64				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	-32326,02				$\Sigma h_{produtos} + R_u(n_i T_i - n_p T_{ad})$	-3507,31		

Tabela E 15 – Temperatura de chama adiabática a volume constante assim como a pressão no fim da explosão da queima de 1 kmol de H₂ + 0,02 kmol de C₉H₂₀ para uma temperatura de equilíbrio de 2200K (continuação)

1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 200%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-343397	-61811,46			CO ₂	0,18		-337664	-60779,52		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-78667	0,00			CO	0,00		-75196	0,00		
O ₂	2,73		0	0,00	H ₂ O	1,20	1300	-202882	-243458,40	-112219,52		H ₂ O	1,20	1400	-198325	-237990,00	-123522,93	
N ₂	10,26		0	0,00	H ₂	0,00		29919	0,00			H ₂	0,00		33092	0,00		
					N ₂	10,26		31510	323443,85			N ₂	10,26		34939	358641,85		
					O ₂	1,95		33350	65032,50			O ₂	1,95		36955	72062,25		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-29013,04					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	8411,64		1365	4,152
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 400%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-360121	-64821,78			CO ₂	0,18		-354635	-63834,30		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-88844	0,00			CO	0,00		-85495	0,00		
O ₂	3,90		0	0,00	H ₂ O	1,20	1000	-215852	-259022,40	-110815,52		H ₂ O	1,20	1100	-211654	-253984,80	-126749,45	
N ₂	14,66		0	0,00	H ₂	0,00		20664	0,00			H ₂	0,00		23704	0,00		
					N ₂	14,66		21468	314806,75			N ₂	14,66		24770	363227,28		
					O ₂	3,12		22721	70889,52			O ₂	3,12		26232	81843,84		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-48963,43					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	502,57		1090	3,314
1 kmol de H ₂ + 0,02 kmol de C ₉ H ₂₀ para uma T _{eq} de 2200K (Excesso de ar 900%)																		
Reagentes	Quantidade	Temperatura	Entalpia absoluta	h _{reagente}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Produtos	Quantidade	Temperatura Arbitrada	Entalpia absoluta	h _{produto}	Temperatura adiabática [K] (V _{const})	Pressão de equilíbrio [MPa]		
	n _i kmol	T _i K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		n _i kmol	T _{ad} K	h _i kJ/kmol	n _i h _i kJ	R _u (n _i T _i -n _i T _{ad}) kJ		
H ₂	1,00		0	0,00	CO ₂	0,18		-375797	-67643,46			CO ₂	0,18		-370736	-66732,48		
C ₉ H ₂₀	0,02	298,0	-229032	-4580,64	CO	0,00		-98512	0,00			CO	0,00		-95365	0,00		
O ₂	7,80		0	0,00	H ₂ O	1,20	700	-227836	-273163,20	-125062,67		H ₂ O	1,20	800	-223840	-268608,00	-156431,65	
N ₂	29,33		0	0,00	H ₂	0,00		11749	0,00			H ₂	0,00		14701	0,00		
					N ₂	29,33		11942	350234,98			N ₂	29,33		15046	441269,09		
					O ₂	7,02		12503	87771,06			O ₂	7,02		15838	111182,76		
			Σh _{reagentes}	-4580,64				Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	-27863,29					Σh _{produtos} + R _u (n _i T _i -n _i T _{ad})	60679,72		726	2,209

APÊNDICE F - Quantidades dos reagentes corrigidas, massa de combustível, energia libertada

Neste apêndice mostram-se as correções a efetuar nas reações estequiométricas de C_9H_{20} , H_2 e $H_2 + C_9H_{20}$, quando se pretende utilizar essa mesma mistura em apenas 1 m^3 de volume de combustão e a uma pressão e temperatura de admissão de 101325 Pa e 60°C , respetivamente. Para além disso, também é possível observar-se as quantidades corrigidas de cada componente da reação, a massa de combustível obtida e a energia gerada por cada combustível, consoante o n_{mistura} obtido para as condições iniciais indicadas.

Tabela F 1 - Correções a efetuar nas reações químicas para um volume de combustão de 1 m^3

Reação	Excesso de ar [%] Mistura [Φ]		Quantidades Iniciais				$n_{\text{mist i}}$ [kmol] n_{mistura} [kmol] Correção (C) -		
			Reagentes						
			$n(C_9H_{20})$ [kmol]	$n(H_2)$ [kmol]	$n(O_2)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]			
C_9H_{20}	0%	1,00	1,00E+00	0,00E+00	1,40E+01	5,26E+01	6,76E+01	3,66E-02	5,41E-04
H_2			0,00E+00	1,00E+00	5,00E-01	1,88E+00	3,38E+00		1,08E-02
$H_2 + C_9H_{20}$			2,00E-02	1,00E+00	7,80E-01	2,93E+00	4,73E+00		7,73E-03

Tabela F 2 - Quantidades corrigidas de cada componente pertencente à reação química

Reação	Excesso de ar [%] Mistura [Φ]		Quantidades Iniciais						
			Reagentes				Produtos		
			$n(C_9H_{20})$ [kmol]	$n(H_2)$ [kmol]	$n(O_2)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]	$n(CO_2)$ [kmol]	$n(H_2O)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]
C_9H_{20}	0%	1,00	1,00E+00	0,00E+00	1,40E+01	5,26E+01	9,00E+00	1,00E+01	5,26E+01
H_2			0,00E+00	1,00E+00	5,00E-01	1,88E+00	0,00E+00	1,00E+00	1,88E+00
$H_2 + C_9H_{20}$			2,00E-02	1,00E+00	7,80E-01	2,93E+00	1,80E-01	1,20E+00	2,93E+00
Reação	Excesso de ar [%] Mistura [Φ]		Quantidades corrigidas						
			Reagentes				Produtos		
			$n(C_9H_{20})$ [kmol]	$n(H_2)$ [kmol]	$n(O_2)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]	$n(CO_2)$ [kmol]	$n(H_2O)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]
C_9H_{20}	0%	1,00	5,41E-04	0,00E+00	7,57E-03	2,85E-02	4,87E-03	5,41E-03	2,85E-02
H_2			0,00E+00	1,08E-02	5,41E-03	2,03E-02	0,00E+00	1,08E-02	2,03E-02
$H_2 + C_9H_{20}$			1,55E-04	7,73E-03	6,03E-03	2,27E-02	1,39E-03	9,27E-03	2,27E-02

Tabela F 3 - Massa de combustível

Reação	Excesso de ar [%] Mistura [Φ]		Quantidades corrigidas				Massa de combustível	
			Reagentes				$m(C_9H_{20})$ [kg]	$m(H_2)$ [kg]
			$n(C_9H_{20})$ [kmol]	$n(H_2)$ [kmol]	$n(O_2)$ [kmol]	$n(N_2)$ [kmol]		
C_9H_{20}	0%	1,00	5,41E-04	0,00E+00	7,57E-03	2,85E-02	6,94E-02	0,00E+00
H_2			0,00E+00	1,08E-02	5,41E-03	2,03E-02	0,00E+00	2,18E-02
$H_2 + C_9H_{20}$			1,55E-04	7,73E-03	6,03E-03	2,27E-02	1,98E-02	1,56E-02

Tabela F 4 - Energia libertada pelo combustível

Reação	Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	Massa de combustível		Poder calorífico inferior		Energia libertada		
			m (C ₉ H ₂₀) [kg]	m (H ₂) [kg]	PCI _{C₉H₂₀} [kJ/kg]	PCI _{H₂} [kJ/kg]	Energia _{C₉H₂₀} [kJ]	Energia _{H₂} [kJ]	Energia total [kJ]
C ₉ H ₂₀	0%	1,00	6,94E-02	0,00E+00	45000	119600	3,12E+03	0,00E+00	3,12E+03
H ₂			0,00E+00	2,18E-02			0,00E+00	2,61E+03	2,61E+03
H ₂ + C ₉ H ₂₀			1,98E-02	1,56E-02			8,92E+02	1,86E+03	2,76E+03

Tabela F 5 - Volume ocupado pelos reagentes

Reação	Excesso de ar [%]	Mistura [Φ]	Frações molares dos reagentes corrigidas				Volume ocupado			
			Reagentes				Reagentes			
			x (C ₉ H ₂₀) [%]	x (H ₂) [%]	x (O ₂) [%]	x (N ₂) [%]	V (C ₉ H ₂₀) [m ³]	V (H ₂) [m ³]	V (O ₂) [m ³]	V (N ₂) [m ³]
C ₉ H ₂₀	0%	1,00	1,48E+00	0,00E+00	2,07E+01	7,78E+01	1,48E-02	0,00E+00	2,07E-01	7,78E-01
H ₂			0,00E+00	2,96E+01	1,48E+01	5,56E+01	0,00E+00	2,96E-01	1,48E-01	5,56E-01
H ₂ + C ₉ H ₂₀			4,23E-01	2,11E+01	1,65E+01	6,20E+01	4,23E-03	2,11E-01	1,65E-01	6,20E-01

ANEXO A - Função de Gibbs de formação e entalpia absoluta

Neste anexo mostra-se o calor específico a pressão constante, a entalpia sensível, a entalpia de formação, a entropia, e a função de Gibbs de formação, de diferentes espécies químicas, para diferentes temperaturas e a uma pressão constante de 101325 Pa. As figuras foram retiradas de [9], sendo que o separador “.” corresponde a um separador decimal, e o separador “,” corresponde ao separador dos milhares.

$T(K)$	\bar{e}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_p^o(298))$ (kJ/kmol)	$h_p^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_p^o(T)$ (kJ/kmol)
200	28.687	-2,835	-111,308	186.018	-128,532
298	29.072	0	-110,541	197.548	-137,163
300	29.078	54	-110,530	197.728	-137,328
400	29.433	2,979	-110,121	206.141	-146,332
500	29.857	5,943	-110,017	212.752	-155,403
600	30.407	8,955	-110,156	218.242	-164,470
700	31.089	12,029	-110,477	222.979	-173,499
800	31.860	15,176	-110,924	227.180	-182,473
900	32.629	18,401	-111,450	230.978	-191,386
1000	33.255	21,697	-112,022	234.450	-200,238
1100	33.725	25,046	-112,619	237.642	-209,030
1200	34.148	28,440	-113,240	240.595	-217,768
1300	34.530	31,874	-113,881	243.344	-226,453
1400	34.872	35,345	-114,543	245.915	-235,087
1500	35.178	38,847	-115,225	248.332	-243,674
1600	35.451	42,379	-115,925	250.611	-252,214
1700	35.694	45,937	-116,644	252.768	-260,711
1800	35.910	49,517	-117,380	254.814	-269,164
1900	36.101	53,118	-118,132	256.761	-277,576
2000	36.271	56,737	-118,902	258.617	-285,948
2100	36.421	60,371	-119,687	260.391	-294,281
2200	36.553	64,020	-120,488	262.088	-302,576
2300	36.670	67,682	-121,305	263.715	-310,835
2400	36.774	71,354	-122,137	265.278	-319,057
2500	36.867	75,036	-122,984	266.781	-327,245
2600	36.950	78,727	-123,847	268.229	-335,399
2700	37.025	82,426	-124,724	269.625	-343,519
2800	37.093	86,132	-125,616	270.973	-351,606
2900	37.155	89,844	-126,523	272.275	-359,661
3000	37.213	93,562	-127,446	273.536	-367,684
3100	37.268	97,287	-128,383	274.757	-375,677
3200	37.321	101,016	-129,335	275.941	-383,639
3300	37.372	104,751	-130,303	277.090	-391,571
3400	37.422	108,490	-131,285	278.207	-399,474
3500	37.471	112,235	-132,283	279.292	-407,347
3600	37.521	115,985	-133,295	280.349	-415,192
3700	37.570	119,739	-134,323	281.377	-423,008
3800	37.619	123,499	-135,366	282.380	-430,796
3900	37.667	127,263	-136,424	283.358	-438,557
4000	37.716	131,032	-137,497	284.312	-446,291
4100	37.764	134,806	-138,585	285.244	-453,997
4200	37.810	138,585	-139,687	286.154	-461,677
4300	37.855	142,368	-140,804	287.045	-469,330
4400	37.897	146,156	-141,935	287.915	-476,957
4500	37.936	149,948	-143,079	288.768	-484,558
4600	37.970	153,743	-144,236	289.602	-492,134
4700	37.998	157,541	-145,407	290.419	-499,684
4800	38.019	161,342	-146,589	291.219	-507,210
4900	38.031	165,145	-147,783	292.003	-514,710
5000	38.033	168,948	-148,987	292.771	-522,186

Figura A 1 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação do monóxido de carbono (CO) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

Anexo A

$T(K)$	\bar{c}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_f^o(298))$ (kJ/kmol)	$\bar{h}_f^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_f^o(T)$ (kJ/kmol)
200	32.387	-3,423	-393,483	199.876	-394,126
298	37.198	0	-393,546	213.736	-394,428
300	37.280	69	-393,547	213.966	-394,433
400	41.276	4,003	-393,617	225.257	-394,718
500	44.569	8,301	-393,712	234.833	-394,983
600	47.313	12,899	-393,844	243.209	-395,226
700	49.617	17,749	-394,013	250.680	-395,443
800	51.550	22,810	-394,213	257.436	-395,635
900	53.136	28,047	-394,433	263.603	-395,799
1000	54.360	33,425	-394,659	269.268	-395,939
1100	55.333	38,911	-394,875	274.495	-396,056
1200	56.205	44,488	-395,083	279.348	-396,155
1300	56.984	50,149	-395,287	283.878	-396,236
1400	57.677	55,882	-395,488	288.127	-396,301
1500	58.292	61,681	-395,691	292.128	-396,352
1600	58.836	67,538	-395,897	295.908	-396,389
1700	59.316	73,446	-396,110	299.489	-396,414
1800	59.738	79,399	-396,332	302.892	-396,425
1900	60.108	85,392	-396,564	306.132	-396,424
2000	60.433	91,420	-396,808	309.223	-396,410
2100	60.717	97,477	-397,065	312.179	-396,384
2200	60.966	103,562	-397,338	315.009	-396,346
2300	61.185	109,670	-397,626	317.724	-396,294
2400	61.378	115,798	-397,931	320.333	-396,230
2500	61.548	121,944	-398,253	322.842	-396,152
2600	61.701	128,107	-398,594	325.259	-396,061
2700	61.839	134,284	-398,952	327.590	-395,957
2800	61.965	140,474	-399,329	329.841	-395,840
2900	62.083	146,677	-399,725	332.018	-395,708
3000	62.194	152,891	-400,140	334.124	-395,562
3100	62.301	159,116	-400,573	336.165	-395,403
3200	62.406	165,351	-401,025	338.145	-395,229
3300	62.510	171,597	-401,495	340.067	-395,041
3400	62.614	177,853	-401,983	341.935	-394,838
3500	62.718	184,120	-402,489	343.751	-394,620
3600	62.825	190,397	-403,013	345.519	-394,388
3700	62.932	196,685	-403,553	347.242	-394,141
3800	63.041	202,983	-404,110	348.922	-393,879
3900	63.151	209,293	-404,684	350.561	-393,602
4000	63.261	215,613	-405,273	353.161	-393,311
4100	63.369	221,945	-405,878	353.725	-393,004
4200	63.474	228,287	-406,499	355.253	-392,683
4300	63.575	234,640	-407,135	356.748	-392,346
4400	63.669	241,002	-407,785	358.210	-391,995
4500	63.753	247,373	-408,451	359.642	-391,629
4600	63.825	253,752	-409,132	361.044	-391,247
4700	63.881	260,138	-409,828	362.417	-390,851
4800	63.918	266,528	-410,539	363.763	-390,440
4900	63.932	272,920	-411,267	365.081	-390,014
5000	63.919	279,313	-412,010	366.372	-389,572

Figura A 2 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação do dióxido de carbono (CO₂) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

$T(\text{K})$	\bar{c}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_f^o(298))$ (kJ/kmol)	$\bar{h}_f^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_f^o(T)$ (kJ/kmol)
200	28.522	-2,818	0	119.137	0
298	28.871	0	0	130.595	0
300	28.877	53	0	130.773	0
400	29.120	2,954	0	139.116	0
500	29.275	5,874	0	145.632	0
600	29.375	8,807	0	150.979	0
700	29.461	11,749	0	155.514	0
800	29.581	14,701	0	159.455	0
900	29.792	17,668	0	162.950	0
1000	30.160	20,664	0	166.106	0
1100	30.625	23,704	0	169.003	0
1200	31.077	26,789	0	171.687	0
1300	31.516	29,919	0	174.192	0
1400	31.943	33,092	0	176.543	0
1500	32.356	36,307	0	178.761	0
1600	32.758	39,562	0	180.862	0
1700	33.146	42,858	0	182.860	0
1800	33.522	46,191	0	184.765	0
1900	33.885	49,562	0	186.587	0
2000	34.236	52,968	0	188.334	0
2100	34.575	56,408	0	190.013	0
2200	34.901	59,882	0	191.629	0
2300	35.216	63,388	0	193.187	0
2400	35.519	66,925	0	194.692	0
2500	35.811	70,492	0	196.148	0
2600	36.091	74,087	0	197.558	0
2700	36.361	77,710	0	198.926	0
2800	36.621	81,359	0	200.253	0
2900	36.871	85,033	0	201.542	0
3000	37.112	88,733	0	202.796	0
3100	37.343	92,455	0	204.017	0
3200	37.566	96,201	0	205.206	0
3300	37.781	99,968	0	206.365	0
3400	37.989	103,757	0	207.496	0
3500	38.190	107,566	0	208.600	0
3600	38.385	111,395	0	209.679	0
3700	38.574	115,243	0	210.733	0
3800	38.759	119,109	0	211.764	0
3900	38.939	122,994	0	212.774	0
4000	39.116	126,897	0	213.762	0
4100	39.291	130,817	0	214.730	0
4200	39.464	134,755	0	215.679	0
4300	39.636	138,710	0	216.609	0
4400	39.808	142,682	0	217.522	0
4500	39.981	146,672	0	218.419	0
4600	40.156	150,679	0	219.300	0
4700	40.334	154,703	0	220.165	0
4800	40.516	158,746	0	221.016	0
4900	40.702	162,806	0	221.853	0
5000	40.895	166,886	0	222.678	0

Figura A 3 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação do hidrogénio (H_2) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

Anexo A

$T(K)$	\bar{e}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_f^o(298))$ (kJ/kmol)	$\bar{h}_f^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_f^o(T)$ (kJ/kmol)
200	32.255	-3,227	-240,838	175.602	-232,779
298	33.448	0	-241,845	188.715	-228,608
300	33.468	62	-241,865	188.922	-228,526
400	34.437	3,458	-242,858	198.686	-223,929
500	35.337	6,947	-243,822	206.467	-219,085
600	36.288	10,528	-244,753	212.992	-214,049
700	37.364	14,209	-245,638	218.665	-208,861
800	38.587	18,005	-246,461	223.733	-203,550
900	39.930	21,930	-247,209	228.354	-198,141
1000	41.315	25,993	-247,879	232.633	-192,652
1100	42.638	30,191	-248,475	236.634	-187,100
1200	43.874	34,518	-249,005	240.397	-181,497
1300	45.027	38,963	-249,477	243.955	-175,852
1400	46.102	43,520	-249,895	247.332	-170,172
1500	47.103	48,181	-250,267	250.547	-164,464
1600	48.035	52,939	-250,597	253.617	-158,733
1700	48.901	57,786	-250,890	256.556	-152,983
1800	49.705	62,717	-251,151	259.374	-147,216
1900	50.451	67,725	-251,384	262.081	-141,435
2000	51.143	72,805	-251,594	264.687	-135,643
2100	51.784	77,952	-251,783	267.198	-129,841
2200	52.378	83,160	-251,955	269.621	-124,030
2300	52.927	88,426	-252,113	271.961	-118,211
2400	53.435	93,744	-252,261	274.225	-112,386
2500	53.905	99,112	-252,399	276.416	-106,555
2600	54.340	104,524	-252,532	278.539	-100,719
2700	54.742	109,979	-252,659	280.597	-94,878
2800	55.115	115,472	-252,785	282.595	-89,031
2900	55.459	121,001	-252,909	284.535	-83,181
3000	55.779	126,563	-253,034	286.420	-77,326
3100	56.076	132,156	-253,161	288.254	-71,467
3200	56.353	137,777	-253,290	290.039	-65,604
3300	56.610	143,426	-253,423	291.777	-59,737
3400	56.851	149,099	-253,561	293.471	-53,865
3500	57.076	154,795	-253,704	295.122	-47,990
3600	57.288	160,514	-253,852	296.733	-42,110
3700	57.488	166,252	-254,007	298.305	-36,226
3800	57.676	172,011	-254,169	299.841	-30,338
3900	57.856	177,787	-254,338	301.341	-24,446
4000	58.026	183,582	-254,515	302.808	-18,549
4100	58.190	189,392	-254,699	304.243	-12,648
4200	58.346	195,219	-254,892	305.647	-6,742
4300	58.496	201,061	-255,093	307.022	-831
4400	58.641	206,918	-255,303	308.368	5,085
4500	58.781	212,790	-255,522	309.688	11,005
4600	58.916	218,674	-255,751	310.981	16,930
4700	59.047	224,573	-255,990	312.250	22,861
4800	59.173	230,484	-256,239	313.494	28,796
4900	59.295	236,407	-256,501	314.716	34,737
5000	59.412	242,343	-256,774	315.915	40,684

Figura A 4 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação da água (H₂O) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

$T(\text{K})$	\bar{c}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_f^o(298))$ (kJ/kmol)	$\bar{h}_f^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_f^o(T)$ (kJ/kmol)
200	28.793	-2,841	0	179.959	0
298	29.071	0	0	191.511	0
300	29.075	54	0	191.691	0
400	29.319	2,973	0	200.088	0
500	29.636	5,920	0	206.662	0
600	30.086	8,905	0	212.103	0
700	30.684	11,942	0	216.784	0
800	31.394	15,046	0	220.927	0
900	32.131	18,222	0	224.667	0
1000	32.762	21,468	0	228.087	0
1100	33.258	24,770	0	231.233	0
1200	33.707	28,118	0	234.146	0
1300	34.113	31,510	0	236.861	0
1400	34.477	34,939	0	239.402	0
1500	34.805	38,404	0	241.792	0
1600	35.099	41,899	0	244.048	0
1700	35.361	45,423	0	246.184	0
1800	35.595	48,971	0	248.212	0
1900	35.803	52,541	0	250.142	0
2000	35.988	56,130	0	251.983	0
2100	36.152	59,738	0	253.743	0
2200	36.298	63,360	0	255.429	0
2300	36.428	66,997	0	257.045	0
2400	36.543	70,645	0	258.598	0
2500	36.645	74,305	0	260.092	0
2600	36.737	77,974	0	261.531	0
2700	36.820	81,652	0	262.919	0
2800	36.895	85,338	0	264.259	0
2900	36.964	89,031	0	265.555	0
3000	37.028	92,730	0	266.810	0
3100	37.088	96,436	0	268.025	0
3200	37.144	100,148	0	269.203	0
3300	37.198	103,865	0	270.347	0
3400	37.251	107,587	0	271.458	0
3500	37.302	111,315	0	272.539	0
3600	37.352	115,048	0	273.590	0
3700	37.402	118,786	0	274.614	0
3800	37.452	122,528	0	275.612	0
3900	37.501	126,276	0	276.586	0
4000	37.549	130,028	0	277.536	0
4100	37.597	133,786	0	278.464	0
4200	37.643	137,548	0	279.370	0
4300	37.688	141,314	0	280.257	0
4400	37.730	145,085	0	281.123	0
4500	37.768	148,860	0	281.972	0
4600	37.803	152,639	0	282.802	0
4700	37.832	156,420	0	283.616	0
4800	37.854	160,205	0	284.412	0
4900	37.868	163,991	0	285.193	0
5000	37.873	167,778	0	285.958	0

Figura A 5 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação do nitrogénio (N_2) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

Anexo A

T (K)	\bar{c}_p (kJ/kmol-K)	$(\bar{h}^o(T) - \bar{h}_f^o(298))$ (kJ/kmol)	$\bar{h}_f^o(T)$ (kJ/kmol)	$\bar{s}^o(T)$ (kJ/kmol-K)	$\bar{g}_f^o(T)$ (kJ/kmol)
200	28.473	-2,836	0	193.518	0
298	29.315	0	0	205.043	0
300	29.331	54	0	205.224	0
400	30.210	3,031	0	213.782	0
500	31.114	6,097	0	220.620	0
600	32.030	9,254	0	226.374	0
700	32.927	12,503	0	231.379	0
800	33.757	15,838	0	235.831	0
900	34.454	19,250	0	239.849	0
1000	34.936	22,721	0	243.507	0
1100	35.270	26,232	0	246.852	0
1200	35.593	29,775	0	249.935	0
1300	35.903	33,350	0	252.796	0
1400	36.202	36,955	0	255.468	0
1500	36.490	40,590	0	257.976	0
1600	36.768	44,253	0	260.339	0
1700	37.036	47,943	0	262.577	0
1800	37.296	51,660	0	264.701	0
1900	37.546	55,402	0	266.724	0
2000	37.788	59,169	0	268.656	0
2100	38.023	62,959	0	270.506	0
2200	38.250	66,773	0	272.280	0
2300	38.470	70,609	0	273.985	0
2400	38.684	74,467	0	275.627	0
2500	38.891	78,346	0	277.210	0
2600	39.093	82,245	0	278.739	0
2700	39.289	86,164	0	280.218	0
2800	39.480	90,103	0	281.651	0
2900	39.665	94,060	0	283.039	0
3000	39.846	98,036	0	284.387	0
3100	40.023	102,029	0	285.697	0
3200	40.195	106,040	0	286.970	0
3300	40.362	110,068	0	288.209	0
3400	40.526	114,112	0	289.417	0
3500	40.686	118,173	0	290.594	0
3600	40.842	122,249	0	291.742	0
3700	40.994	126,341	0	292.863	0
3800	41.143	130,448	0	293.959	0
3900	41.287	134,570	0	295.029	0
4000	41.429	138,705	0	296.076	0
4100	41.566	142,855	0	297.101	0
4200	41.700	147,019	0	298.104	0
4300	41.830	151,195	0	299.087	0
4400	41.957	155,384	0	300.050	0
4500	42.079	159,586	0	300.994	0
4600	42.197	163,800	0	301.921	0
4700	42.312	168,026	0	302.829	0
4800	42.421	172,262	0	303.721	0
4900	42.527	176,510	0	304.597	0
5000	42.627	180,767	0	305.457	0

Figura A 6 - Calor específico a pressão constante, entalpia sensível, entalpia de formação, entropia, e a função de Gibbs de formação do oxigénio (O_2) para uma pressão constante de 101325 Pa [9]

ANEXO B – Caracterização do isoctano

Neste anexo mostra-se a caracterização de gasolinas e do isoctano em motores de ignição por faísca que rondam razões de H/C = 2 a 2,5, tendo sido a Figura B 1 retirada de [1].

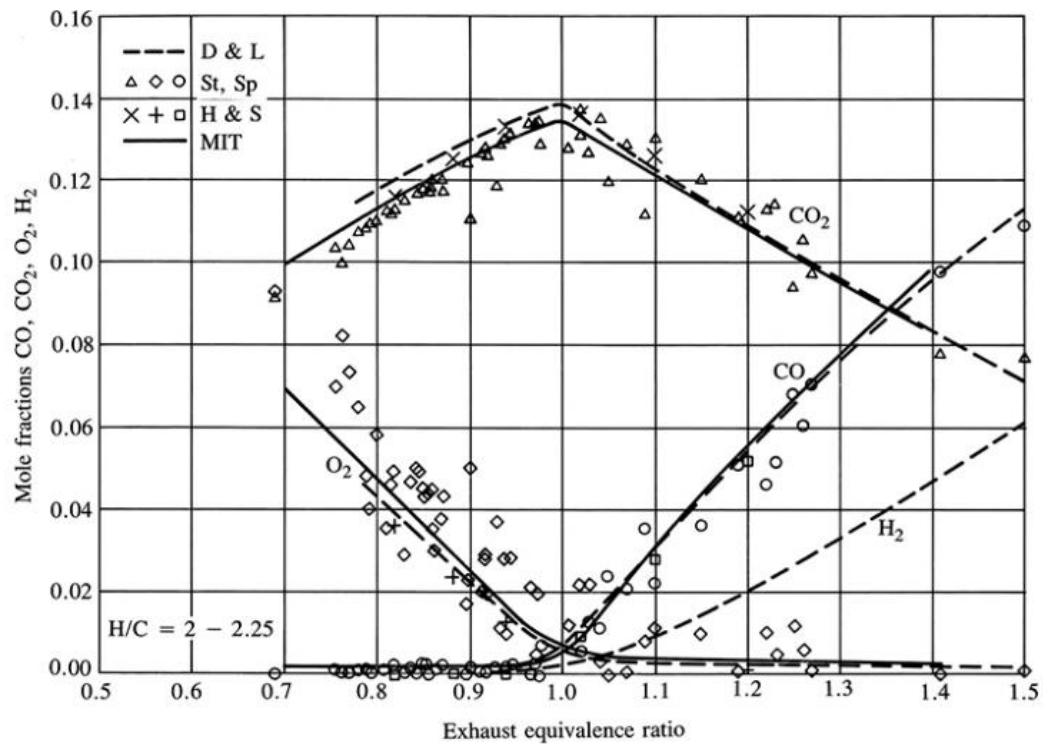


Figura B 1 – Dados da composição dos gases de escape de motores de ignição por faísca em frações molares em função da mistura. Combustível: gasolina e isoctano, H/C 2 a 2,25 [1]

ANEXO C – Temperatura de chama adiabática a pressão constante, ou a volume constante, e a pressão no fim da explosão do isooctano

Neste anexo mostra-se a temperatura de chama adiabática a pressão constante, ou a volume constante, do isooctano. Para além disso, no caso da temperatura de chama adiabática a volume constante, é representada a pressão equilíbrio. A Figura C 1 foi retirada de [1].

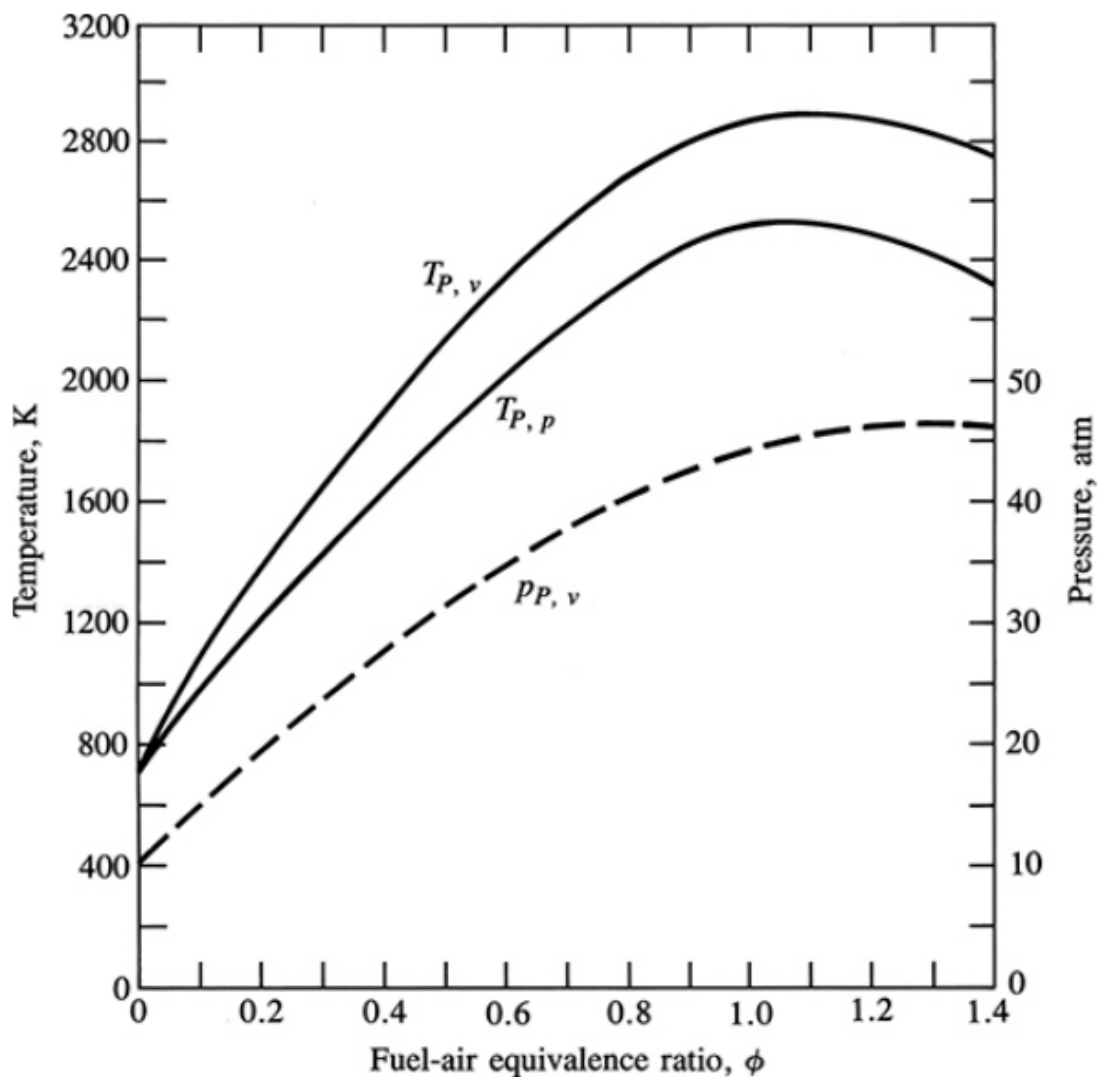


Figura C 1 – Temperaturas de chama adiabática para volume constante ($T_{P,v}$) e pressão constante ($T_{P,p}$) de uma mistura de isooctano-ar inicialmente a 700K e 10 atm, em função da mistura num motor de ignição por faísca. A pressão ($p_{P,v}$) é a pressão no fim da explosão para a combustão adiabática a volume constante [1]