

EDMUNDO GOMES DE AZEVEDO

Manual de
Exercícios de
**Termodinâmica
Aplicada**



ESCOLAR EDITORA

Manual de
Exercícios de
Termodinâmica
Aplicada

EDMUNDO GOMES DE AZEVEDO

Manual de
Exercícios de
**Termodinâmica
Aplicada**



ESCOLAR EDITORA



Manual de Exercícios de **TERMODINÂMICA APLICADA**

Edmundo Gomes de Azevedo

© **Escolar Editora, Agosto 2018**

Estrada Nacional Nº 10

Polígono Industrial do Forte da Casa, Lote B - Piso -1, Bloco 3

2625 - 437 Forte da Casa

Telefone 211 066 500 **Fax** 211 066 520

E-mail editora@escolareditora.com

Internet <http://www.escolareditora.com>

Proibida a reprodução total ou parcial deste livro sem a
autorização expressa do editor.

Todos os direitos estão reservados por Escolar Editora.

Coordenação Editorial

João Costa

ISBN 978-972-592-542-3

Depósito Legal nº 443927/18

Capa

Tiago Oliveira

Composição, Figuras e Paginação

Edmundo Gomes de Azevedo

Impressão e Acabamento

Manuel Barbosa & Filhos, Lda.

Azevedo, E. J. S. Gomes de
Manual de Exercícios de Termodinâmica Aplicada / Edmundo J. S.
Gomes de Azevedo p. cm. – (Escolar Editora)
Inclui Bibliografia e Índice
ISBN 978-972-592-542-3
1. Termodinâmica. I. Título.



Índice Geral

Prefácio	vii
1 Termodinâmica: Modelos e Leis	1
2 Princípio da Conservação da Energia: A 1. ^a Lei da Termodinâmica	11
3 A 2. ^a Lei da Termodinâmica e suas Aplicações	41
4 Termoquímica	131
5 Termodinâmica de Misturas	151
6 Gases Imperfeitos	167
7 Propriedades das Substâncias Puras	199
8 Soluções Ideais	261
9 Soluções Reais	277
10 Soluções de Eletrólitos	307
11 Diagramas de Fases	315
12 Equilíbrio Químico	347
13 Processos em Fluxo	377
14 Análise de Exergia	511
15 Teoria Cinética dos Gases	587

16	Forças Intermoleculares	597
17	Distribuição de Maxwell-Boltzmann	605
18	Termodinâmica Estatística do Gás Monoatômico Perfeito	613
19	Gases Diatômicos Perfeitos	619
20	Gases Poliatômicos Perfeitos	635
21	A 3. ^a Lei da Termodinâmica	649
22	Constantes de Equilíbrio em Termos das Funções de Partição	659
23	Termodinâmica Estatística do Gás Imperfeito	667
24	Sólidos	671
Apêndice A: Soluções dos Exercícios Propostos		681



Prefácio

Ouçó, e esqueço; vejo, e lembro; faço, e compreendo.

Provérbio chinês

Manual de Exercícios de Termodinâmica Aplicada é um volume auxiliar e complementar ao livro de texto *Termodinâmica Aplicada*, 4.^a edição. Contém 400 exercícios totalmente resolvidos e comentados e 1000 exercícios propostos (todos com solução numérica), criteriosamente selecionados e que cobrem o conteúdo de cada um dos 24 capítulos do livro de texto.

Este *Manual de Exercícios*, acentuo, é um texto complementar à 4.^a edição de *Termodinâmica Aplicada*, fazendo-lhe continuamente referência (a uma equação, tabela, figura, etc.) e usando as tabelas de dados e gráficos que fazem parte dos apêndices de *Termodinâmica Aplicada*. Espero que este texto auxiliar cumpra cabalmente a sua função — a de servir de elemento de aprendizagem e de consolidação dos conceitos apresentados no livro-mãe e nunca como um livro de “aprendizagem” *per se*.

É fundamental que o leitor siga os vários capítulos de *Termodinâmica Aplicada*, complementando essa aprendizagem com este *Manual de Exercícios*. Não é com a leitura deste texto que se aprende, mas é a resolução autónoma dos exercícios (o que exige muita autodisciplina!) seguida da sua comparação com as resoluções (ou respostas) apresentadas que permite aferir as fragilidades do conhecimento e a sua correção com a leitura suplementar do livro de texto (ou outro), complementada com aplicações práticas na forma de exercícios.

Ao longo do texto são indicados diversos sítios da Internet, designadamente com dados de propriedades termodinâmicas e cálculos *online*. Na impossibilidade de garantir que estes sítios continuem a estar disponíveis, deve o leitor encontrar por pesquisa na Internet sítios alternativos com a mesma informação, se porventura os *links* apresentados ficarem inoperacionais. Todos os endereços e *links* apresentados neste texto estavam ativos em junho de 2018.

Como referi no prefácio do livro-mãe, e é muito frequente em obras de índole técnica, usei a nomenclatura inglesa (o ponto “.”) como separador de casas decimais, embora em português se deva usar a vírgula (“,”). Por este facto, peço desculpa e a compreensão daqueles que não concordarem com esta opção.

Estão disponíveis para *download* em

<https://xi5ozp.s.cld.pt>

assim como na minha página da Internet em

http://web.tecnico.ulisboa.pt/egazevedo/termodinamica_aplicada.htm

diagramas fases de alguns exercícios do Capítulo 11 deste *Manual de Exercícios*, com uma dimensão adequada que facilita a sua resolução, pois esta envolve o traçado de linhas e a marcação de pontos.

Apesar do esforço imenso que lhe foi dedicado, um texto desta dimensão (e da responsabilidade total e única de um autor), contém inevitavelmente gralhas, erros ou omissões. Para colmatar estas falhas, mantereí uma errata sempre atualizada disponível para consulta e *download* em

<https://yjmliv.s.cld.pt>

Espero que este *Manual* seja útil a todos os que querem (ou ... precisam) de aprender os fundamentos e as aplicações desta ciência fascinante que é a Termodinâmica. Como sempre, fico á disposição dos leitores para receber ideias, críticas e sugestões que possam eventualmente melhorar (e corrigir?) este texto.

Junho de 2018

Edmundo Gomes de Azevedo

egazevedo@tecnico.ulisboa.pt

<http://web.tecnico.ulisboa.pt/egazevedo/>

MATERIAL ADICIONAL

Diagramas de fases dos Exercícios 11.19, 11.20 e 11.21 (zip com ficheiros em formato pdf):

<https://xi5ozp.s.cld.pt>

Propriedades Termodinâmicas da Água (ficheiro em formato pdf):

<https://kfbm3h.s.cld.pt>

Errata (ficheiro em formato pdf):

<https://yjmlv.s.cld.pt>

Página da Internet:

http://web.tecnico.ulisboa.pt/egazevedo/termodinamica_aplicada.htm

NOTA: Todas as referências a capítulos, apêndices, equações e tabelas apresentadas neste texto dizem respeito à 4.^a edição de *Termodinâmica Aplicada*.

Por exemplo, quando no texto se indica “...usando a Eq. (1.8)...” ou “... ver a Tabela D-1...” está a referir-se, respetivamente, à equação 8 do Capítulo 1 e à 1.^a tabela do Apêndice D de *Termodinâmica Aplicada*, 4.^a edição.

1

Termodinâmica: Modelos e Leis

Exercícios Resolvidos

R1.1 Calcule a pressão final quando uma mole de nitrogénio a 300 K e 100 atm é aquecida a volume constante até 500 K.

Resolução:

Vamos assumir que é válida a equação dos gases perfeitos.

Conforme esquematiza a figura (que mostra uma superfície p - V - T para um gás perfeito), para o estado inicial, $n = 1$ mol, $p_1 = 100$ atm, $T_1 = 300$ K,

$$p_1 V = nRT_1$$

Após o aquecimento, $T_2 = 500$ K,

$$p_2 V = nRT_2$$

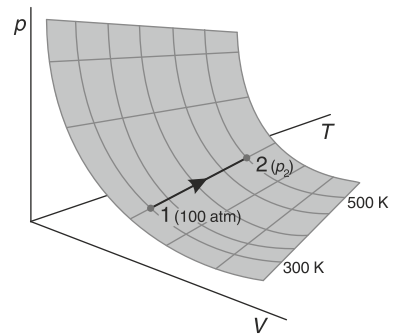
Como n e V são constantes,

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow p_2 = p_1 \frac{T_2}{T_1}$$

Substituindo valores, obtemos $p_2 = 167$ atm.

A lei dos gases perfeitos é uma lei-limite. Nas condições apresentadas, como a pressão é elevada, é de esperar que a lei dos gases perfeitos não dê bons resultados.

De facto, assim é, pois o valor experimental é 183 atm, um desvio de 9% em relação ao valor calculado.



R1.2 Um recipiente de 0.2 m^3 armazena nitrogénio a 1 atm e 15°C . Carrega-se depois o recipiente com mais 0.2 kg de nitrogénio. Determine a pressão final do recipiente, uma vez atingida a temperatura inicial.

Resolução:

Assumimos o nitrogénio como gás perfeito nas condições do processo.

A constante dos gases perfeitos específica para o nitrogénio ($M = 28 \text{ g/mol}$), R_{N_2} , é

$$R_{\text{N}_2} = \frac{R}{M_{\text{N}_2}} = \frac{8.3145}{28 \times 10^{-3}} = 296.95 \text{ J/(K kg)} \approx 0.297 \text{ kJ/(K kg)}$$

Da equação do gás perfeito, a massa inicial de N_2 , m_1 , é

$$p_1 V_1 = m_1 R_{\text{N}_2} T_1 \Rightarrow m_1 = \frac{p_1 V_1}{R_{\text{N}_2} T_1} = \frac{101.325 \times 0.2}{0.297 \times (15 + 273.15)} = 0.237 \text{ kg}$$

Para o estado final,

$$m_2 = m_1 + 0.2 = 0.237 + 0.2 = 0.437 \text{ kg}$$

$$V_2 = V_1 = 0.2 \text{ m}^3$$

$$T_2 = T_1 = 288.15 \text{ K}$$

Determinamos a pressão final da equação dos gases perfeitos:

$$p_2 V_2 = m_2 R_{\text{N}_2} T_2 \Rightarrow p_2 = \frac{m_2 R_{\text{N}_2} T_2}{V_2} = \frac{0.437 \times 0.297 \times 288.15}{0.2} = 183.99 \text{ kPa} \approx 1.84 \text{ bar}$$

R1.3 Uma amostra de 5.94 g de um gás num recipiente de 8.3 dm^3 está à pressão de 1 atm a 0°C . Identifique este gás.

Resolução:

Assumimos comportamento de gás perfeito.

Escrevemos a equação dos gases perfeitos em termos da sua constante específica, $R_X = R/M_X$ onde M_X é a massa molar do gás desconhecido:

$$pV = m R_X T \Rightarrow pV = \frac{mRT}{M_X} \Rightarrow M_X = \frac{mRT}{pV} = \frac{(5.94 \times 10^{-3}) \times 8.3145 \times 273.15}{101325 \times (8.3 \times 10^{-3})} \\ = 0.01604 \text{ kg/mol} = 16.04 \text{ g/mol}$$

Uma vez que a massa molar é 16.04 g/mol, o gás é metano.

R1.4 Determine a densidade mássica de 0.1 kg de propano contido num cilindro a 200 kPa e 20°C .

Resolução:

Assumimos comportamento de gás perfeito.

A densidade mássica (kg/m^3) define-se como $\rho = m/V$. Assim, da equação dos gases perfeitos, com $M = 44.09 \text{ g/mol}$ para o propano (Tabela D-1),

$$pV = m R_{\text{C}_3} T \Rightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{p M_{\text{C}_3}}{RT} \Rightarrow \rho = \frac{(200 \times 10^3) \times (44.09 \times 10^{-3})}{8.3145 \times 293.15} = 3.62 \text{ kg/m}^3$$

R1.5 Um recipiente a 20°C e com 0.35 m³ de capacidade contém 0.4 kg de monóxido de carbono e 1 kg de ar. Assumindo que o ar é constituído por 23.3% (% mássica) de oxigénio e 76.7% de nitrogénio, calcule:

- A pressão parcial de cada componente.
- A pressão total no recipiente.

Resolução:

a) A pressão parcial de um componente é a pressão que ele exerceria se ocupasse todo o volume do recipiente.

Determinamos as pressões parciais de cada componente da mistura usando a Eq. (1.8).

Para isso, precisamos conhecer as moles de cada um dos três constituintes da mistura (CO, O₂ e N₂).

Com as massas molares de cada um dos compostos (Ap. C), obtemos os respetivos números de moles:

$$n(\text{CO}) = \frac{m}{M} = \frac{400 \text{ g}}{28.01 \text{ g/mol}} = 14.3 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m}{M} = \frac{0.233 \times 1000 \text{ g}}{32.00 \text{ g/mol}} = 7.3 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{m}{M} = \frac{0.767 \times 1000 \text{ g}}{28.02 \text{ g/mol}} = 27.4 \text{ mol}$$

Obtemos as pressões parciais da Eq. (1.8):

$$p_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}RT}{V} = \frac{14.3 \times 8.3145 \times (20 + 273.15)}{0.35} = 99\,585 \text{ Pa} \approx 99.58 \text{ kPa}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}RT}{V} = \frac{7.3 \times 8.3145 \times (20 + 273.15)}{0.35} = 50\,837 \text{ Pa} \approx 50.84 \text{ kPa}$$

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}RT}{V} = \frac{27.4 \times 8.3145 \times (20 + 273.15)}{0.35} = 190\,813 \text{ Pa} \approx 190.81 \text{ kPa}$$

b) A pressão total é a soma das pressões parciais [Eq. (1.7)] de cada um dos três constituintes da mistura:

$$p = \sum_{i=1}^3 p_i = p_{\text{CO}} + p_{\text{O}_2} + p_{\text{N}_2}$$

$$= 99.58 + 50.84 + 190.81 = 341.23 \text{ kPa} \approx 3.41 \text{ bar}$$

Se conhecermos previamente a pressão total, as pressões parciais determinavam-se diretamente através da lei de Dalton [Eq. (1.6)], depois de determinada y_i , a fração molar de cada componente na fase gasosa.

R1.6 Um depósito de 10 m^3 a 300 K contém 3 kg de H_2 (1), 5 kg de CO_2 (2), 4 kg de O_2 (3), e 8 kg de N_2 (4). Determine a pressão que a mistura gasosa exerce.

Resolução:

Vamos assumir comportamento de gás perfeito para a mistura gasosa dentro do depósito,

$$p = \frac{mR_{\text{mist}}T}{V}$$

onde m é a massa da mistura ($m = 3 + 5 + 4 + 8 = 20 \text{ kg}$), e R_{mist} a correspondente constante dos gases perfeitos específica, que se define como

$$R_{\text{mist}} = \frac{R}{\bar{M}}$$

Nesta equação, \bar{M} é a massa molar média da mistura gasosa:

$$\bar{M} = \sum_{i=1}^m y_i M_i \quad \Rightarrow \quad \bar{M} = y_1 M_1 + y_2 M_2 + y_3 M_3 + y_4 M_4$$

Precisamos obter as frações molares de cada componente:

$$y_i = \frac{n_i}{n} = \frac{(m_i/M_i)}{n}$$

Usando as massas molares de cada componente (Tabela D-1), vem

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{3 \text{ kg}}{2.016 \text{ kg/kmol}} = 1.488 \text{ kmol}; \quad n_2 = \frac{5}{44.01} = 0.114 \text{ kmol}$$

$$n_3 = \frac{4}{32.00} = 0.125 \text{ kmol}; \quad n_4 = \frac{8}{28.02} = 0.286 \text{ kmol}$$

$$n = \sum_{i=1}^4 n_i = 1.488 + 0.114 + 0.125 + 0.286 = 2.013 \text{ kmol}$$

A fração molar de cada componente é

$$y_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{1.488}{2.013} = 0.739; \quad y_2 = \frac{0.114}{2.013} = 0.057; \quad y_3 = \frac{0.125}{2.013} = 0.062; \quad y_4 = \frac{0.286}{2.013} = 0.142$$

A massa molar média da mistura gasosa é

$$\bar{M} = 0.739 \times 2.016 + 0.057 \times 44.01 + 0.062 \times 32.00 + 0.142 \times 28.02 = 9.96 \text{ kg/kmol}$$

Para esta mistura, a constante dos gases perfeitos específica é

$$R_{\text{mist}} = \frac{8.3145}{9.96} = 0.835 \text{ kJ/(K kg)}$$

A pressão total da mistura é, assim,

$$p = \frac{mR_{\text{mist}}T}{V} = \frac{20 \times 0.835 \times 300}{10} = 501 \text{ kPa} \approx 5 \text{ bar}$$

R1.7 Considere o aquecimento da acetona à pressão atmosférica desde 20°C até 30°C. Determine:

- A percentagem de aumento de volume.
 - A pressão obtida no aquecimento a volume constante.
- Para a acetona (a 1 atm e 20°C): $\alpha_p = 1.45 \times 10^{-3} \text{ K}^{-1}$; $\kappa_T = 62 \times 10^{-6} \text{ bar}^{-1}$; $v = 1.287 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$.

Resolução:

a) Vamos obter o aumento de volume da acetona provocado pelo aquecimento através da integração da Eq. (1.9), mantendo a pressão constante ($dp = 0$):

$$\frac{dV}{V} = \alpha_p dT \Rightarrow \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = \int_{T_1}^{T_2} \alpha_p dT \Rightarrow \ln \frac{V_2}{V_1} = \alpha_p (T_2 - T_1)$$

onde assumimos α_p como constante, pois a diferença de temperatura é relativamente pequena.

Substituindo valores, obtemos

$$\ln \frac{V_2}{V_1} = \alpha_p (T_2 - T_1) \Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = e^{\alpha_p (T_2 - T_1)} = e^{(1.45 \times 10^{-3}) \times (30 - 20)} = 1.015$$

O volume aumenta, assim, de $(1 - V_2/V_1) \times 100\% \approx 1.5\%$, que é um valor muito reduzido, pois trata-se do aquecimento de um líquido através de uma diferença de temperatura também muito pequena.

Notar que, por se tratar de uma diferença, podemos usar em $T_2 - T_1$ as temperaturas °C ou em K, pois $\Delta T(\text{K}) = \Delta T(\text{°C})$.

b) Como se trata de um líquido vamos assumir que α_p e κ_T são constantes, isto é, que a acetona é incompressível.

Assim, da Eq. (1.17a), e como o aquecimento se realiza a volume constante, $v_2 = v_1$,

$$\ln \frac{v_2}{v_1} = 0 = \alpha_p (T_2 - T_1) - \kappa_T (p_2 - p_1) \Rightarrow p_2 = p_1 + \frac{\alpha_p (T_2 - T_1)}{\kappa_T}$$

Substituindo valores, obtemos

$$p_2 = p_1 + \frac{\alpha_p (T_2 - T_1)}{\kappa_T} = 1 + \frac{(1.45 \times 10^{-3})(30 - 20)}{62 \times 10^{-6}} = 234.9 \approx 235 \text{ bar}$$

Podemos confirmar se foi boa aproximação considerar a acetona como incompressível. Para isso, vamos determinar o volume a 30°C e 10 bar, conhecendo o volume específico a 20°C e 1 bar. Da Eq. (1.17a),

$$\ln \frac{v_2}{v_1} = (1.45 \times 10^{-3}) \times (30 - 20) - (62 \times 10^{-6}) \times (10 - 1) = 0.0139$$

$$\ln \frac{v_2}{v_1} = 0.0139 \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = e^{0.0139} = 1.014 \Rightarrow v_2 = 1.014 \times 1.287 = 1.305 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$$

Neste aquecimento houve uma variação de volume de

$$\Delta v = v_2 - v_1 = 1.305 - 1.287 = 0.018 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$$

ou seja, o volume aumentou apenas 1.4%.

Foi, por isso, uma aproximação válida termos considerado constante o volume da acetona, nas condições deste aquecimento.

R1.8 Derive as expressões dos coeficientes de expansão térmica e de compressibilidade isotérmica para:

- Um gás perfeito.
- Um gás de van der Waals,

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Resolução:

Pretendemos as expressões de α_p e de κ_T que se definem como

$$\alpha_p = \frac{1}{V_m} \left(\frac{\partial V_m}{\partial T} \right)_p \quad \kappa_T = -\frac{1}{V_m} \left(\frac{\partial V_m}{\partial p} \right)_T$$

a) Para um gás perfeito,

$$pV_m = RT \Rightarrow V_m = \frac{RT}{p}$$

$$\left(\frac{\partial V_m}{\partial T} \right)_p = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{RT}{p} \right)_p = \frac{R}{p} \left(\frac{\partial T}{\partial T} \right)_p = \frac{R}{p}$$

$$\left(\frac{\partial V_m}{\partial p} \right)_T = RT \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{1}{p} \right)_p = RT \left(-\frac{1}{p^2} \right) = \frac{-RT}{p^2}$$

Assim,

$$\alpha_p = \frac{1}{V_m} \times \frac{R}{p} = \frac{R}{pV_m} = \frac{R}{RT} = \frac{1}{T}$$

$$\kappa_T = -\frac{1}{V_m} \times \left(\frac{-RT}{p^2} \right) = \frac{RT}{p^2 V_m} = \frac{RT}{p \times (pV_m)} = \frac{RT}{p \times (RT)} = \frac{1}{p}$$

b) Do mesmo modo, para um gás de van der Waals,

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

$$dp = \frac{RdT}{V_m - b} - \frac{RTdV_m}{(V_m - b)^2} + \frac{2adV_m}{V_m^3}$$

(1)

A pressão constante,

$$\frac{RdT}{V_m - b} = \left[\frac{RT}{(V_m - b)^2} - \frac{2a}{V_m^3} \right]_p dV_m$$

$$\left(\frac{\partial V_m}{\partial T} \right)_p = \frac{R}{V_m - b} \times \frac{1}{\frac{RT}{(V_m - b)^2} - \frac{2a}{V_m^3}} = \frac{RV_m^3(V_m - b)}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2}$$

Logo,

$$\alpha_p = \frac{1}{V_m} \times \frac{RV_m^3(V_m - b)}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2} = \frac{RV_m^2(V_m - b)}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2}$$

Da Eq. (1) obtemos a temperatura constante,

$$dp = - \left[\frac{RT}{(V_m - b)^2} - \frac{2a}{V_m^3} \right]_T dV_m$$

$$\left(\frac{\partial V_m}{\partial p} \right)_T = \frac{-V_m^3(V_m - b)^2}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2}$$

Logo,

$$\kappa_T = - \frac{1}{V_m} \times \left[\frac{-V_m^3(V_m - b)^2}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2} \right] = \frac{V_m^2(V_m - b)^2}{RTV_m^3 - 2a(V_m - b)^2}$$

Exercícios Propostos

- 1.1 A 100°C e 16.0 kPa a densidade mássica do fósforo gasoso é 0.639 kg m⁻³. Determine a fórmula molecular do fósforo nestas condições.
- 1.2 A tabela seguinte apresenta dados a 25°C da densidade mássica do éter dime-
tílico gasoso em função da pressão. Calcule a massa molar deste éter.

p (torr)	91.74	188.98	277.3	452.8	639.3	760.0
ρ (kg m ⁻³)	0.225	0.456	0.664	1.062	1.468	1.734

- 1.3 Um balão atmosférico cheio de hélio é suposto que se expanda até uma esfera com 20 m de diâmetro a uma altitude de 30 km, onde a pressão é 1.2 kPa e a temperatura é -47°C. Determine o volume de hélio que se deve adicionar antes de ser lançado, se as condições atmosféricas no local de lançamento forem 101.3 kPa e 15°C.



- 1.4 Uma mistura de gases perfeitos, a 4 bar e 20°C, é constituída por 3 kg de nitrogénio e 6 kg de dióxido de carbono. Calcule:
- A fração molar de cada componente da mistura.
 - A massa molar média da mistura.
 - A pressão parcial de cada componente.
 - O volume da mistura.
 - A densidade mássica da mistura.
- 1.5 Atendendo à composição média dos principais componentes do ar à pressão atmosférica, 21% (em volume) de oxigénio e 79% de nitrogénio, determine:
- As moles de nitrogénio por cada mole de oxigénio.
 - A pressão parcial de cada componente.
 - O número de kg de nitrogénio por cada kg de ar.
- 1.6 Um vaso metálico de 6 m³ a 30°C contém 2 kg de uma mistura gasosa dos componentes A ($M = 28.9$ g/mol) e B ($M = 28.2$ g/mol), havendo 45% em massa do componente A. Calcule:
- A pressão parcial de cada componente.
 - A pressão total.
- 1.7 Um recipiente de 1 m³ contém 5 kg de CO₂ e 2 kg de N₂. Calcule:
- As constantes dos gases específicas do CO₂ e do N₂.
 - A pressão no recipiente a 20°C.
 - A variação de pressão quando a temperatura aumenta para 50°C.
- 1.8 Os gases de combustão proveniente de um motor são formados (% em massa) por 76% de N₂, 10% de CO₂ e 14% de O₂. Determine para esta mistura gasosa:
- A massa molar média.
 - A densidade mássica a 1.5 bar e 550°C.
- 1.9 Um reservatório metálico contém 2.5 kg de nitrogénio a 15 bar e 40°C. Adiciona-se de seguida oxigénio de modo a que a pressão aumente para 20 bar, mantendo-se a temperatura constante. Calcule a massa de oxigénio adicionada.
- 1.10 Um reator de 0.6 m³ contém ar com 77% (em massa) de N₂ e 23% de oxigénio, a 25°C e 12 bar. Injeta-se CO₂ no reator até que a pressão no reator atinja 18 bar, mantendo-se a temperatura constante. Determine:
- As massas de N₂ e de O₂ no reator.
 - A massa de CO₂ adicionada.
- 1.11 Um tanque rígido fechado, de 0.1 m³ contém 0.7 kg de N₂ e 1.1 kg de CO₂ a 27°C. Calcule:

- a) A composição da mistura em % mássica.
- b) A composição da mistura em % molar.
- c) A pressão parcial de cada componente.
- d) A pressão da mistura.

1.12 1.00 m^3 de ar húmido a 20°C contém 10.3 g de vapor de água. Determine:

- a) A pressão parcial do vapor de água nesse ar húmido.
- b) A pressão parcial máxima do vapor de água a esta temperatura. Pesquise na Internet os dados necessários para responder a esta questão.
- c) A razão (em %) entre as pressões parciais obtidas nas alíneas anteriores (que é a definição de humidade relativa do ar).

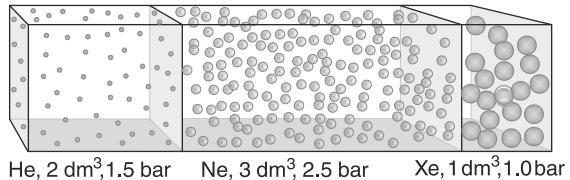
– Para a água a 20°C : $p^{\text{sat}} = 2.34 \text{ kPa}$.

1.13 Uma corrente de gases combustão a 106.25 kPa é formada (% molares) por 70.0% de N_2 , 20.0% de CO_2 , 8% de CO , 1.00% de argon e 1.00% de água.

- a) Calcule a massa molar média da corrente gasosa.
- b) Determine a fração mássica de cada componente.
- c) Calcule a pressão parcial do CO_2 .

1.14 Três recipientes rígidos estão ligados entre si através de partições removíveis constituídas por membranas muito finas, conforme mostra a figura. Assumindo os gases como perfeitos, todos a 298 K , determine após as partições terem sido removidas:

- a) A pressão total.
- b) A pressão parcial de cada componente.



1.15 Usando dados a 25°C da densidade da água a 1 bar , 100 bar e 500 bar , estime o valor da compressibilidade isotérmica da água a 25°C . Obtenha os valores da densidade através de pesquisa na Internet.

1.16 O mercúrio de um termómetro enche-o completamente a 50°C . Estime a pressão dentro do termómetro se o mercúrio for aquecido até 52°C .

– Para o mercúrio: $\alpha_p = 1.8 \times 10^{-4} \text{ K}^{-1}$; $\kappa_T = 3.9 \times 10^{-6} \text{ atm}^{-1}$.

1.17 Um tanque de aço de 0.1 m^3 está inicialmente fechado e cheio de água líquida a 328 K e 0.1 MPa . A água é aquecida e mantida a 328 K , mas devido a um funcionamento deficiente do sensor de temperatura, a resistência de aquecimento não se desliga, fazendo acionar uma válvula de rotura de pressão de 10 MPa . Determine a temperatura da água quando a válvula de rotura é acionada.

– Para a água: $\alpha_p = 2.9 \times 10^{-4} \text{ K}^{-1}$; $\kappa_T = 4.5 \times 10^{-10} \text{ Pa}^{-1}$.

1.18 Obtenha a expressão do coeficiente de expansão térmica, α_p , para um gás que segue a equação de estado de van der Waals,

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

