

# *Propriedades Termodinâmicas*

- ▶ **Tabelas de propriedade --  
medidas**
- ▶ **Equação de Estado --  
equações relacionando  $P, v,$   
e  $T$  de uma substância**

# *Equação de Estado de um gás ideal*

- ▶ Qualquer relação entre pressão, temperatura e volume específico de uma substância é uma *equação de estado*. A mais simples e mais conhecida é a *equação de estado de um gás ideal*:

$$P v = R T$$

onde R é a constante do gás. Cuidado: gás ideal é uma substância idealizada! **Os gases reais se comportam como gás ideal a baixas pressões e altas temperaturas.**

# *Constante universal dos gases*

$$\begin{aligned}R_u &= 8.31434 \text{ kJ/kmol-K} \\ &= 8.31434 \text{ kPa-m}^3/\text{kmol-K} \\ &= 0.0831434 \text{ bar-m}^3/\text{kmol-K} \\ &= 82.05 \text{ L-atm/kmol-K} \\ &= 1.9858 \text{ Btu/lbmol-R} \\ &= 1545.35 \text{ ft-lbf/lbmol-R} \\ &= 10.73 \text{ psia-ft}^3/\text{lbmol-R}\end{aligned}$$

# Exemplo

Determinar a constante para o ar e para o hidrogênio

$$R_{air} = \frac{R_u}{M} = \frac{8.1417 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}}{28.97 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}} = 0.287 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$R_{hydrogen} = \frac{8.1417 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}}{2.016 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}} = 4.124 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

*A “lei” dos gases perfeitos é uma simples equação de estado*

$$PV = mRT$$

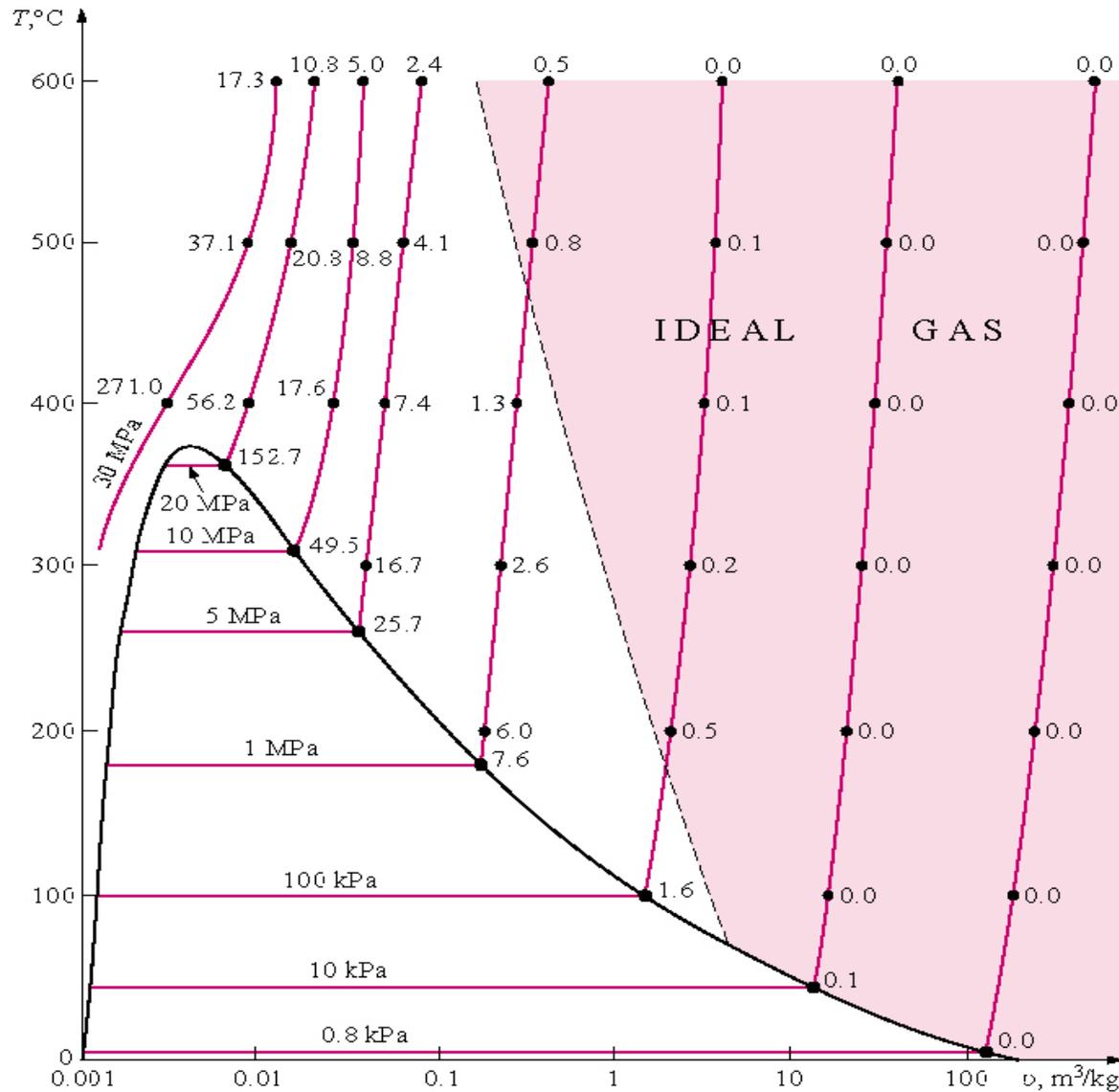
$$Pv = RT$$

$$PV = NR_u T$$

$$P \bar{v} = R_u T ; \bar{v} = V / N$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

# Porcentagem de erro ao se aplicar a lei dos gases perfeitos



# *Questão .....*

**Em que circunstâncias  
pode-se aplicar a equação  
dos gases perfeitos?**

# *Lei dos gases perfeitos*

- ▶ Boa aproximação para o comportamento de P-v-T de gases reais a baixas densidades (**baixas pressões e altas temperaturas**).
- ▶ Ar, nitrogênio, oxigênio, hidrogênio, hélio, argônio, neon, dióxido de carbono, .... ( $< 1\%$  erro).

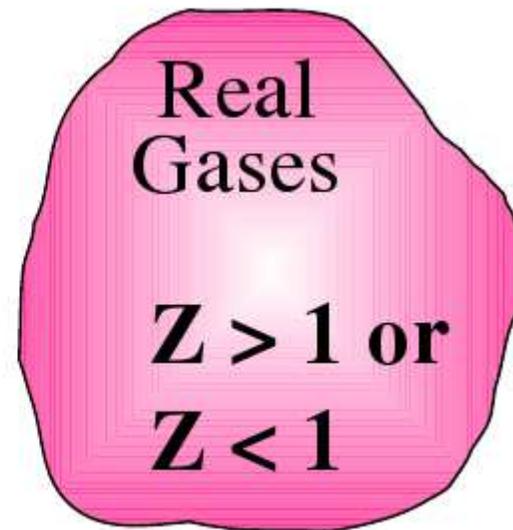
# *Fator de compressibilidade*

- ▶ O desvio de comportamento em relação a um gás perfeito é considerado através do *fator de compressibilidade Z*:

$$Z = \frac{P v}{RT} \quad \text{or} \quad Z = \frac{v_{actual}}{v_{ideal}}$$

**Z representa a razão de volumes ou compressibilidade.**

# *Fator de compressibilidade*



# *Gases Reais*

$$Pv = ZRT$$

- ▶ **Z é conhecido como fator de compressibilidade.**
- ▶ **Gases reais,  $Z < 1$  or  $Z > 1$ .**

# *Fator de Compressibilidade*

- ▶ **Leva em consideração 2 fatores básicos**
  - Estrutura molecular
  - Forças intermoleculares

# *Princípio dos estados correspondentes*

- ▶ O fator de compressibilidade  $Z$  é aproximadamente o mesmo para todos os gases às mesmas **temperatura reduzida** e **pressão reduzida**.

$$Z = Z(P_R, T_R) \text{ para todos os gases}$$

# *Pressão e temperatura reduzidas*

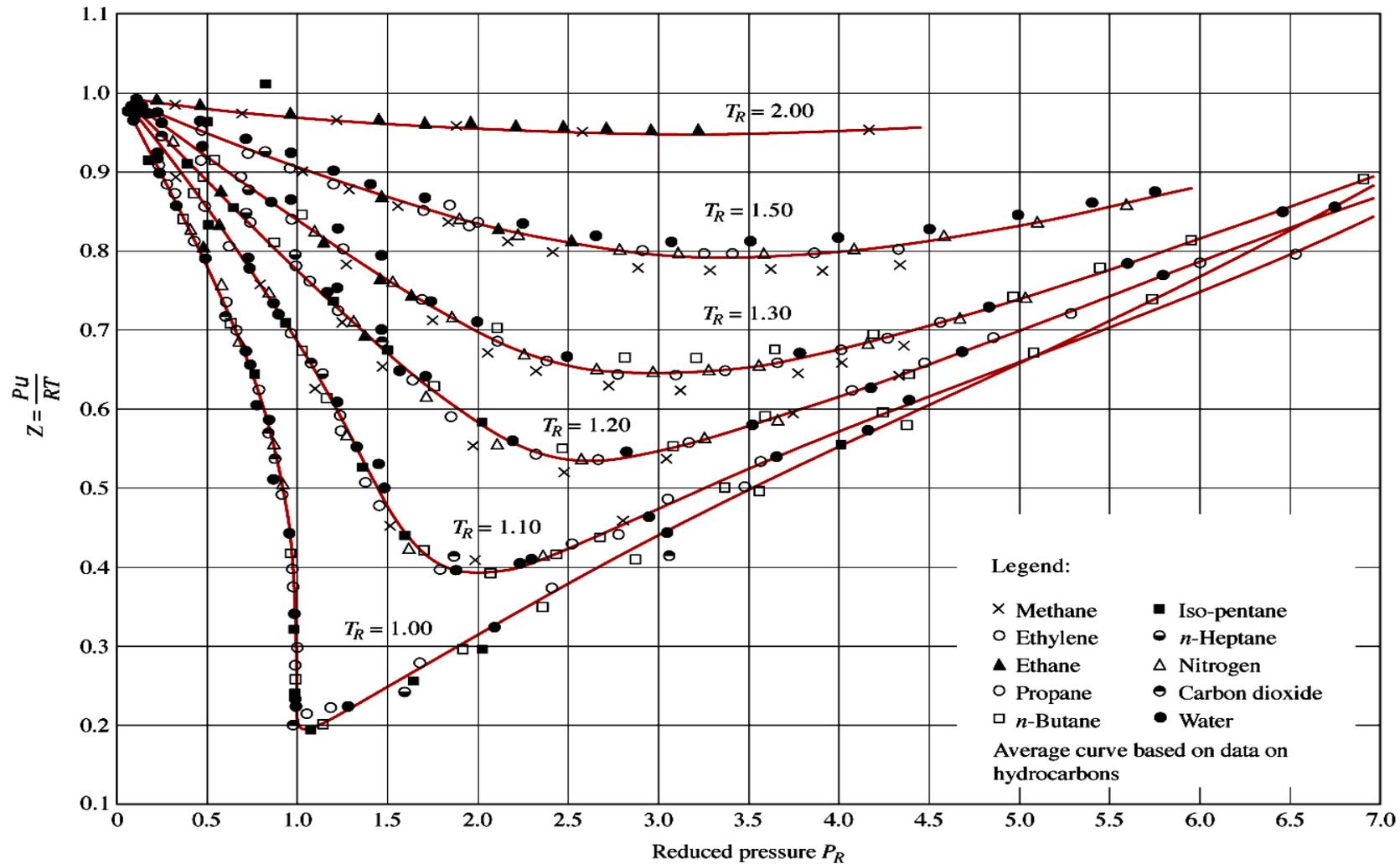
$$P_R \equiv \frac{P}{P_{cr}} ; T_R \equiv \frac{T}{T_{cr}}$$

**onde:**

**$P_R$  e  $T_R$  são valores reduzidos.**

**$P_{cr}$  e  $T_{cr}$  são propriedades críticas.**

# *Fator de compressibilidade para 10 substâncias (aplicável para todos os gases Tabela A-3)*



*Onde podemos encontrar as propriedades do ponto crítico? Tabela A-7*

	<b>Mol</b> <b>(kg-Mol)</b>	<b>R</b> <b>(J/kg.K)</b>	<b>Tcrit</b> <b>(K)</b>	<b>Pcrit</b> <b>(MPa)</b>
<b>Ar</b>	<b>28,97</b>	<b>287,0</b>	<b>(---)</b>	<b>(---)</b>
<b>O<sub>2</sub></b>	<b>32,00</b>	<b>259,8</b>	<b>154,8</b>	<b>5,08</b>
<b>H<sub>2</sub></b>	<b>2,016</b>	<b>4124,2</b>	<b>33,3</b>	<b>1,30</b>
<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>18,016</b>	<b>461,5</b>	<b>647,1</b>	<b>22,09</b>
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>44,01</b>	<b>188,9</b>	<b>304,2</b>	<b>7,39</b>

# *Aproximação de gás ideal*

- ▶ A carta de compressibilidade mostra condições nas quais  $Z = 1$  e o gás se comporta como um gás ideal:
- ▶ (a)  $P_R < 0.1$  e  $T_R > 1$

# *Exercício 3-21*

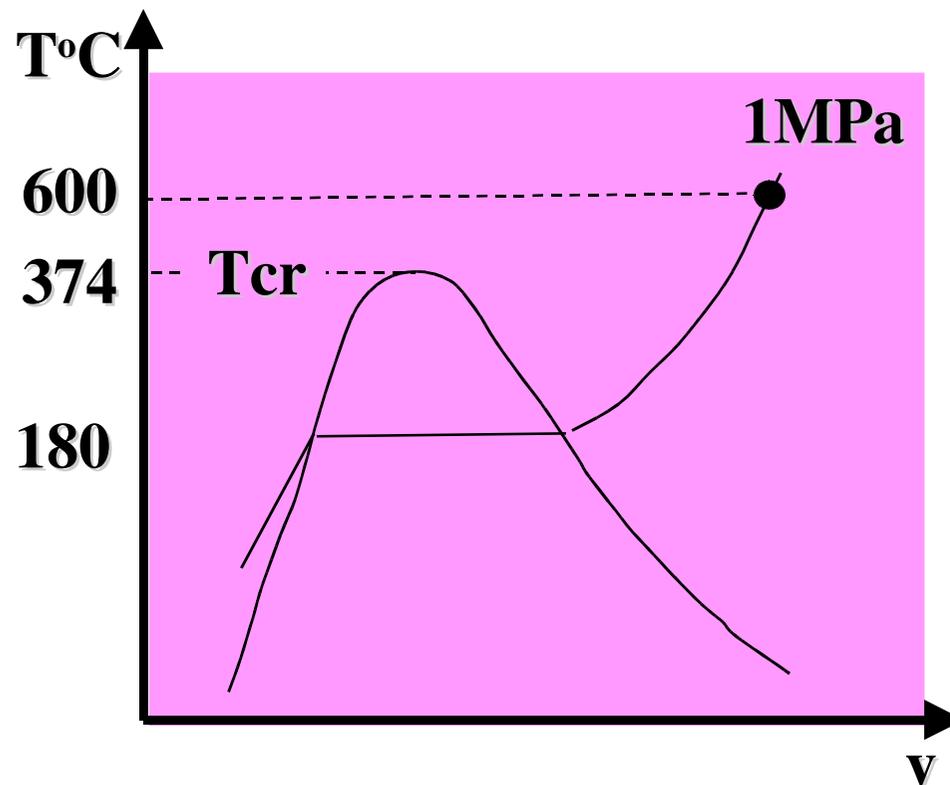
**Vapor a 600 °C e 1 MPa. Avaliar o volume específico utilizando a tabela de vapor e a lei dos gases perfeitos ( $R_{\text{vapor}} = 0,461 \text{ kJ/kgK}$ )**

# Exercício 3-21

Vapor a 600 °C e 1 MPa. Avaliar o volume específico utilizando a tabela de vapor e a lei dos gases perfeitos

$T_{\text{sat}} = 180^\circ\text{C}$  logo é vapor superaquecido (Tabela A-3)

Volume = 0,4011  $\text{m}^3/\text{kg}$



# Exercício 3-21 (cont.)

Parte (b): lei dos gases perfeitos

$$R_{\text{vapor}} = 461 \text{ J/kgK}$$

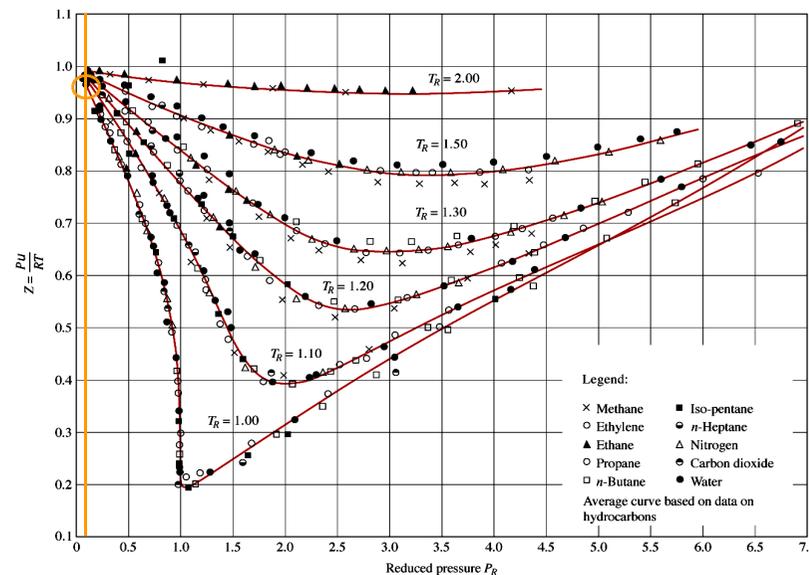
$$v = RT/P, \quad v = 461 \times 873 / 10^6 = 0.4024 \text{ m}^3/\text{kg}$$

Vapor é um gás perfeito nesse estado: o erro é de 0.3%

Verifique!

$$P_R = 1/22.09 = 0.05$$

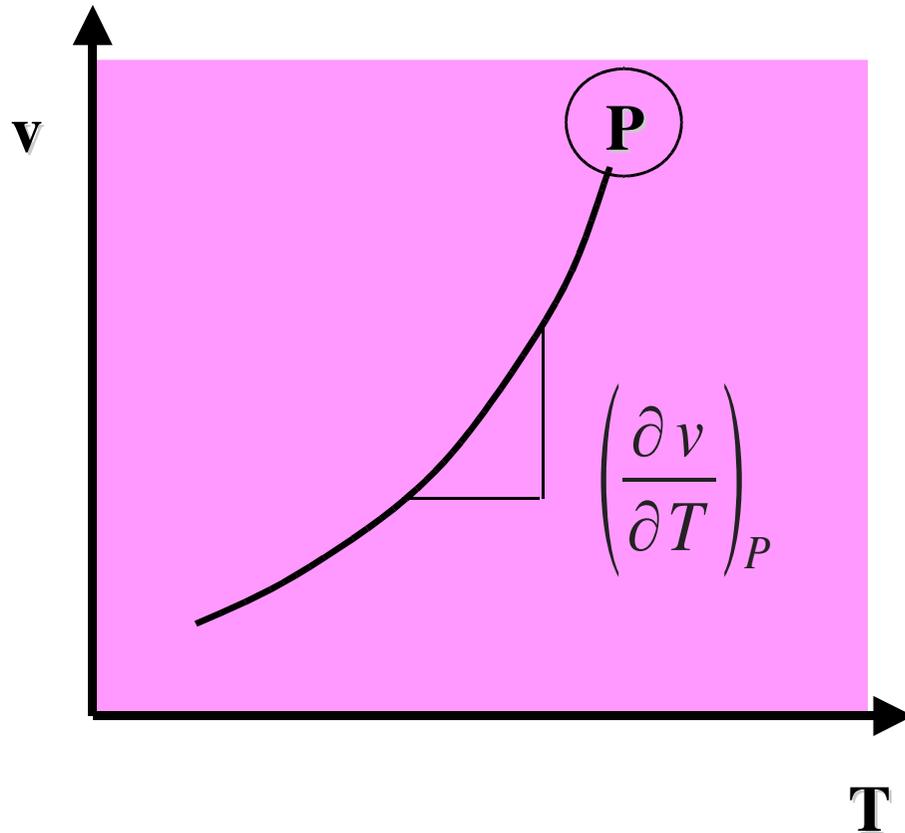
$$\& T_R = 873/647 = 1.35$$



# *Questão*

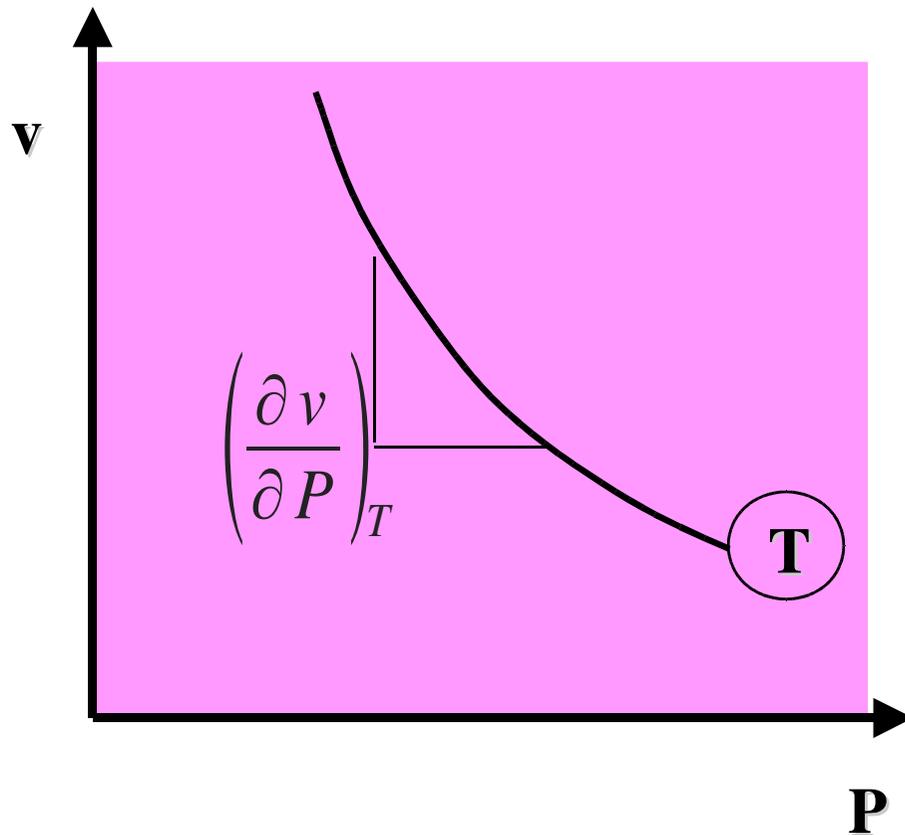
Encontre o fator de compressibilidade para determinar o erro ao se tratar oxigênio a 160 K e 3 MPa como um gás perfeito.

*Outras propriedades termodinâmicas:*  
*Coeficiente de expansão volumétrica*  
*(compressibilidade isobárica)*



$$\beta = \frac{1}{v} \left( \frac{\partial v}{\partial T} \right)_P > 0$$

# *Outras propriedades termodinâmicas:* *Compressibilidade isotérmica*



$$\kappa = -\frac{1}{v} \left( \frac{\partial v}{\partial P} \right)_T > 0$$

## *Outras propriedades termodinâmicas:*

**O volume pode ser visto como uma função da pressão e da temperatura,  $v = v(P, T)$ .**

**Logo :**

$$dv = \left( \frac{\partial v}{\partial T} \right)_P dT + \left( \frac{\partial v}{\partial P} \right)_T dP \equiv \beta v dT - \kappa v dP$$

**Se  $\kappa$  e  $\beta$  forem constantes, podemos integrar em  $v$ :**

$$\ln \left( \frac{v}{v_0} \right) = \beta (T - T_0) - \kappa (P - P_0)$$

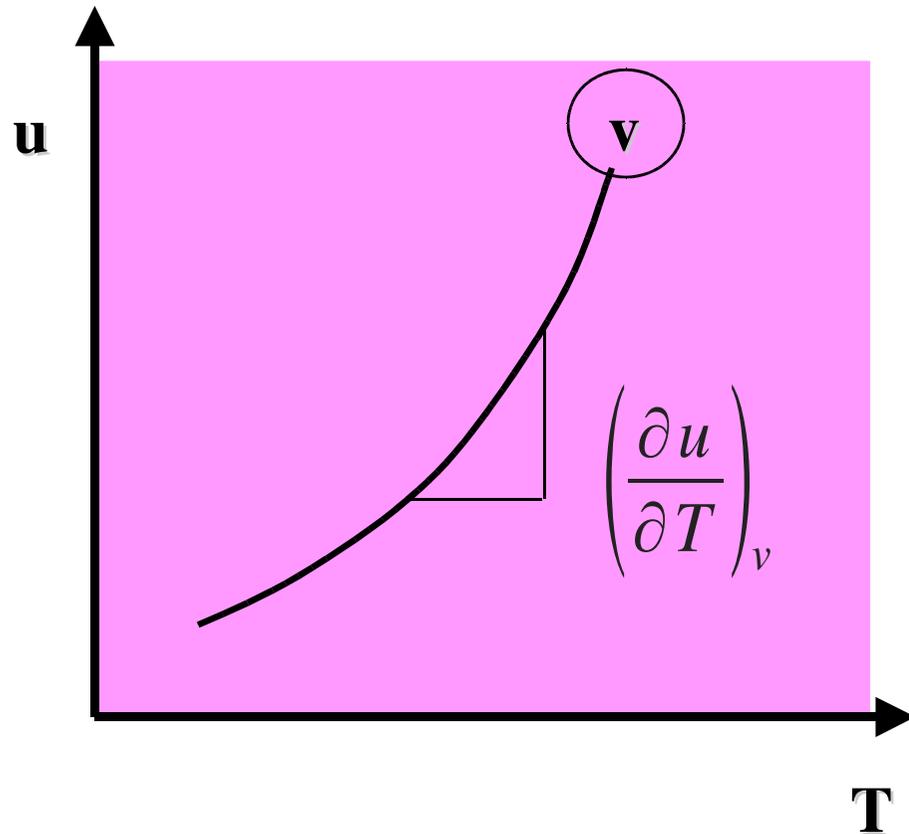
*Outras propriedades termodinâmicas:  
Energia interna, Entalpia e Entropia*

$$u = u(T, v)$$

$$h = h(T, P) \equiv u + Pv$$

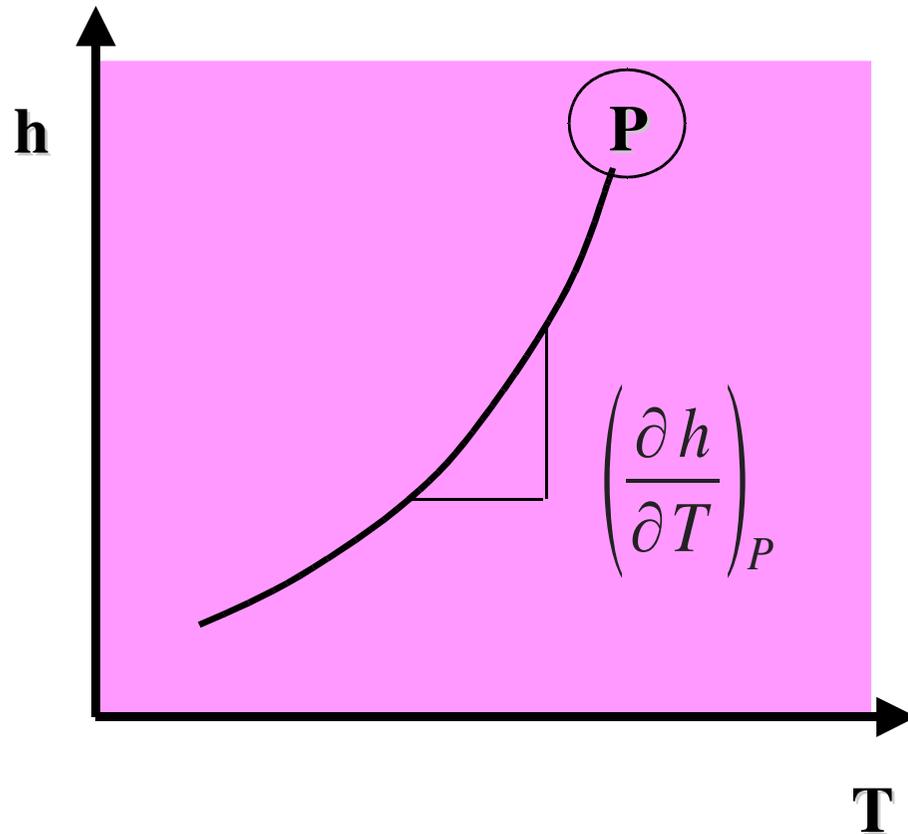
$$s = s(u, v)$$

*Outras propriedades termodinâmicas:*  
*Calor Específico a volume constante*



$$C_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v > 0$$

*Outras propriedades termodinâmicas:*  
*Calor Específico a pressão constante*

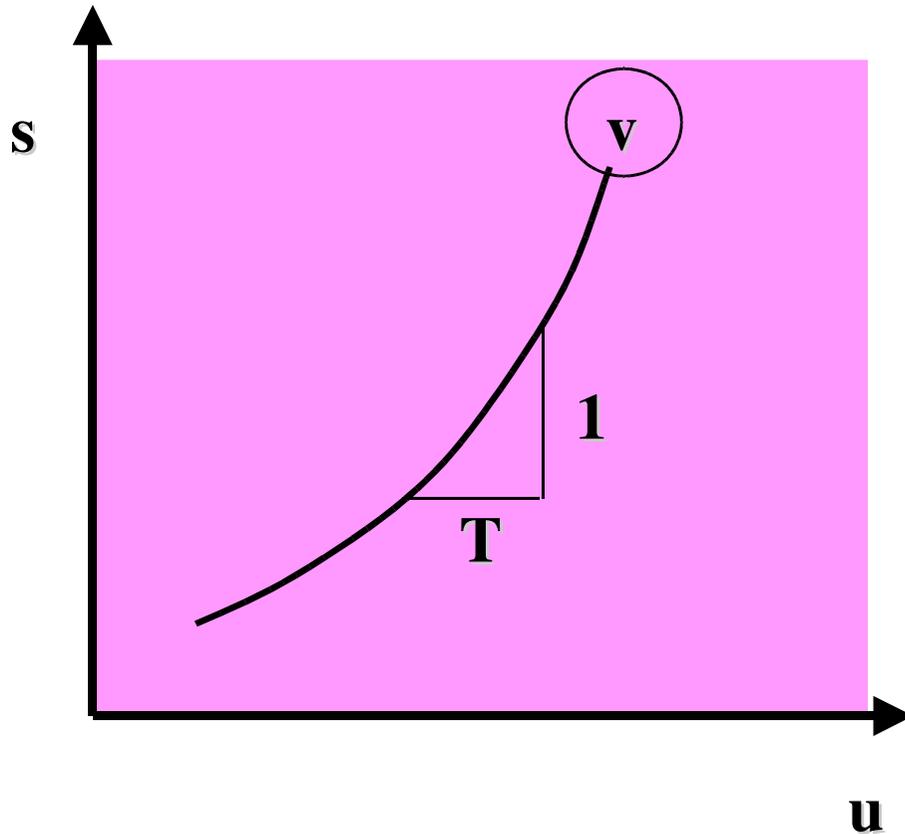


$$C_P = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_P > 0$$

*Outras propriedades termodinâmicas:*  
*Razão de calores específicos*

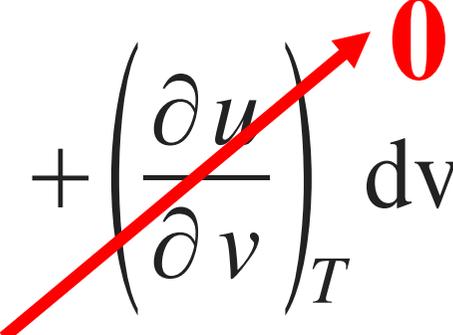
$$\gamma = \left( \frac{C_p}{C_v} \right)$$

# *Outras propriedades Termodinâmicas:* *Temperatura*



$$T = \left( \frac{\partial s}{\partial u} \right)_v^{-1} > 0$$

# *Gases perfeitos: $u = u(T)$*

$$du = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_v dT + \left( \frac{\partial u}{\partial v} \right)_T dv$$


**Logo,**

$$du = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_v dT = C_v(T) dT$$

*Podemos integrar du e obter a  
variação de u:*

$$du = C_v dT$$

$$\Delta u = u_2 - u_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_v(T) dT$$

Note que  $C_v$  varia com a temperatura e não pode ser automaticamente “tirado” da integral

# *Entalpia de um gás perfeito:*

- ▶  $h = u + Pv$  onde  $Pv$  pode ser substituído por  $RT$  ( $Pv = RT$ ).
- ▶ Logo,  $h = u + RT \Rightarrow$  como  $u$  é função apenas de  $T$  e  $R$  é uma constante,  $h$  é função apenas de  $T$
- ▶  $h = h(T)$

**Assim, para uma mudança na entalpia  
de um gás perfeito:**

$$C_p = C_p(T) \quad \text{e} \quad \left( \frac{\partial h}{\partial P} \right) \equiv 0$$

$$dh = C_p dT, \quad \text{e}$$

$$\Delta h = h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_p(T) dT$$

# *Gás perfeito: resumo*

- ▶ Para gases perfeitos  $u$ ,  $h$ ,  $C_v$ , e  $C_p$  são funções apenas da temperatura.
- ▶ Para gases perfeitos,  $C_v$  e  $C_p$  são escritos em termos de diferenciais ordinárias

$$C_v = \left( \frac{du}{dT} \right)_{ideal \text{ gas}} ; \quad C_p = \left( \frac{dh}{dT} \right)_{ideal \text{ gas}}$$

# *Para um gás perfeito*

►  $h = u + Pv = u + RT$

$$\frac{dh}{dT} = \frac{du}{dT} + R$$

$$C_p = C_v + R \quad \left[ \frac{kJ}{kg \cdot K} \right]$$

# *Razão de calores específicos, $\gamma$*

$$\gamma \equiv \frac{C_p}{C_v} = \frac{C_p(T)}{C_v(T)} = \gamma(T)$$

$$\frac{C_p}{C_v} = 1 + \frac{R}{C_v} = \gamma > 1$$

*Outras relações que podem ser facilmente desenvolvidas*

$$C_v = \frac{R}{\gamma - 1} \quad e \quad C_p = \frac{\gamma R}{\gamma - 1}$$

# *Para gases monoatômicos*

$$C_p = \frac{5}{2} R, \quad C_v = \frac{3}{2} R$$

e ambas são constantes.

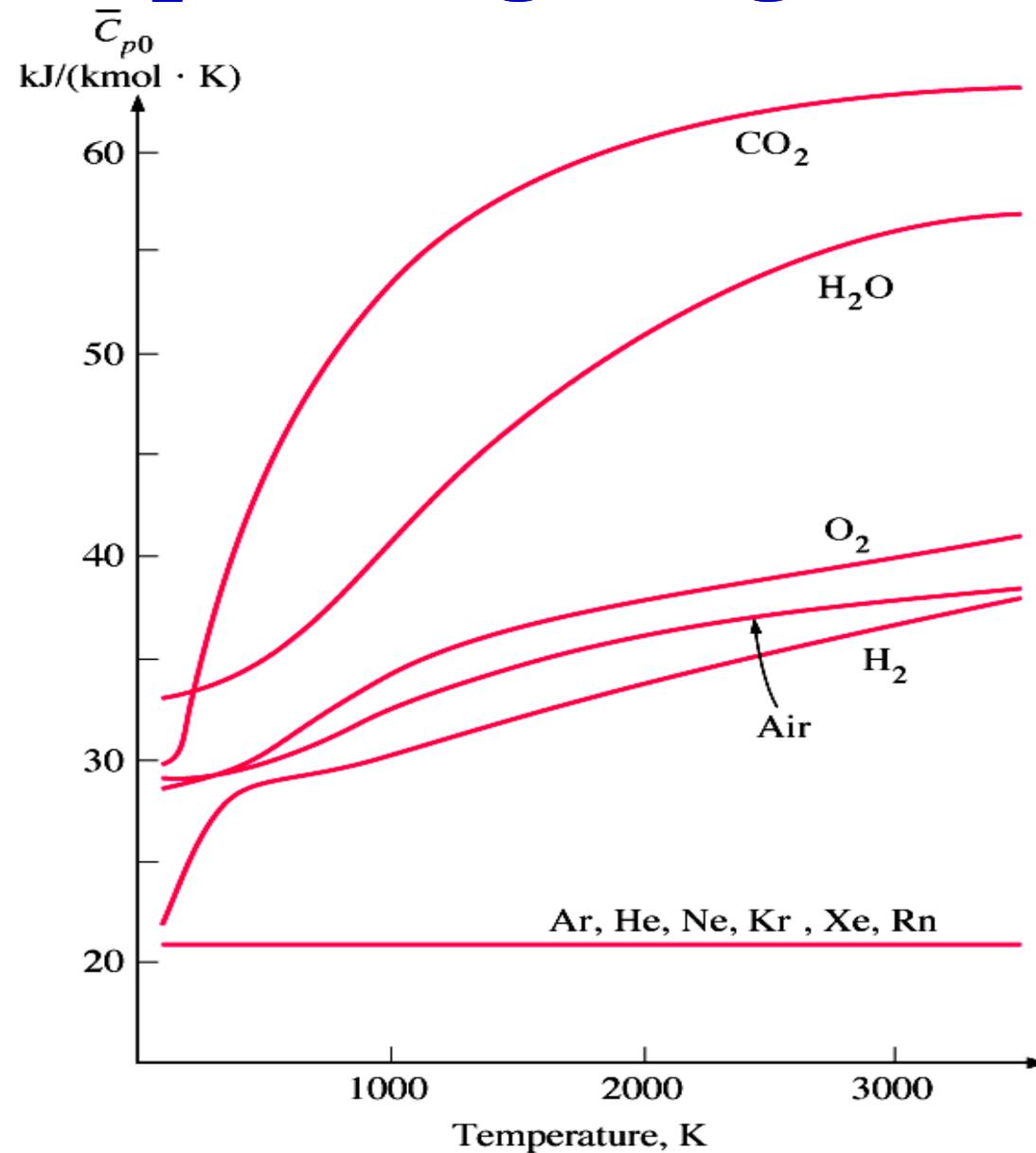
**Argônio, Hélio, Neon**

## *Para todos os outros gases*

- ▶  $C_p$  é função da temperatura (pode ser calculado a partir de equações como as da tabela A-5)
- ▶  $C_v$  pode ser calculado a partir de  $C_p = C_v + R$ .
- ▶ A próxima figura mostra o comportamento com a temperatura .... calores específicos aumentam com a temperatura.

# Calores Esp. de alguns gases

►  $C_p = C_p(T)$



# *Três formas de calcular $\Delta u$ e $\Delta h$*

- ▶  $\Delta u = u_2 - u_1$  (table)

- ▶  $\Delta u = \int_1^2 C_v(T) dT$

- ▶  $\Delta u = C_{v,av} \Delta T$

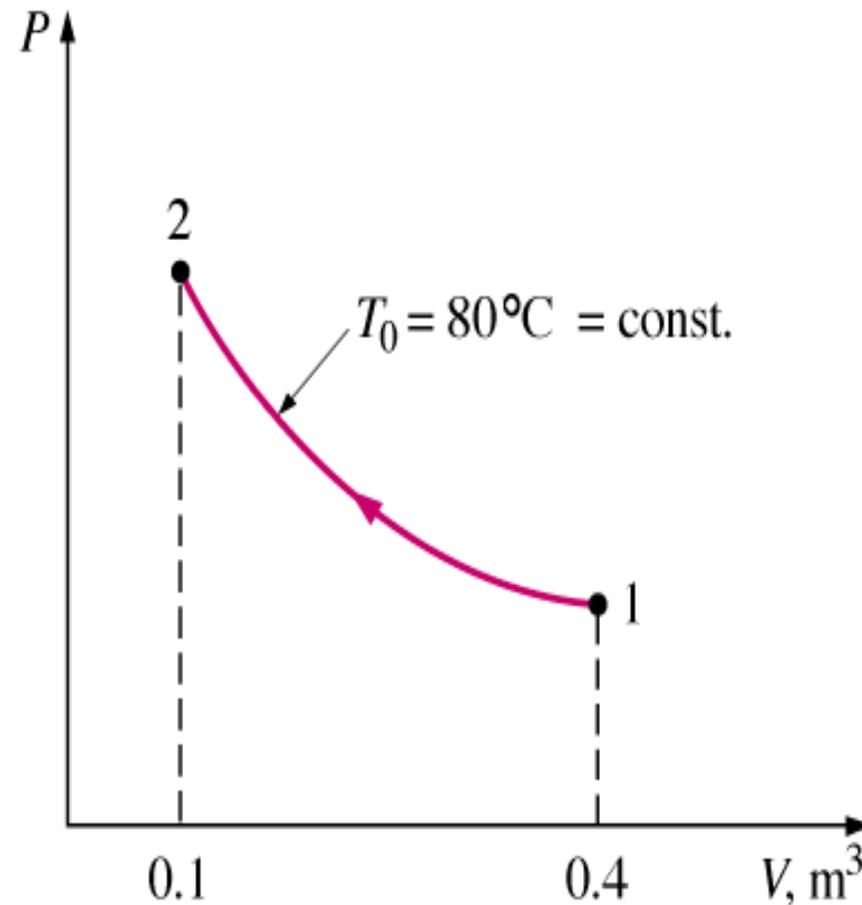
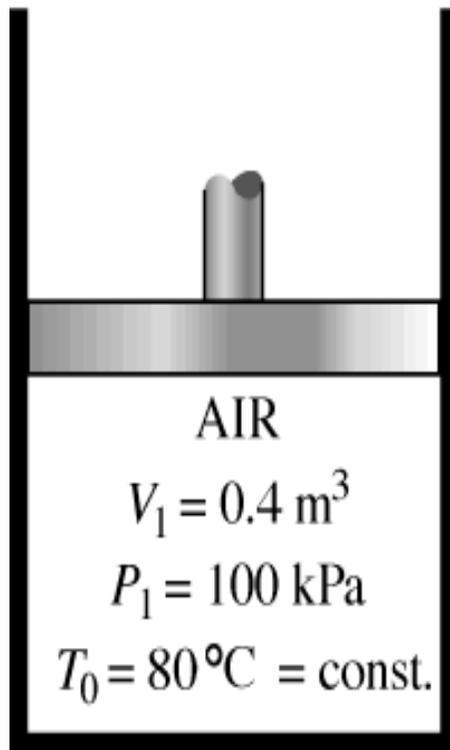
- ▶  $\Delta h = h_2 - h_1$  (table)

- ▶  $\Delta h = \int_1^2 C_p(T) dT$

- ▶  $\Delta h = C_{p,av} \Delta T$

# Processos isotérmicos

- Gás perfeito:  $PV = mRT$



# Gás perfeito: $PV = mRT$

$$W_b = \int_1^2 P dV = \int_1^2 \frac{mRT}{V} dV$$

$$W_b = mRT \int_1^2 \frac{dV}{V} = mRT \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)$$

# *Processo adiabático de um gás perfeito e trabalho reversível*

- ▶ **Qual é o caminho para processos que expandem ou comprimem sem fluxo de calor? Como  $P, v$  e  $T$  se comportam quando  $Q = 0$ ?**
- ▶ **Para desenvolver uma expressão:**
  - **Modo de trabalho reversível:  $\delta W = PdV$**
  - **Hipótese adiabático:  $Q$  e  $dQ = 0$**
  - **Lei dos gases perfeitos:  $Pv = RT$**
  - **Relações de calores específicos**
  - **Primeira lei da termodinâmica:  $\delta Q - \delta W = dU$**

# *Processo adiabático de um gás perfeito e trabalho reversível (cont.)*

**Primeira lei:**

$$\underbrace{dQ}_{=0} - \underbrace{dW}_{PdV} = \underbrace{dU}_{MC_v dT}$$

**P = MRT/V**

$$\left(\frac{dV}{V}\right) = \underbrace{-\frac{C_v}{R}}_{(1-\gamma)^{-1}} \left(\frac{dT}{T}\right)$$

**Integrando de**

**(1) a (2)**

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{(1-\gamma)}$$

# *Processo adiabático de um gás perfeito e trabalho reversível (cont.)*

**Lei gases perf. :**

**$Pv=RT$ , obtém-se**

**outras relações**

**entre T, V e P:**

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{(\gamma - 1)}$$

$$\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{(\gamma - 1)/\gamma}$$

# *Processo adiabático de um gás perfeito e trabalho reversível (cont.)*

**Com  $PV^\gamma = \text{constante}$ :**

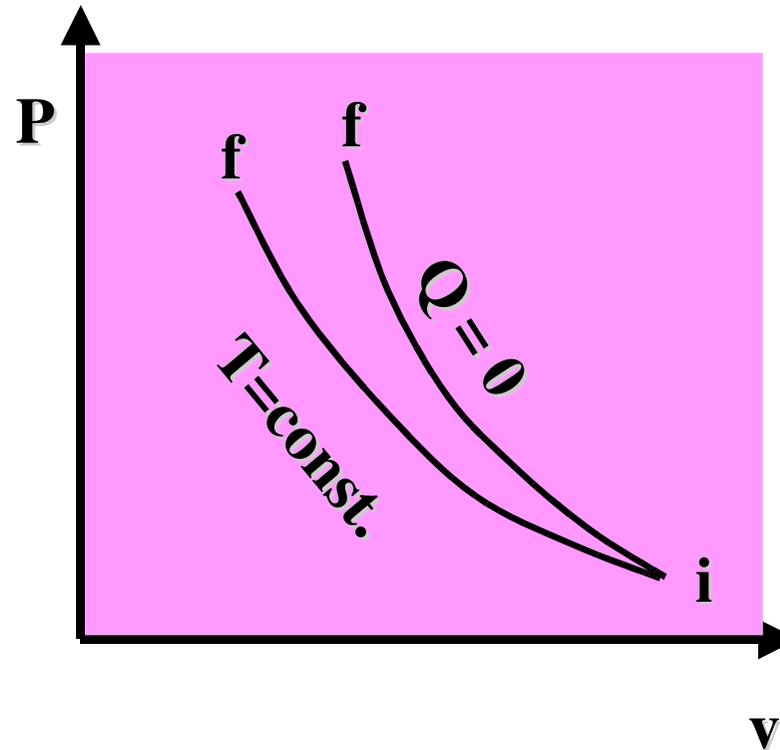
$$W = \int P dV = (PV^\gamma)_i \int \frac{dV}{V^\gamma}$$
$$W = \frac{(PV^\gamma)_i}{(1-\gamma)} \left( V_f^{(1-\gamma)} - V_i^{(1-\gamma)} \right)$$
$$\equiv \frac{[(PV)_f - (PV)_i]}{(1-\gamma)}$$

**i = estado inicial**

**f = estado final**

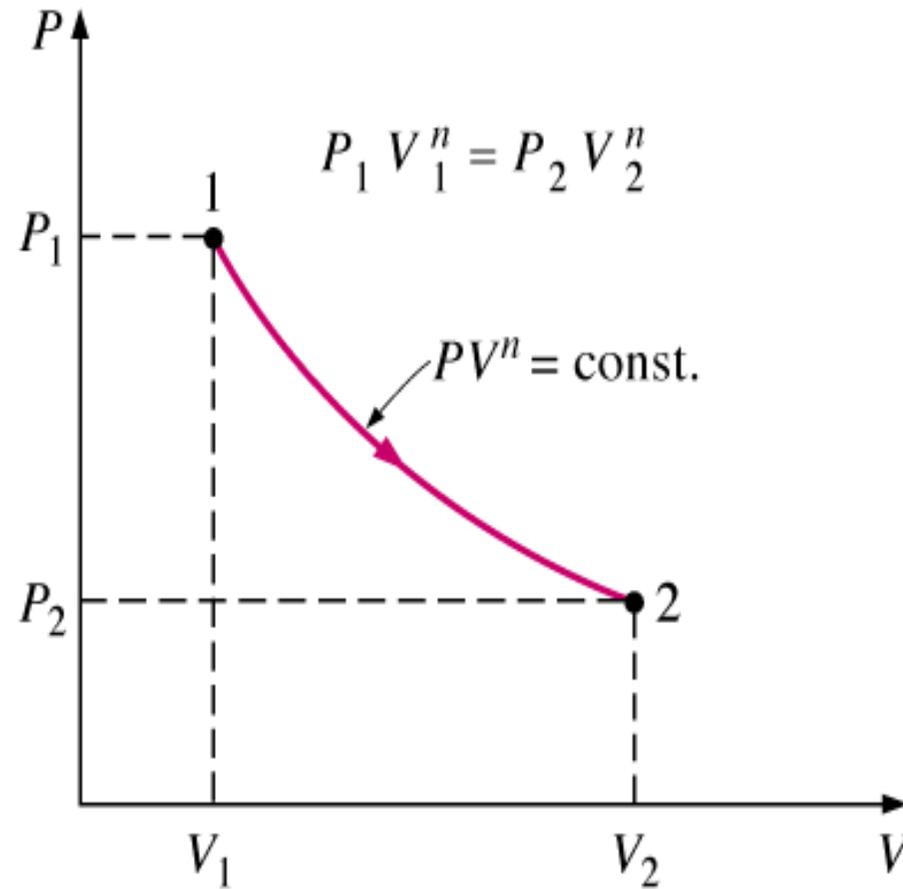
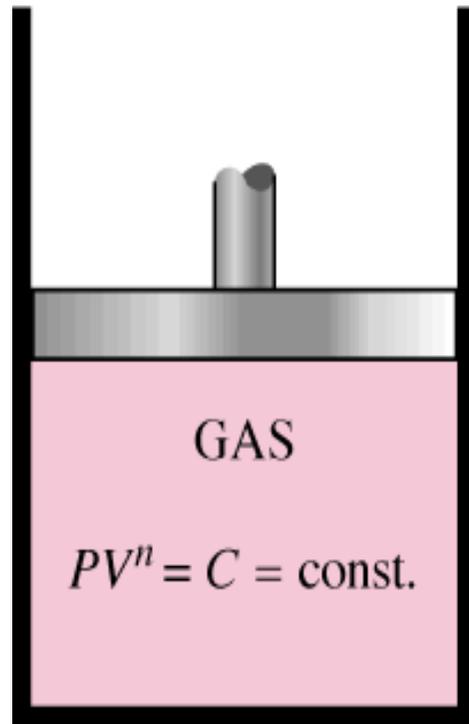
# *Processo adiabático de um gás perfeito e trabalho reversível (cont.)*

- ▶ Na fig: caminhos  $Pv^\gamma = \text{constant}$ .
- ▶ Para grande parte dos gases,  $\gamma \sim 1.4$
- ▶ As linhas adiabáticas estão sempre a direita das isotérmicas.
- ▶ Isotérmica:  $Pv = \text{constante}$  (o expoente é a unidade)



# Processo politrópico

►  $PV^n = C$



# Processo politrópico

Encontrado com frequência:

$$PV^n = c = \text{constant}$$

Como esta expressão relaciona P e V, podemos calcular o trabalho para este caminho.

$$W_b = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

# Processo politrópico

**Processo**

**Exponente n**

- ▶ **Pressão constante** **0**
- ▶ **Volume constante**  **$\infty$**
- ▶ **Isotérmico e gás perfeito** **1**
- ▶ **Adiabático e gás perf.**  **$C_p/C_v$**

## Trabalho de fronteira para um gás que obedece uma equação politrópica

$$W_b = \int_1^2 P dV = c \int_1^2 \frac{dV}{V^n}$$
$$c \left[ \frac{V^{1-n}}{1-n} \right]_{v_1}^{v_2} = c \frac{V_2^{1-n} - V_1^{1-n}}{1-n} \quad (n \neq 1)$$

## Podemos simplificar ainda mais

$$c = P_1 V_1^n = P_2 V_2^n$$

$$W_b = \frac{P_2 V_2^n (V_2^{1-n}) - P_1 V_1^n (V_1^{1-n})}{1-n} =$$
$$= \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1-n}, \quad n \neq 1$$

# Processo politrópico

$$W_b = \int_1^2 P dV = \int_1^2 \frac{c}{V^n} dV$$

$$= \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - n}, \quad n \neq 1$$

$$= PV \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right), \quad n = 1$$

# Exercício 3-11

**Um balde contendo 2 litros de água a 100°C é aquecido por uma resistência elétrica.**

- **Identifique as interações de energia se a fronteira do sistema for i) a água, ii) a resistência elétrica**
- **Se calor for fornecido a 1 KW, quanto tempo será necessário para transformar toda a água em vapor? (o calor latente do vap a 1 atm é 2258 kJ/kg)**
- **Se a água estiver a 25°C, qual é o tempo necessário para se vaporizar toda a água? ( $C_p = 4.18 \text{ kJ/kg}^\circ\text{C}$ )**

# Solução – pag. 1

**a)**

**Se a água for o sistema,  $Q > 0$  e  $W = 0$ . Há uma diferença de temperatura entre a resistência e a água.**

**Se a resistência for o sistema,  $Q < 0$  e  $W < 0$ . Ela converte 100% do trabalho em calor!**

## Solução – pag. 2

**b)**

A massa da água é ***1,92 kg*** (2 litros vezes o volume específico de 0.001044 m<sup>3</sup>/kg)

Para vaporizar toda a água, é necessário fornecer toda a energia de vaporização:

$$***Evap = 2258 * 2 = 4326 KJ***$$

Potência = taxa de energia. O tempo necessário para fornecer 4326 KJ a 1KJ/sec é:

$$***t = 4326/1 = 4326 s ou 1.20 h***$$

## Solução – pag. 3

c)

**Calor para vaporizar toda a água inicialmente a 25°C:  
soma de: (1) calor sensível para aumentar temp. de  
25°C a 100°C, (2) calor latente de vap. (= parte b)**

**O calor sensível para se aumentar de 25°C a 100°C é  
dado pelo calor específico ( $C_p = 4.18 \text{ kJ/kg}^\circ\text{C}$ )**

$$Q = 1,92 * 4.18 * (100 - 25) = 602 \text{ KJ}$$

**O tempo necessário para suprir (4570+627)KJ a  
1KJ/sec é:**

$$t = 4928 \text{ s ou } 1.37 \text{ h}$$

# Exercício 3-12

**Um balde contendo 2 litros de R-12 é deixado a pressão atmosférica (0.1 Mpa).**

**(a) Qual é a temperatura do R-12 assimindo que ele está no estado saturado?**

**(b) O ambiente transfere calor a 1KW para o líquido. Qual o tempo para que todo o R-12 vaporize? (a pressão ambiente o calor latente de vaporização do R-12 é 165 kJ/kg**

# Solução – pag. 1

a)

**Da tabela A-2, a uma pressão de 0.1 MPa:**

- **$T_{\text{sat}} = -30^{\circ}\text{C}$**
- **$V_{\text{liq}} = 0.000672 \text{ m}^3/\text{kg}$**

## Solução – pag. 2

**b)**

$$\text{Massa de R-12: } m = \text{Volume}/v_L = \\ = 0.002/0.000672 = 2.98 \text{ kg}$$

**Energia de vaporização:**

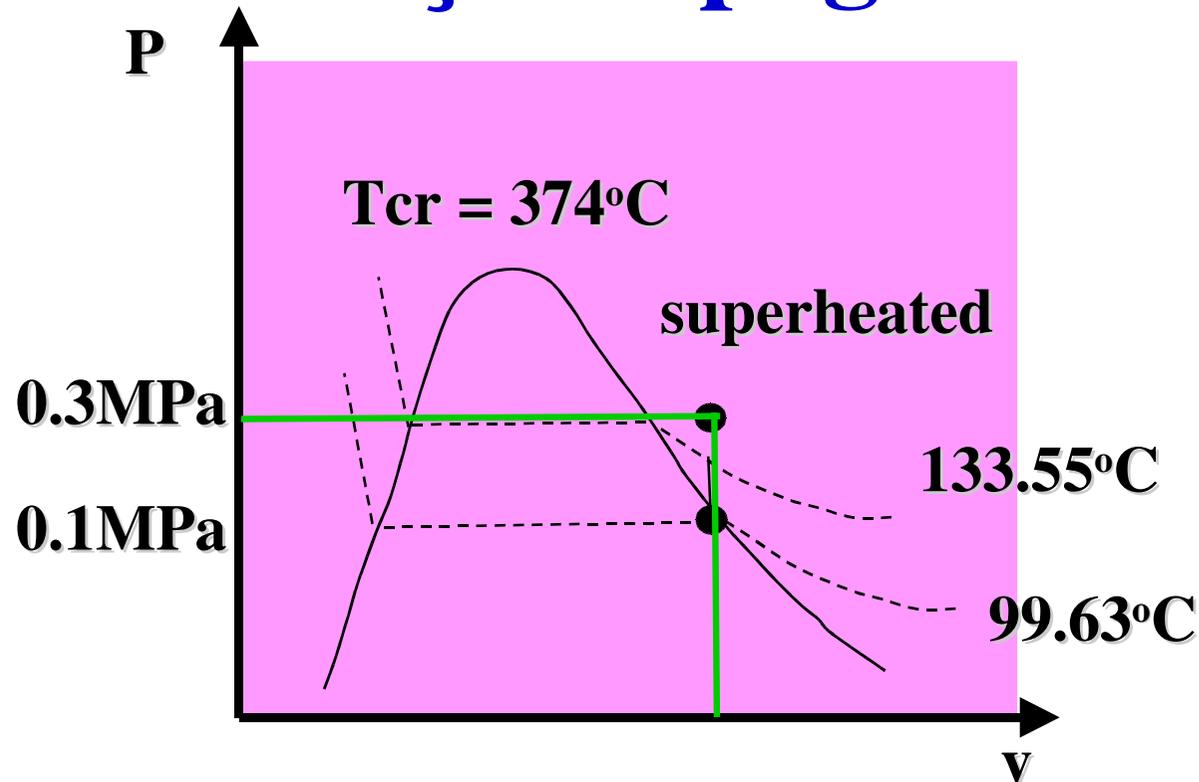
$$\text{Evap} = \text{calor de vap} * \text{massa} = 165 * 2.98 = \\ = 492 \text{ KJ}$$

$$t = \text{calor}/\text{potência} = 492 \text{ s ou } 8.2 \text{ min}$$

# Exercício 3-17

**Um tanque rígido contém vapor saturado ( $x = 1$ ) a 0.1 MPa. Calor é adicionado ao vapor aumentando a pressão para 0.3 MPa. Qual é a temperatura final do vapor?**

# Solução – pag. 1



**Processo a volume constante: procurar na tabela de vapor superaquecido a temperatura para  $0.3\text{ MPa}$  e  $v = 1.690\text{ m}^3/\text{kg}$  -> *approx.  $820^{\circ}\text{C}$ .***

# Exercício 3-30

**Ar é comprimido reversivelmente e adiabaticamente de uma pressão de 0.1 Mpa e uma temperatura de 20°C para uma pressão de 1.0 Mpa.**

- a) Qual a temperatura do ar após a compressão?**
- b) Qual é a razão de densidade (final/inicial)?**
- c) Quanto trabalho é realizado na compressão de 2 kg de ar?**
- d) Quanta potência é requerida para comprimir a 2 kg/s?**

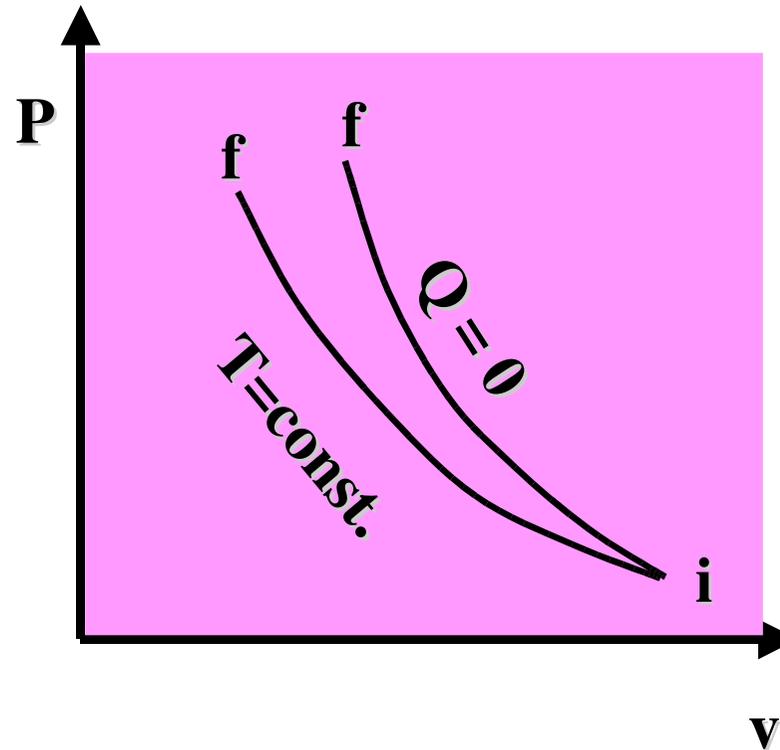
# Solução – pag. 1

- Processo reversível e adiabático:

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{(\gamma - 1)}$$

$$\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma$$

$$\left(\frac{T_2}{T_1}\right) = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{(\gamma - 1)/\gamma}$$



# Solução – pag. 2

**a)**

**Temperatura após a compressão**

$$T_2 = T_1 \cdot \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{(\gamma - 1)/\gamma} \rightarrow T_2 = 293 \cdot \left( \frac{1}{0.1} \right)^{0.4/1.4} = 566 \text{ K} \quad (293^\circ \text{C})$$

**b)**

**Razão de densidades**

$$\left( \frac{V_2}{V_1} \right) \equiv \left( \frac{\rho_1}{\rho_2} \right) = \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{-1/\gamma} \rightarrow \left( \frac{\rho_2}{\rho_1} \right) = \left( \frac{1}{0.1} \right)^{1/1.4} = 5.179$$

# Solução – pag. 3

c)

**Trabalho reversível:**

$$\begin{aligned} W_{REV} &= \frac{[(PV)_2 - (PV)_1]}{(1 - \gamma)} \equiv \frac{M \cdot R (T_2 - T_1)}{(1 - \gamma)} = \\ &= \frac{2 \cdot 287 \cdot (566 - 293)}{0.4} = -391 \text{ KJ} \end{aligned}$$

d)

**Potência:**

$$P = \frac{dW}{dt} = \frac{\dot{M} R (T_2 - T_1)}{(1 - \gamma)} = -391 \text{ KW}$$

*Ex. 3.1) Utilizando a Tabela A-1.1 ou A-1.2, determine se os estados da água são de líquido comprimido, líquido-vapor, vapor superaquecido ou se estão nas linhas de líquido saturado ou vapor saturado.*

- ▶ **a)  $P=1,0$  MPa;  $T=207$  °C**
- ▶ **b)  $P=1,0$  MPa;  $T=107,5$  °C**
- ▶ **c)  $P=1,0$  MPa;  $T=179,91$  °C;  $x=0,0$**
- ▶ **d)  $P=1,0$  MPa;  $T=179,91$  °C;  $x=0,45$**
- ▶ **e)  $T=340$  °C;  $P=21,0$  MPa**
- ▶ **f)  $T=340$  °C;  $P=2,1$  MPa**
- ▶ **g)  $T=340$  °C;  $P=14,586$  MPa;  $x=1,0$**
- ▶ **h)  $T=500$  °C;  $P=25$  MPa**
- ▶ **i)  $P=50$  MPa;  $T=25$  °C**

**Ex. 3.1)** *Utilizando a Tabela A-1.1 ou A-1.2, determine se os estados da água são de líquido comprimido, líquido-vapor, vapor superaquecido ou se estão nas linhas de líquido saturado ou vapor saturado.*

- ▶ **a)  $P=1,0$  MPa;  $T=207$  °C** → a) Vapor superaquecido
- ▶ **b)  $P=1,0$  MPa;  $T=107,5$  °C** → b) Líquido comprimido
- ▶ **c)  $P=1,0$  MPa;  $T=179,91$  °C;  $x=0,0$**  → c) Líquido saturado
- ▶ **d)  $P=1,0$  MPa;  $T=179,91$  °C;  $x=0,45$**  → d) Líquido-Vapor
- ▶ **e)  $T=340$  °C;  $P=21,0$  MPa** → e) Líquido comprimido
- ▶ **f)  $T=340$  °C;  $P=2,1$  MPa** → f) Vapor superaquecido
- ▶ **g)  $T=340$  °C;  $P=14,586$  MPa;  $x=1,0$**  → g) Vapor saturado
- ▶ **h)  $T=500$  °C;  $P=25$  MPa** → h) Vapor superaquecido - Fluido
- ▶ **i)  $P=50$  MPa;  $T=25$  °C** → i) Líquido comprimido - Fluido

- ▶ **Ex. 3.2)** Encontre o volume específico dos estados “b”, “d” e “h” do exercício anterior.

► **Ex. 3.2)** Encontre o volume específico dos estados “b”, “d” e “h” do exercício anterior.

b)  $P=1,0 \text{ MPa}; T=107,5 \text{ °C} \rightarrow v \approx v_1=0,001050$   
(utilizar referência  $T=107,5^\circ\text{C}$ )

d)  $P=1,0 \text{ MPa}; T=179,91 \text{ °C}; x=0,45 \rightarrow v=0,08812$   
 $[v=(1-x)v_1+x(v_v)]$

h)  $T=500 \text{ °C}; P=25 \text{ MPa} \rightarrow v=0,011123 \text{ m}^3/\text{kg}$   
(Tabela A-1.3 Vapor Superaquecido)

- ▶ **Ex. 3.4)** Amônia a  $P=150$  kPa,  $T=0$  °C se encontra na região de vapor superaquecido e tem um volume específico e entalpia de  $0,8697$  m<sup>3</sup>/kg e  $1469,8$  kJ/kg, respectivamente. Determine sua energia interna específica neste estado.

- **Ex. 3.4)** Amônia a  $P=150$  kPa,  $T=0$  °C se encontra na região de vapor superaquecido e tem um volume específico e entalpia de  $0,8697$  m<sup>3</sup>/kg e  $1469,8$  kJ/kg, respectivamente. Determine sua energia interna específica neste estado.

$$U = 1339,4 \text{ kJ/kg}$$
$$(u = h - P v)$$