

Notas de aula
Física Geral 2 - F 228

Odilon D. D. Couto Jr.

Instituto de Física "Gleb Wataghin"
Universidade Estadual de Campinas - UNICAMP
Departamento de Física da Matéria Condensada

<http://sites.ifi.unicamp.br/odilon>

AULA 09 - TEORIA CINÉTICA DOS GASES

→ Gases ideais → partículas não interagindo → gás real no limite de baixas densidades.

Consideremos um recipiente de volume V , contendo N partículas de um gás. Estas partículas exercem pressão nas paredes do recipiente.

→ Ruido de fundo, → tópicos.

Consideremos agora uma espessura ΔL em torno das paredes do recipiente.

Ao colidir na parede de área A , uma partícula transfere o momento.

$$|\Delta \vec{p}| = |mv_x - (+mv_x)| = 2mv_x$$

$$v_x = \frac{\Delta L}{t} \Rightarrow \Delta V = \Delta L A \quad \rightarrow \text{volume onde ocorrem as colisões}$$

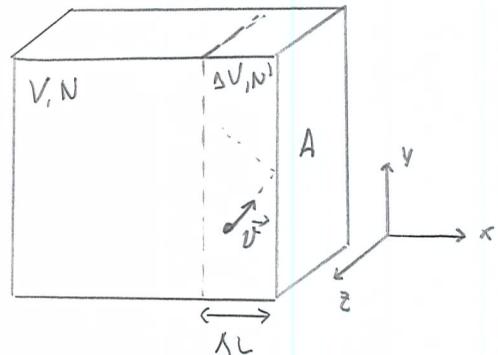
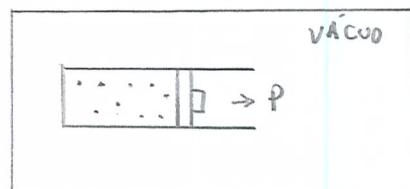
A taxa na qual as colisões ocorrem deve ser contada por $\Delta t = dt$

$$\Rightarrow F = \frac{|\Delta p|}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{dt} = \frac{mv_x}{t} = \frac{mv_x^2}{\Delta L}$$

Se o gás tem N partículas a pressão é dada por:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{N}{V} \frac{\Delta V}{A} \cdot \frac{mv_x^2}{\Delta L} = \frac{N}{V} mv_x^2$$

$$\Rightarrow PV = Nmv_x^2$$



$$N' = N \frac{\Delta V}{V} \Rightarrow P = \frac{\sum F}{A} = \frac{N'}{A} \frac{mv_x^2}{\Delta L}$$

No entanto, as moléculas têm velocidades diferentes. Portanto é necessário fazer uma média:

$$PV = N m \langle v_x^2 \rangle$$

Como as 3 direções não são equivalentes: $\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle = \frac{\langle v^2 \rangle}{3}$

$$PV = N m \frac{\langle v^2 \rangle}{3} = \frac{2}{3} N m \frac{\langle v^2 \rangle}{2} = \underline{\underline{\frac{2}{3} N \langle K \rangle}}$$

$\langle K \rangle = \frac{m}{2} \langle v^2 \rangle$ é a energia cinética média das partículas.

A chamada energia interna é dada por

$$\boxed{PV = \frac{2}{3} E_{int}} \quad E_{int} = N \langle K \rangle$$

→ E_{int} é devidamente proporcional à energia cinética das partículas no gás

→ A E_{int} não associa o que causamos de temperatura.

$$\Rightarrow E_{int} \propto T$$

Historicamente, por questões das unidades adotadas ao longo do tempo.

$$\frac{2}{3} E_{int} = N K T \quad K = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K} \rightarrow \text{Cte de Boltzmann}$$

$$\boxed{PV = N K T} \rightarrow \text{Ley dos gases ideais.}$$

↳ DERIVADA A PARTIR DA 2ª LEI DE NEWTON

Além disso:

$$\langle K \rangle = \frac{3}{2} K T$$

⇒ A energia cinética associada a gg direção é $\langle K_x \rangle = \frac{1}{2} K T$

⇒ Para cada grau de liberdade adicionamos $\frac{1}{2} K T$

Existem outras maneiras de se escrever a lei dos gases ideais.

Seja $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ átomos/mol $\Rightarrow u = \frac{N}{N_A}$

Fazendo. $R = k \cdot N_A = 8,31 \text{ J/mol K}$

$$\Rightarrow \boxed{PV = uRT}$$

Se temos 2 gases A e B misturados a uma mesma temperatura:

$$\langle K \rangle = \frac{1}{2} m_A \langle v_A^2 \rangle + \frac{1}{2} m_B \langle v_B^2 \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Na verdade, como consideramos uma partícula pontual:

$$\frac{1}{2} M \langle v_{CM}^2 \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Para partículas poliatômicas, além dos movimentos do CM tem o movimento relativo entre as partículas.

O CM é o referencial de menor energia.

Se a molécula é poliatomica $\langle K \rangle = \langle \frac{1}{2} m_A v_A^2 \rangle + \langle \frac{1}{2} m_B v_B^2 \rangle + \dots$

$$\langle K \rangle = \frac{f}{2} kT \quad \text{onde } f \text{ c' o grau de liberdade}$$

Diagrama
diatônica

Monoatômica $\Rightarrow f=3$

Diatônica $\Rightarrow f=5 = 3+2$

Piatônica $\Rightarrow f=6 = 3+3$

\Rightarrow Feynmann usou Saito / Holliday e Moissi.

Outra forma de escrever a energia interna é:

$$E_{MI} = \frac{3}{2} NkT = \frac{3}{2} nRT = f nRT$$

CALOR ESPECÍFICO A VOLUME CONSTANTE

A volume cte:

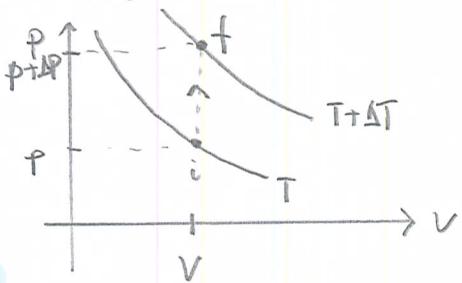
$$Q = nC_V \Delta T$$

Pela 1^a lei: $Q = \Delta E_{int} + W$, mas $W=0$

$$Q = nC_V \Delta T = \frac{f}{2} nR \Delta T$$

$$\Rightarrow \boxed{C_V = \frac{f R}{2}} \Rightarrow \Delta E_{int} \text{ depende apenas da variação de temperatura.}$$

No diagrama PV temos:

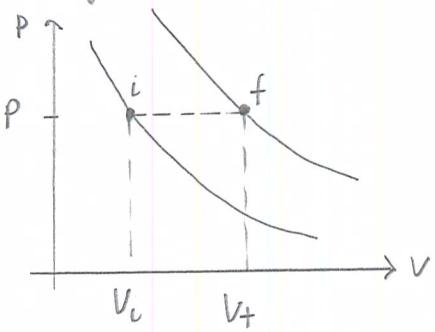


	C_V
He	12,5
Ar	16,6
N ₂	20,7
O ₂	20,8
NH ₃	25,0
CO ₂	29,7

$\left. \begin{array}{l} \frac{3R}{2} = 12,5 \\ \frac{5R}{2} = 20,8 \end{array} \right\}$

CALOR ESPECÍFICO A PRESSÃO CONSTANTE

No diagrama PV temos:



$$Q = nC_P \Delta T$$

$$p \Delta V = nR \Delta T$$

$$Q = \Delta E_{int} + p \Delta V$$

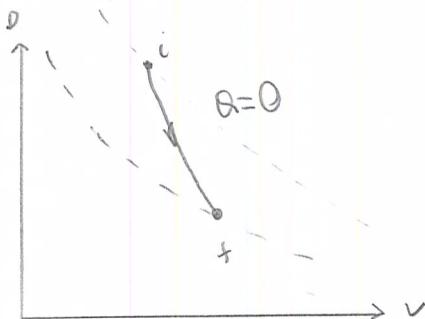
$$nC_V \Delta T + nR \Delta T = nC_P \Delta T$$

$$\boxed{C_P = C_V + R} \Rightarrow C_P = \left(\frac{f}{2} + 1 \right) R$$

EXPANSÃO ADIABÁTICA DE UM GÁS IDEAL

Isso é conseguido, confinando um gás num recipiente que não permita troca de calor.

No diagrama PV:



$$Q = \Delta E_{int} + W = 0$$

$$\Delta E_{int} = -W$$

$$nC_V \Delta T = -pdV$$

↓
TIRANDO PESO
DE UM ÉMBOLO,
POR EXEMPLO.

↓
caso inicial
da curva.

Mas pela lei dos gases ideais: $nR\Delta T = p dV + V dp$

$$\Rightarrow n\Delta T = -\frac{p}{C_V} dV = \frac{p}{R} dV + \frac{V}{R} dp \Rightarrow p\left(\frac{1}{C_V} + \frac{1}{R}\right) dV + \frac{V}{R} dp = 0$$

$$p\left[\frac{C_V + R}{C_V R}\right] dV = -\frac{V}{R} dp$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$$

$$\frac{1}{V} \frac{C_p}{C_V} dV = -\frac{1}{p} dp$$

$$\frac{r}{V} dV = -\frac{1}{p} dp$$

$$\Rightarrow r \ln V_f + \ln p_f = r \ln V_i + \ln p_i = cte$$

$$\ln pV^r = cte \Rightarrow \boxed{pV^r = cte} \quad \text{ou} \quad p_i V_i^r = p_f V_f^r$$

$$\text{Que também pode virar: } \frac{nRT}{V} \cdot V^r \Rightarrow \boxed{\frac{T}{V} V^{r-1} = cte}.$$

$$p \cdot \left(\frac{nRT}{P}\right)^r \Rightarrow \boxed{T^r P^{1-r} = cte}$$

$$TP^{\frac{1-r}{r}} = cte$$

Sendo assim, um processo adiabático o trabalho é dado por:

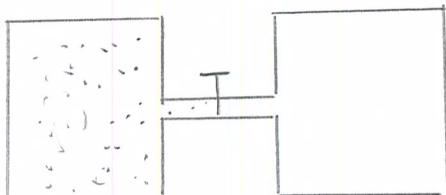
$$W_{if} = \int_i^f p dV = C \int_i^f V^{-n} dV = C \left(\frac{1}{-n+1} \right) V^{-n+1} \Big|_{V_i}^{V_f}$$

$$W_{if} = \frac{1}{1-n} C V_f^{-n+1} - C V_i^{-n+1} = \frac{1}{1-n} (P_f V_f - P_i V_i)$$

Existem 2 formas de pegarmos uma expansão adiabática:

LENTA: $pV^n = \text{cte}$ \Rightarrow processo quase de equilíbrio
 \Rightarrow todos os estados termo dinamicamente definidos.

RÁPIDA: \Rightarrow Expansão adiabática livre:



$$\Delta T = T_f - T_i = 0$$

$$\Rightarrow P_i V_i = P_f V_f$$

\Rightarrow processo fora de equilíbrio

\Rightarrow Não é descrito pela termodinâmica

GÁS REAL

Nom gás real temos: ($n = 1 \text{ mol}$)

$$P(V-S) = RT - \frac{a}{V^2}(V-S)$$

$$(P + \frac{a}{V^2})(V-S) = RT$$

tamanho
finito das molé-

asimetria na
atuações part-part. na parede do gas.

