

**TERMODINÂMICA**

**INTRODUÇÃO**

**PRIMEIRA LEI**

**Escola Politécnica da USP**

**Departamento de Engenharia Metalúrgica e  
de Materiais**

**A. C. Neiva**

# Começando: algumas definições meio abstratas, mas importantes

Sistema é uma região do mundo que desejamos estudar. Pode ser qualquer coisa: um béquer, uma pessoa, uma fábrica, um motor, um cilindro de motor, etc. Ele é definido por suas fronteiras, que o separam das vizinhanças.

- aberto – troca energia e matéria com as vizinhanças (motor, pessoa, tubo de ensaio aberto)
- fechado – troca apenas energia com as vizinhanças (lanterna, ímã, tijolo, tubo de ensaio fechado)
- isolado – não troca energia nem matéria com as vizinhanças (garrafa térmica fechada)

# Propriedades

- Extensivas: volume, massa, energia interna, etc,  
Dependem da extensão do sistema.
- Específicas: relação entre duas extensivas: massa específica ( $\text{g/cm}^3$ ), volume específico ( $\text{cm}^3/\text{g}$ ), energia interna molar ( $\text{J/mol}$ ), etc. (**usualmente são consideradas intensivas**)
- “Realmente” Intensivas: temperatura, pressão, potencial elétrico, etc.  
Não têm qualquer relação com a extensão do sistema.

# Variação e diferença de propriedades

**Variação** de uma propriedade: **entre dois momentos diferentes**

- $\Delta V = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}}$  (1)

- $\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$  (2)

- $\Delta \rho = \rho_{\text{final}} - \rho_{\text{inicial}}$  (3)

**Diferença** de uma propriedade (intensiva ou específica): **entre dois pontos**

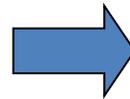
- $\Delta T_{AB} = T_B - T_A$  (4)

- $\Delta \rho_{AB} = \rho_B - \rho_A$  (5)

O sistema tende a sofrer variações para anular as diferenças

150°C

100°C



120°C

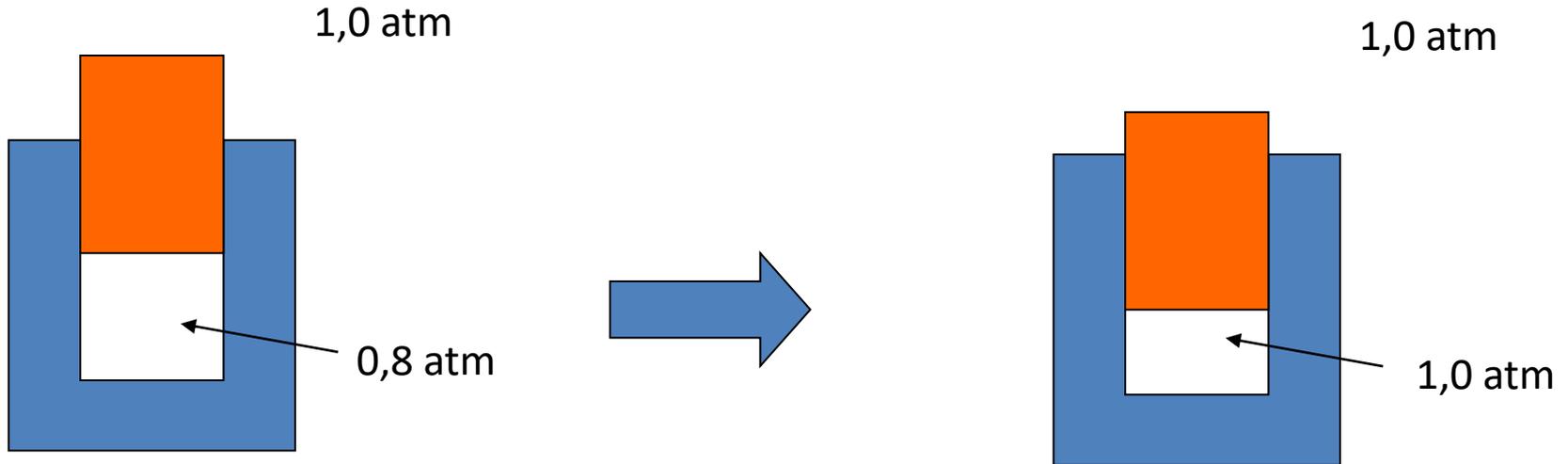
120°C



causa: diferença no início  
efeito 1: variação em A (final – inicial)  
efeito 2: variação em B (final – inicial)  
diferença no final

$$\begin{aligned} \Rightarrow \Delta T_{AB} &= 150 - 100 = 50^\circ\text{C} \\ \Rightarrow \Delta T_A &= 120 - 100 = 20^\circ\text{C} \\ \Rightarrow \Delta T_B &= 120 - 150 = -30^\circ\text{C} \\ \Rightarrow \Delta T_{AB} &= 120 - 120 = 0^\circ\text{C} \end{aligned}$$

O sistema tende a sofrer variações para anular as diferenças



causa: diferença de pressão no início  
efeito: variação de volume (final – inicial)  
diferença de pressão no final

$$\Rightarrow \Delta p_{AB} = 1,0 - 0,8 = 0,2 \text{ atm}$$
$$\Rightarrow \Delta V_A = 8 - 10 = -2 \text{ cm}^3$$
$$\Rightarrow \Delta p_{AB} = 1,0 - 1,0 = 0,0 \text{ atm}$$

# Propriedades de estado

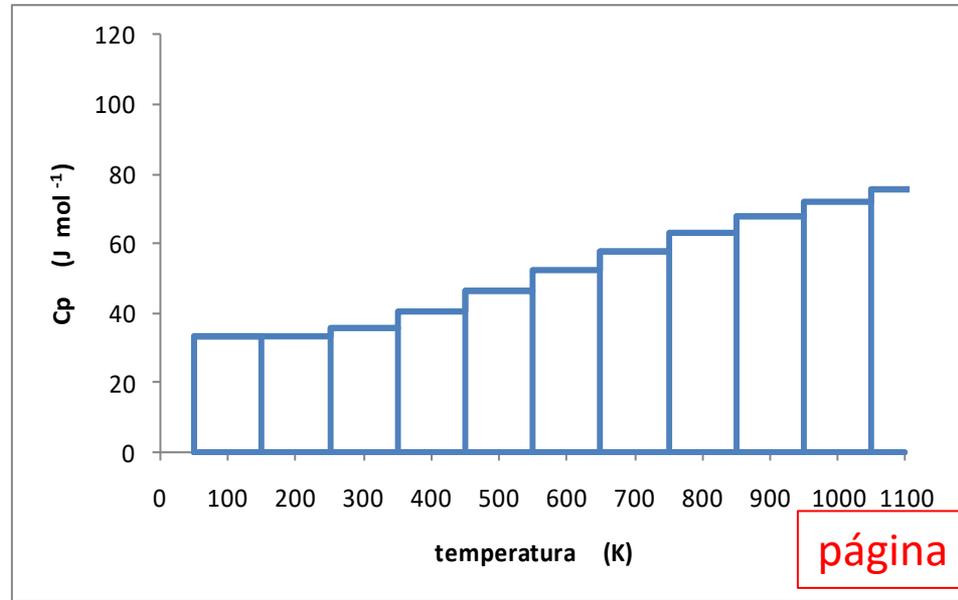
- massa, volume, temperatura, pressão, potencial elétrico, energia interna, composição química, etc
- associadas a um estado do sistema
- interdependentes (exemplo:  $P/T = nR/V$ )
- só interessam estados iniciais e finais

# PROPRIEDADES DE ESTADO: INTRÍNSECAS DE DADO MATERIAL A UMA DADA T e p (obtidas experimentalmente)

## ENTALPIA: A PARTIR DE $C_p$

$$H^{\circ} = H^{\circ}_{\text{form}} + \int_{298}^T C_p^{\circ} dT$$

(usualmente em  $\text{kJ mol}^{-1}$ )

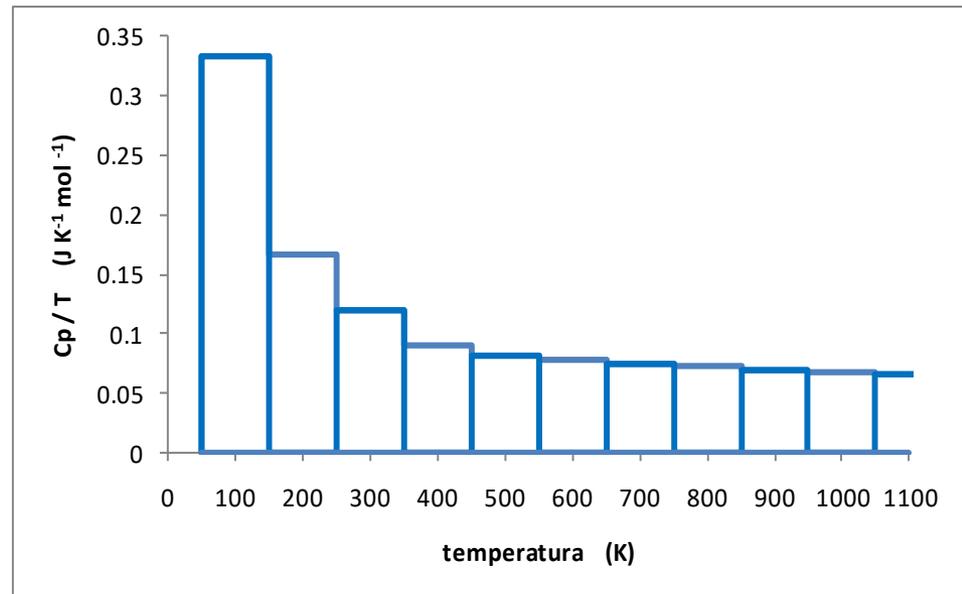


página 4

## ENTROPIA: A PARTIR DE $C_p$

$$S^{\circ} = S^{\circ}_{\text{form}} + \int_{298}^T (C_p^{\circ} / T) dT$$

(usualmente em  $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$ )



Iremos estudar

**U – energia interna**

**H – entalpia**

**S – entropia**

**G – energia livre de Gibbs**

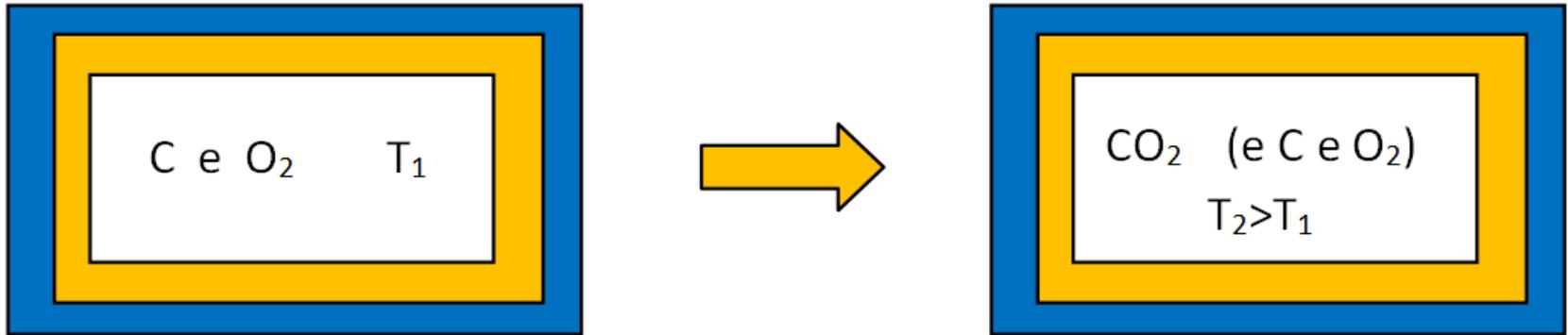
**PRIMEIRA LEI**

**SEGUNDA LEI**

# Energia interna $U$ (ou $E$ )

- soma das energias cinéticas e potenciais das moléculas ou átomos de um sistema em relação a um referencial interno

(ou seja, não interessa se o sistema está se movendo ou não em relação ao resto do mundo, ou se está sob o efeito de campos externos)



**Figura 1.8** - Exemplo de reação com  $\Delta U = 0$  e aumento da energia cinética interna

o que aconteceu com a energia potencial?

A energia interna é alterada por influência externa, que resulta em fluxo de energia por trabalho e calor

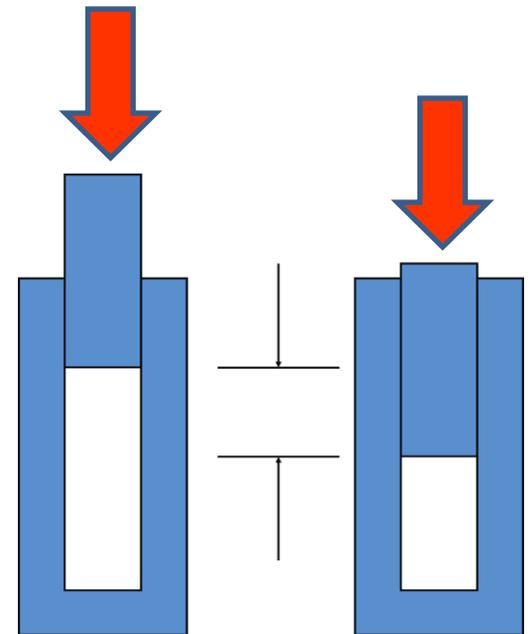
Por exemplo:

$$\Delta U = - p \Delta V$$

(para p constante)

Se p variar, para cada valor de p teremos

$$dU = -p dV$$



# parêntesis

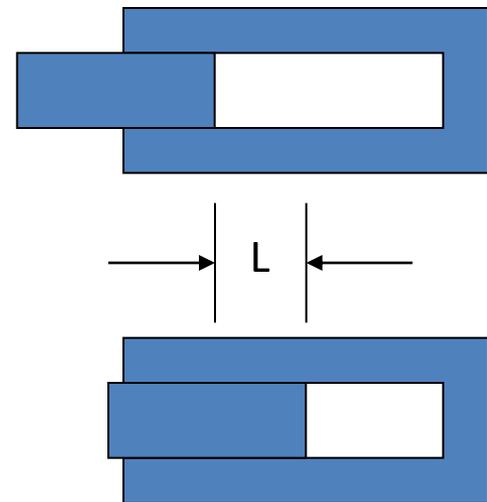
- Por quê  $w = - p \Delta V$  ?

Sabemos que  $w = \text{força} \times \text{distância}$ .

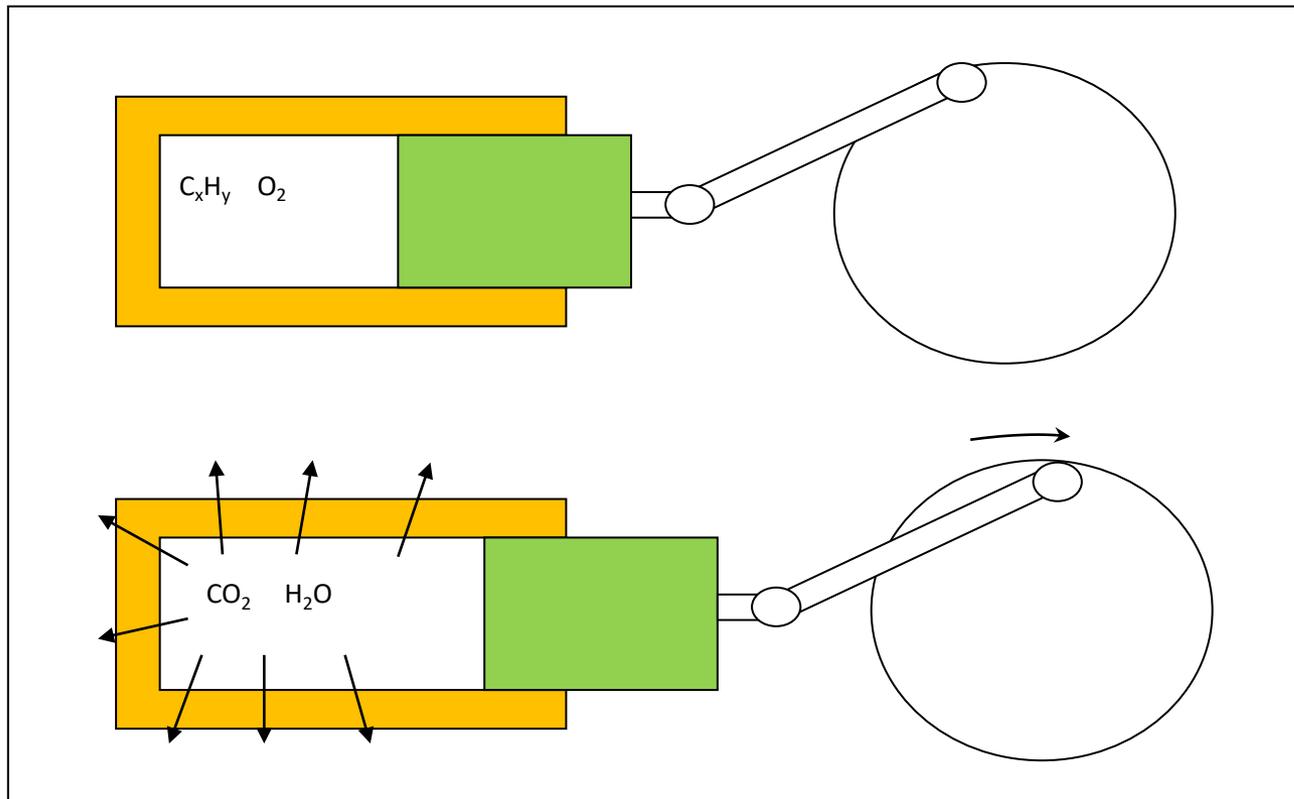
Se temos uma pressão agindo sobre uma área, o deslocamento (ou seja, a distância) vai ser  $L = -\Delta V / \text{área}$ . Mas a pressão é força / área. Assim:

$$w / \text{área} = p \times \text{distância}$$

$$w = p \times \text{distância} \times \text{área} = - p \Delta V$$



**Figura 8** - Esquema simplificado da combustão de  $C_xH_y$  com pressão constante e realização de trabalho. As flechas simbolizam calor.



$$w = -p \Delta V$$

$$q = \Delta H$$

veremos  
adiante

# exemplo numérico 1

- Calcule o trabalho realizado por uma substância ao se expandir de 14 para 18 litros, contra  $p = 1 \text{ atm} (\equiv 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa})$   
(ela estava, por exemplo, com pressão maior que 1 atm)

$$w = p_{\text{ext}} \Delta V = 1,013 \cdot 10^5 \cdot (18 - 14) \cdot 10^{-3} = 405 \text{ J}$$

$$\underbrace{\text{Pa} \equiv \text{N} / \text{m}^2} \quad \underbrace{\text{m}^3} \quad \underbrace{\text{N} \cdot \text{m} \equiv \text{J}}$$

- Calcule a variação da energia interna desta substância, se não houver fluxo de calor

$$\Delta U = w_{\text{recebido}} = - w_{\text{realizado}} = - 405 \text{ J}$$

ou seja, a energia interna diminuiu porque a substância realizou trabalho

## exemplo numérico 2

- O calor utilizado para evaporar uma certa quantidade de água em uma panela de pressão foi 350 kJ. Qual o aumento de sua energia interna?

panela de pressão  $\Rightarrow$  volume constante  $\Rightarrow$  não há trabalho

portanto,  $\Delta U = q = 350 \text{ kJ}$

ou seja, a energia interna aumentou porque a substância recebeu calor

# Primeira lei: efeito sobre U de diferentes processos

**w e q:**  
trabalho e  
calor  
recebidos  
pelo sistema

$$\Delta U = w + q$$

depende da convenção

$$W = W_{\text{volumétrico}} + W_{\text{elétrico}} + \text{etc}$$

# Primeira lei: efeito sobre U de diferentes processos

processo	causa (potencial)*	efeito em U	desde que	
variação de volume	diferença de pressão	$\Delta U = -p \Delta V$	só trabalho volumétrico	p externa constante
variação de entropia	diferença de temperatura	$\Delta U = T \Delta S$	só calor	T externa constante
variação de carga elétrica	diferença de potencial elétrico	$\Delta U = \mu_e \Delta e$	só trabalho elétrico	$\mu_e$ externa constante
variação da área	diferença de tensão superficial	$\Delta U = \gamma \Delta A$	só trabalho de superfície	$\gamma$ externa constante
variação das quantidades das espécies presentes	diferença dos potenciais químicos das espécies presentes	$\Delta U = \mu_{qi} \Delta N_i$	só trabalho químico	$\mu_{qi}$ do sistema constante

\* diferença de propriedade intensiva entre dois pontos, ou entre sistema e vizinhança

Se tudo acontecer simultaneamente, os efeitos devem ser considerados para variações infinitesimais (“d” em lugar de “Δ”):

$$dU = -p dV + T dS + \mu_e de + \gamma dA + \sum(\mu_{qi} dNi)$$

# Assim, $U$ do sistema aumenta se:

- Aplicarmos pressão sobre o sistema:  
 $dU = -p dV$  (compressão: trabalho volumétrico)
- Encostarmos alguma coisa mais quente que ele:  
 $dU = T dS$  (fluxo de entropia: calor)
- Aplicarmos uma diferença de potencial elétrico:  
 $dU = \mu_e dE$  (fluxo de elétrons: trabalho elétrico)
- Injetarmos matéria:  
 $dU = \mu_{qi} dN_i$  (fluxo de matéria: trabalho químico)

etc

O que é  $S$ ? É uma propriedade de estado, tal como  $V$ ,  $U$ ,  $T$ , etc. Aguardem...

# O que nos traz a primeira lei?

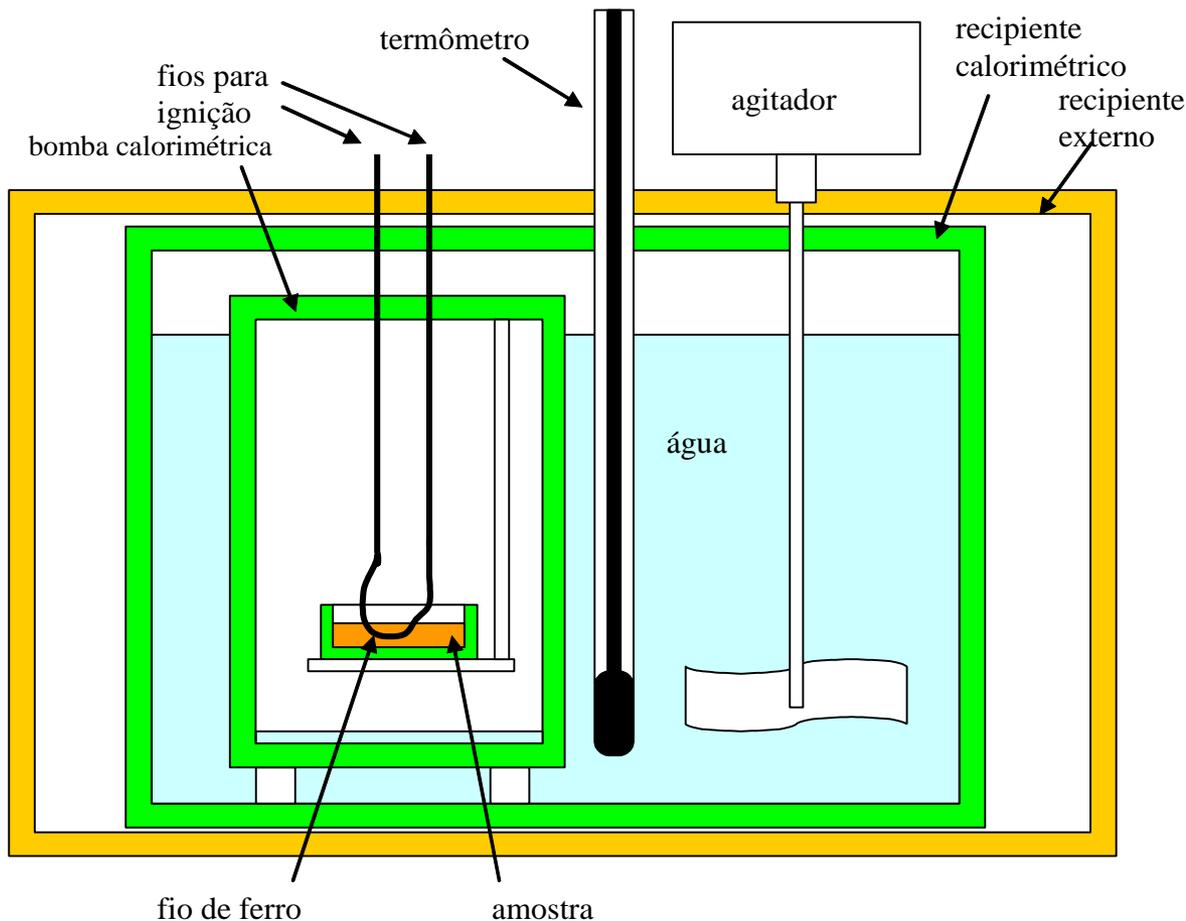
- Equivalência entre vários tipos de energia
- A energia interna total do sistema mais as vizinhanças se conserva em qualquer processo [1]

Ou seja, se um sistema perde energia na forma de calor ou de trabalho, as vizinhanças ganham o mesmo tanto de energia, e vice-versa.

[1] Este conceito corresponde a uma parcela do princípio mais geral de Conservação da Energia, que inclui as energias cinéticas e potenciais **globais** de cada corpo.

Devemos lembrar que este princípio deveria ser generalizado para um princípio ainda mais geral de “**conservação de massa + energia**”, uma vez que a energia pode se transformar em massa, e vice-versa. Em condições não-relativísticas, contudo, estes efeitos são insignificantes, não sendo necessário considerá-los.

# Medindo a variação de energia interna em uma reação química



**SISTEMA: MISTURA REACIONAL (reagentes, produtos)**

**VIZINHANÇAS: O RESTO**

**CALORÍMETRO ADIABÁTICO**

Sistema:  $\Delta U_{\text{sistema}} = q_{\text{fornecido}}$  ( $< 0$  se for exotérmica)

Vizinhanças:  $q_{\text{recebido}} = C_{\text{cal}} \Delta T$  ( $C_{\text{cal}}$  - capacidade calorífica do calorímetro)

Mas  $-q_{\text{fornecido}} (\text{sistema}) = q_{\text{recebido}} (\text{vizinhança})$

Assim:  $\Delta U_{\text{sistema}} = - C_{\text{cal}} \Delta T$

Esta diminuição de energia interna da mistura reativa corresponde a um aumento igual da energia interna do resto do calorímetro, com a água.

$$\Delta U_{\text{sistema}} = q < 0$$

(diminui muito a energia potencial, varia só um pouquinho a cinética)

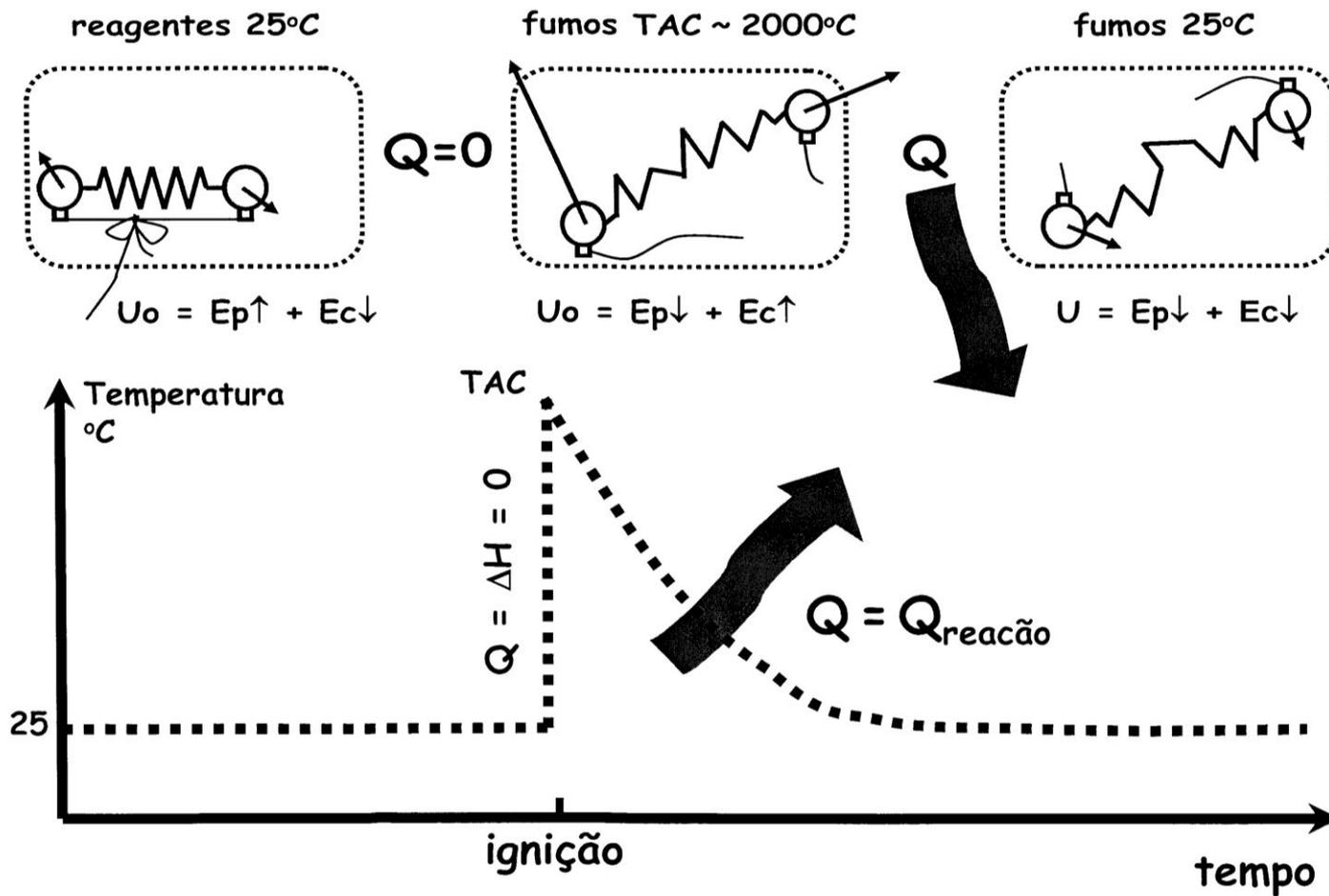


Figura do Antunha

**Comentário: A importância de definir as fronteiras do sistema**

Neste exemplo do calorímetro, consideramos que o sistema era formado apenas pela mistura reativa. O restante do calorímetro, com a água, formava a vizinhança. Assim, houve troca térmica, ou seja, calor, entre o sistema e a vizinhança, através da fronteira.

Se, contudo, tivéssemos considerado o calorímetro inteiro (mistura reativa, bomba e água) como sistema, então não teria ocorrido troca térmica com as vizinhanças, uma vez que o calorímetro é adiabático. Ou seja, não poderíamos falar de calor.

Neste caso, descreveríamos os fenômenos ocorridos como uma diminuição da energia potencial interna (transformação dos reagentes em produtos) e aumento da energia cinética interna (aumento da temperatura tanto da mistura reacional como da água e do restante do calorímetro). A energia interna do sistema,  $U_{\text{sistema}}$ , não se alteraria.

## exemplo numérico 3

- Em um calorímetro cuja capacidade térmica é 600 J/graup, observou-se um aumento de temperatura de 4 graus com a combustão de um mol de um dado combustível. Qual foi a variação da energia interna da mistura reacional?

$$\Delta U_{\text{sistema}} = q_{\text{sistema}} = -q_{\text{vizinhanças}} = -C_{\text{cal}} \Delta T$$

$$\Delta U_{\text{sistema}} = -C_{\text{cal}} \Delta T = -600 \cdot 4 = -2400 \text{ J}$$

Ou seja, a energia interna da mistura reacional diminuiu devido à reação química.

(A energia cinética interna cresceu um pouquinho, mas a energia potencial interna diminuiu muito.)

# detalhe sobre o exercício 3

- E se considerarmos o calorímetro inteiro como o nosso sistema, qual teria sido a variação de sua energia interna?

$$\Delta U_{\text{sistema}} = q + w$$

$$q = 0$$

$$w = 0 \Rightarrow$$

$$\Delta U_{\text{sistema}} = 0$$

ou seja, a energia interna de um sistema isolado é constante

## ***Outra propriedade de estado importante: a entalpia***

- No exemplo do calorímetro, não ocorria variação de volume ( $\Delta U = q$ )
- Em muitos processos a pressão é constante e ocorre variação de volume do sistema
- Assim,  $\Delta U = q + w = q - p \Delta V$

(supondo que não haja outros trabalhos)

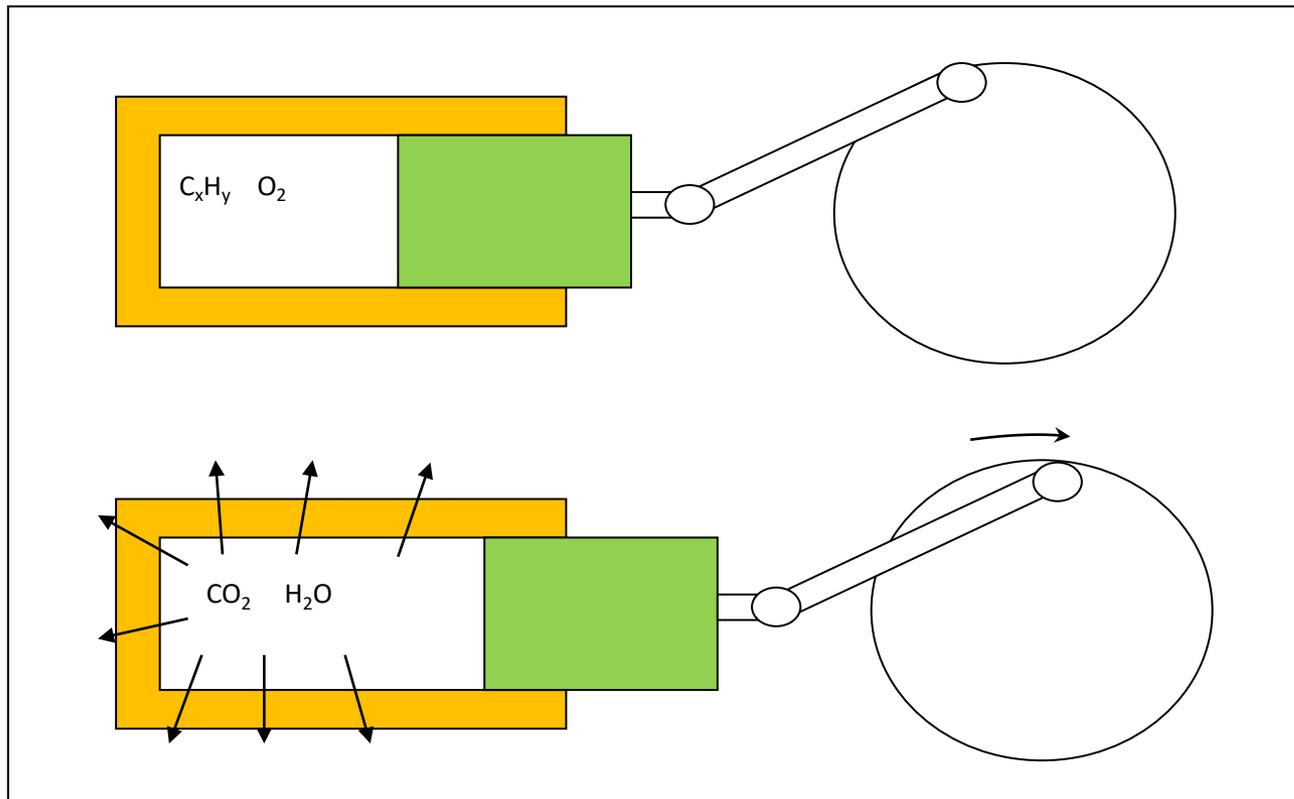
$$\text{ou } q = \Delta U + p \Delta V$$

- Mas  $\Delta U + p \Delta V$  é a variação de uma propriedade de estado  $U + pV$ , desde que  $p$  seja constante (veja exercício adiante)
- Se chamarmos  $U + pV$  de entalpia ( $H$ ), então

$$q = \Delta H$$

para  $p$  constante e ausência de outros trabalhos

**Figura 8** - Esquema simplificado da combustão de  $C_xH_y$  com pressão constante e realização de trabalho. As flechas simbolizam calor.



$$w = -p \Delta V$$

$$q = \Delta H$$

# exercício

- Mostre que  $\Delta X + p \Delta Y$  é a variação de uma propriedade de estado  $X + pY$ , desde que  $p$  seja constante e  $X$  e  $Y$  sejam propriedades de estado

Resolução:

Seja  $Z = X + pY$ . Assim,

$$\begin{aligned}\Delta Z &= (X + p Y)_{\text{final}} - (X + p Y)_{\text{inicial}} = \\ &= (X_{\text{final}} + p Y_{\text{final}}) - (X_{\text{inicial}} + p Y_{\text{inicial}}) = \\ &= X_{\text{final}} - X_{\text{inicial}} + p (Y_{\text{final}} - Y_{\text{inicial}}) = \\ &= \Delta X + p \Delta Y\end{aligned}$$

# exemplo numérico 4

- Qual o fluxo de calor necessário para evaporar um mol de água a 25°C sob pressão constante?

As entalpias das substâncias são tabeladas. A 25°C:

$$H_{\text{H}_2\text{O líquida}} = -68,32 \text{ kcal/mol} \equiv -285,83 \text{ kJ/mol}$$

$$H_{\text{H}_2\text{O vapor}} = -57,80 \text{ kcal/mol} \equiv -241,82 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} = -241,82 - (-285,83) = 44,01 \text{ kJ/mol}$$

Mas, para  $p$  constante e ausência de outros trabalhos:

$$q = \Delta H$$

$$\text{Assim, para 1 mol} \quad \Rightarrow \quad q = 44,01 \text{ kJ}$$

# Comentário: propriedades de estado e não-propriedades de estado

- Calorímetro (V constante):  $q = \Delta U$
- Combustão ao ar livre (p constante, etc):  $q = \Delta H$

Propriedades de estado (U, H, V, T, p, etc): sua variação só depende dos estados iniciais e finais

Calor e trabalho: seu valor depende do caminho

**Calor e trabalho:** não são propriedades e sim fluxos que ocorrem através de uma fronteira em um processo

## REVENDO A TABELA DE ENTALPIAS

Vocês repararam que, no exemplo do calorímetro, foi medido um  $\Delta T$ , a partir do qual se obteve um  $\Delta U$ . É difícil medir ou estabelecer valores absolutos para a energia interna. **Medem-se diferenças.**

Por isso, adota-se um **zero arbitrário**. Como a entalpia deriva da energia interna, ela também tem um zero arbitrário. **Adota-se usualmente como entalpia zero a entalpia dos elementos em sua forma mais estável, a 25°C.**

**Tabela 1** –  $H^\circ$  e  $S^\circ$  em função da temperatura para várias substâncias (dados do JANAF)

pg 5 da apostila

T (K)	$H^\circ$ (kJ mol <sup>-1</sup> )										
	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	CO	CO <sub>2</sub>	CH <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>g</sub>	Cr	Al	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
0	-8.67	-8.68	-6.20	-119.17	-402.86	-84.82	-251.70	-4.06	-4.54	-1142.56	-1675.70
100	-5.77	-5.78	-4.12	-116.27	-399.96	-81.50	-248.42	-3.75	-4.06	-1137.50	-1675.70
200	-2.86	-2.87	-2.04	-113.36	-396.91	-78.17	-245.08	-2.16	-2.25	-1128.00	-1675.70
298.15	0.00	0.00	0.00	-110.50	-393.50	-74.80	-241.80	0.00	0.00	-1127.78	-1675.55
300	0.05	0.05	0.04	-110.45	-393.43	-74.73	-241.74	0.04	0.05	-1116.72	-1666.71
400	2.97	3.03	2.12	-107.52	-389.50	-70.94	-238.35	2.48	2.55	-1105.16	-1656.56

## 2. PREVISÃO: PRESSÃO CONSTANTE

$q = \Delta H$   USO DE TABELAS DE H

QUAL O PODER CALORÍFICO DO CO?

CALCULO PARA  $1 \text{ CO} + 0,5 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2$  A 298K

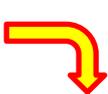
T (K)	H° (kJ mol <sup>-1</sup> )			
	N2	O2	CO	CO2
0	-8.67	-8.68	-119.17	-402.86
100	-5.77	-5.78	-116.27	-399.96
200	-2.86	-2.87	-113.36	-396.91
298.15	0.00	0.00	-110.50	-393.50
300	0.05	0.05	-110.45	-393.43
400	2.97	3.03	-107.52	-389.50
500	5.91	6.08	-104.57	-385.20

T (K)	CO	O2	CO2	soma
	-1	-0.5	1	
0	119.17	4.34	-402.86	-279.35
100	116.27	2.89	-399.96	-280.80
200	113.36	1.43	-396.91	-282.12
298.15	110.50	0.00	-393.50	-283.00
300	110.45	-0.03	-393.43	-283.01
400	107.52	-1.51	-389.50	-283.49
500	104.57	-3.04	-385.20	-283.67

 (apostila: pág. 5)

$PC_p = 283 \text{ kJ / mol} \equiv \underline{\hspace{2cm}} \text{ kJ / kg}$



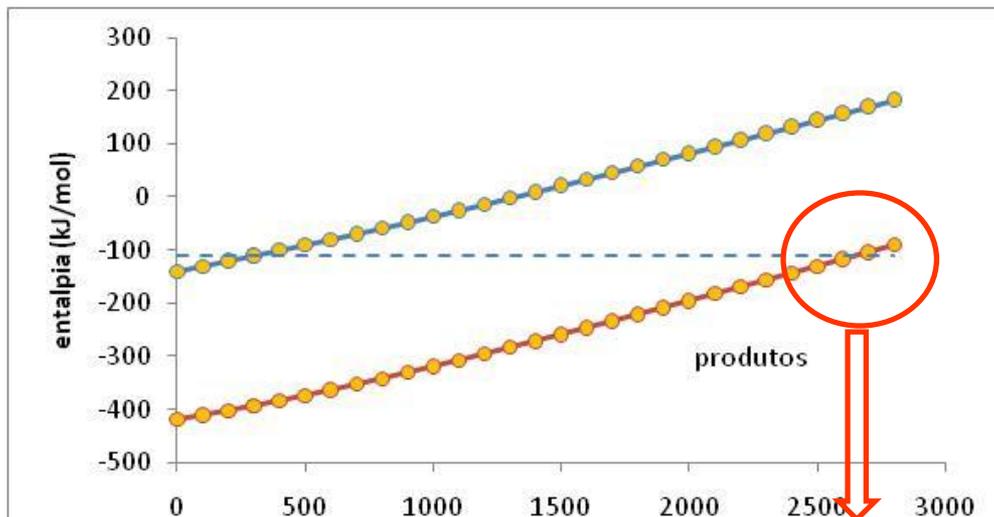


H° (kJ mol <sup>-1</sup> )					CÁLCULOS PARA $1 \text{ CO} + 0,5 \text{ O}_2 + 1,9 \text{ N}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2 + 1,9 \text{ N}_2$												
T (K)	N2	O2	CO	CO2	T (K)	CO 1	O2 0.5	N2 1.9	reagentes	CO2 1	N2 1.9	produtos	T (K)				
0	-8.67	-8.68	-119.17	-402.86	0	-119.17	-4.34	-16.47	-139.99	-402.86	-16.47	-419.34	0				
100	-5.77	-5.78	-116.27	-399.96	100	-116.27	-2.89	-10.96	-130.12	-399.96	-10.96	-410.92	100				
200	-2.86	-2.87	-113.36	-396.91	200	-113.36	-1.43	-5.43	-120.22	-396.91	-5.43	-402.34	200				
298.15	0.00	0.00	-110.50	-393.50	298.15	-110.50	0.00	0.00	-110.50	-393.50	0.00	-393.50	298.15				
300	0.05	0.05	-110.45	-393.43	300	-110.45	0.03	0.10	-110.32	-393.43	0.10	-393.33	300				
400	2.97	3.03	-107.52	-389.50	400	-107.52	1.51	5.64	-100.37	-389.50	5.64	-383.85	400				
500	5.91	6.08	-104.57	-385.20	500	-104.57	3.04	11.23	-90.30	-385.20	11.23	-373.96	500				
600	8.89	9.24	-101.56	-380.59	600	-101.56	4.62	16.90	-80.04	-380.59	16.90	-363.69	600				
700	11.94	12.50	-98.48	-375.75	700	-98.48	6.25	22.68	-69.55	-375.75	22.68	-353.07	700				
800	15.05	15.84	-95.32	-370.69	800	-95.32	7.92	28.59	-58.82	-370.69	28.59	-342.11	800				
900	18.22	19.24	-92.10	-365.47	900	-92.10	9.62	34.62	-47.85	-365.47	34.62	-330.85	900				
1000	21.46	22.70	-88.81	-360.10	1000	-88.81	11.35	40.78	-36.68	-360.10	40.78	-319.32	1000				
1100	24.76	26.21	-85.47	-354.62	1100	-85.47	13.11	47.04	-25.32	-354.62	47.04	-307.57	1100				
1200	28.11	29.76	-82.07	-349.03	1200	-82.07	14.88	53.41	-13.78	-349.03	53.41	-295.62	1200				
1300	31.50	33.34	-78.63	-343.35	1300	-78.63	16.67	59.86	-2.10	-343.35	59.86	-283.50	1300				
1400	34.94	36.96	-75.16	-337.60	1400	-75.16	18.48	66.38	9.70	-337.60	66.38	-271.23	1400				
1500	38.41	40.60	-71.65	-331.80	1500	-71.65	20.30	72.97	21.62	-331.80	72.97	-258.83	1500				
1600	41.90	44.27	-68.12	-325.93	1600	-68.12	22.13	79.62	33.64	-325.93	79.62	-246.31	1600				
1700	45.43	47.96	-64.56	-320.02	1700	-64.56	23.98	86.32	45.74	-320.02	86.32	-233.70	1700				
1800	48.98	51.67	-60.97	-314.07	1800	-60.97	25.84	93.06	57.92	-314.07	93.06	-221.01	1800				
1900	52.55	55.41	-57.37	-308.08	1900	-57.37	27.71	99.84	70.17	-308.08	99.84	-208.24	1900				
2000	56.14	59.18	-53.76	-302.06	2000	-53.76	29.59	106.66	82.49	-302.06	106.66	-195.40	2000				
2100	59.74	62.96	-50.12	-296.01	2100	-50.12	31.48	113.51	94.87	-296.01	113.51	-182.50	2100				
2200	63.36	66.77	-46.48	-289.94	2200	-46.48	33.38	120.39	107.29	-289.94	120.39	-169.55	2200				
2300	67.00	70.60	-42.82	-283.84	2300	-42.82	35.30	127.29	119.77	-283.84	127.29	-156.55	2300				
2400	70.64	74.45	-39.15	-277.72	2400	-39.15	37.23	134.22	132.29	-277.72	134.22	-143.51	2400				
2500	74.30	78.33	-35.47	-271.58	2500	-35.47	39.16	141.16	144.85	-271.58	141.16	-130.42	2500				
2600	77.96	82.22	-31.79	-265.43	2600	-31.79	41.11	148.13	157.46	-265.43	148.13	-117.30	2600				
2700	81.64	86.14	-28.09	-259.25	2700	-28.09	43.07	155.11	170.10	-259.25	155.11	-104.14	2700				
2800	85.32	90.08	-24.38	-253.07	2800	-24.38	45.04	162.11	182.77	-253.07	162.11	-90.95	2800				

T (K)	CO 1	O2 0.5	N2 1.9	reagentes	CO2 1	N2 1.9	produtos	T (K)
0	-119.17	-4.34	-16.47	-139.99	-402.86	-16.47	-419.34	0
100	-116.27	-2.89	-10.96	-130.12	-399.96	-10.96	-410.92	100
200	-113.36	-1.43	-5.43	-120.22	-396.91	-5.43	-402.34	200
<b>298.15</b>	<b>-110.50</b>	<b>0.00</b>	<b>0.00</b>	<b>-110.50</b>	-393.50	0.00	-393.50	298.15
300	-110.45	0.03	0.10	-110.32	-393.43	0.10	-393.33	300
400	-107.52	1.51	5.64	-100.37	-389.50	5.64	-383.85	400
500	-104.57	3.04	11.23	-90.30	-385.20	11.23	-373.96	500

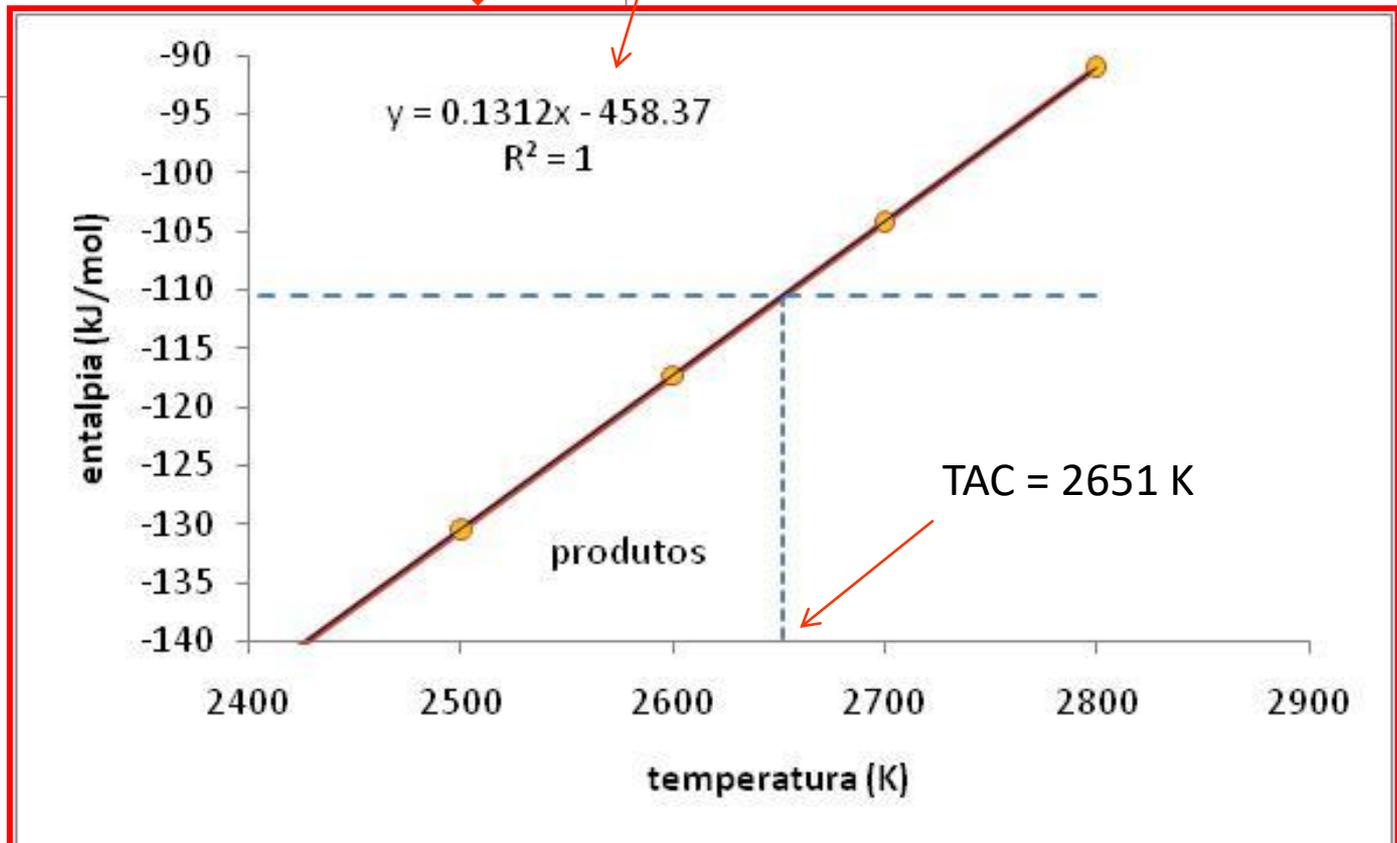
132.29	-277.72	134.22	-143.51	2400
144.85	-271.58	141.16	-130.42	2500
157.46	-265.43	148.13	<b>-117.30</b>	<b>2600</b>
170.10	-259.25	155.11	<b>-104.14</b>	<b>2700</b>
182.77	-253.07	162.11	-90.95	2800

**TAC = algum valor entre 2600 e 2700 K**



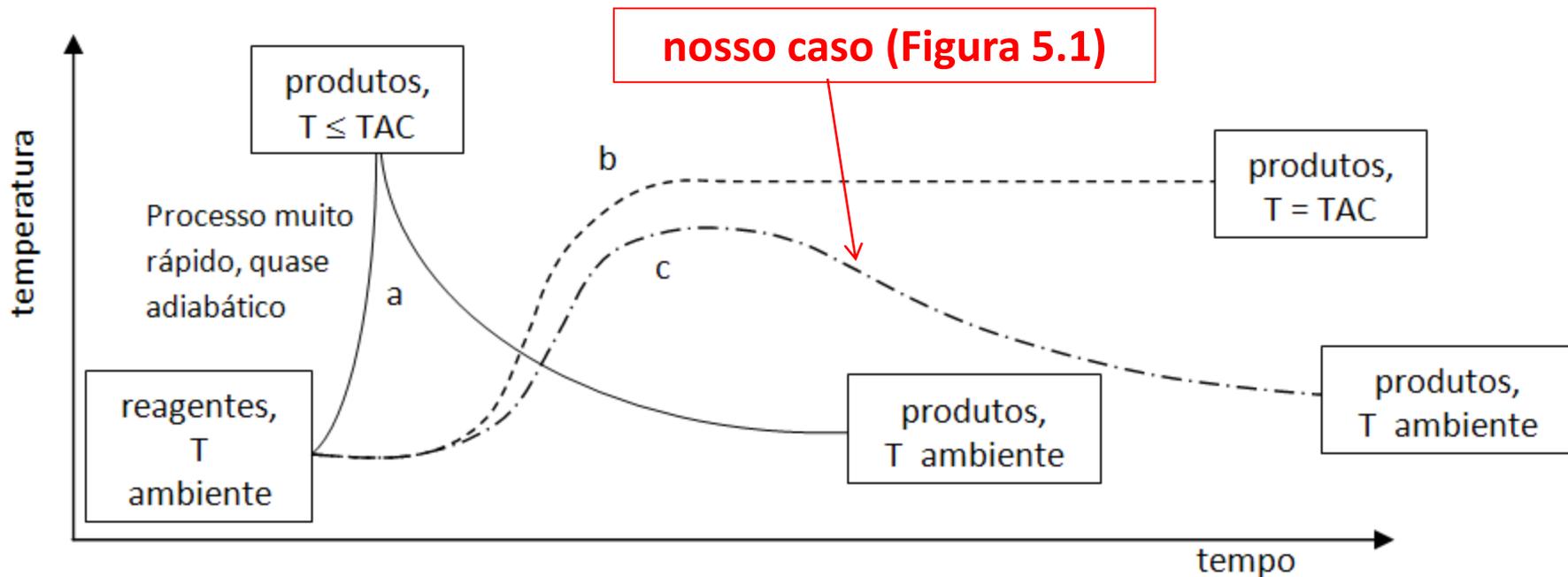
aproximadamente linear (trecho curto)

$$\begin{aligned} -110,5 &= 0,1312 x - 458,37 \\ x &= 2651 \text{ K} \end{aligned}$$



Em nosso experimento CA3, o processo é o inverso. Se o calorímetro fosse adiabático, partiríamos da temperatura obtida (que seria uma TAC) e chegaríamos à variação de entalpia no processo.

Não sendo adiabático, precisaremos descontar as perdas térmicas para o ambiente.



**Figura 5.2** – Esquema simplificado de determinações calorimétricas: a) bomba calorimétrica, combustão rápida; b) calorímetro adiabático, hidratação lenta; c) recipiente semi-adiabático, hidratação lenta.

fim