



**Universidade Federal do Acre**  
**Engenharia Agrônômica**  
**PET- Programa de Ensino Tutorial**

# **Termoquímica**



**Bolsista: Joyce de Q. Barbosa**

**Tutor: Dr. José Ribamar Silva**





# Termodinâmica

- **Conceito**
- **Divisão: Termofísica e Termoquímica**
- **Termos utilizados:**
  - ▶ **Calorimetria;**
  - ▶ **Calor;**
  - ▶ **Temperatura;**
  - ▶ **Energia (potencial e cinética).**



## Conceitos Básicos

- **Calor:** É a energia transferida de um corpo para outro em consequência da diferença de temperatura entre eles.
- **Caloria (cal):** É a energia necessária para elevar a temperatura de 1 g de água líquida em 1°C
- **Calor Específico:** É a quantidade de calor necessária para elevar em 1°C 1 g de uma substância



# Termoquímica

- Conceito
- As transformações termoquímicas:
  - ▶ Transformações endotérmicas:



## ▶ Transformações exotérmicas:



# Entalpia(H)

■ Conceito

■ **Reação exotérmica: libera calor**



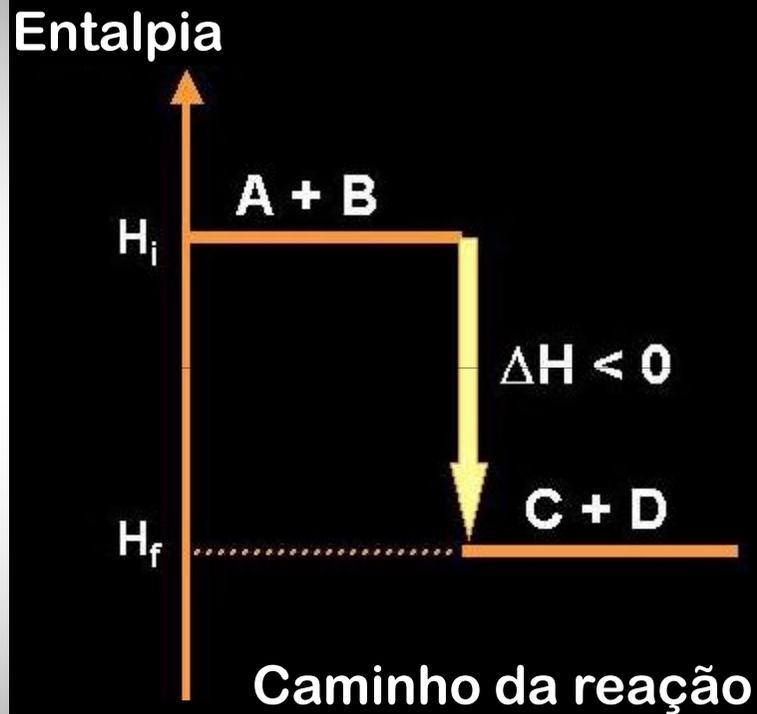
$$H_i < H_f \quad \Delta H = H_f - H_i \quad \Delta H < 0$$

■ **Reação endotérmica: absorve calor**

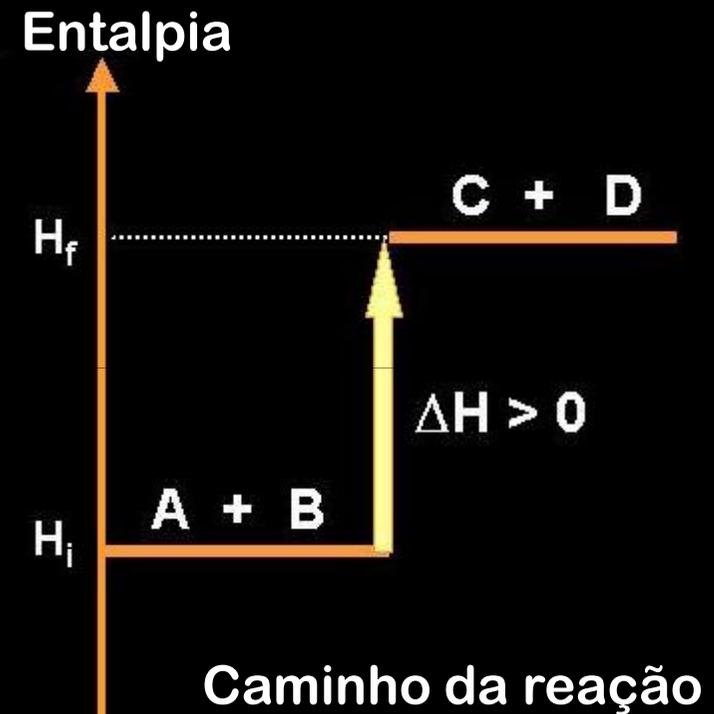


$$H_f > H_i \quad \Delta H = H_f - H_i \quad \Delta H > 0$$

# Diagramas de Entalpia

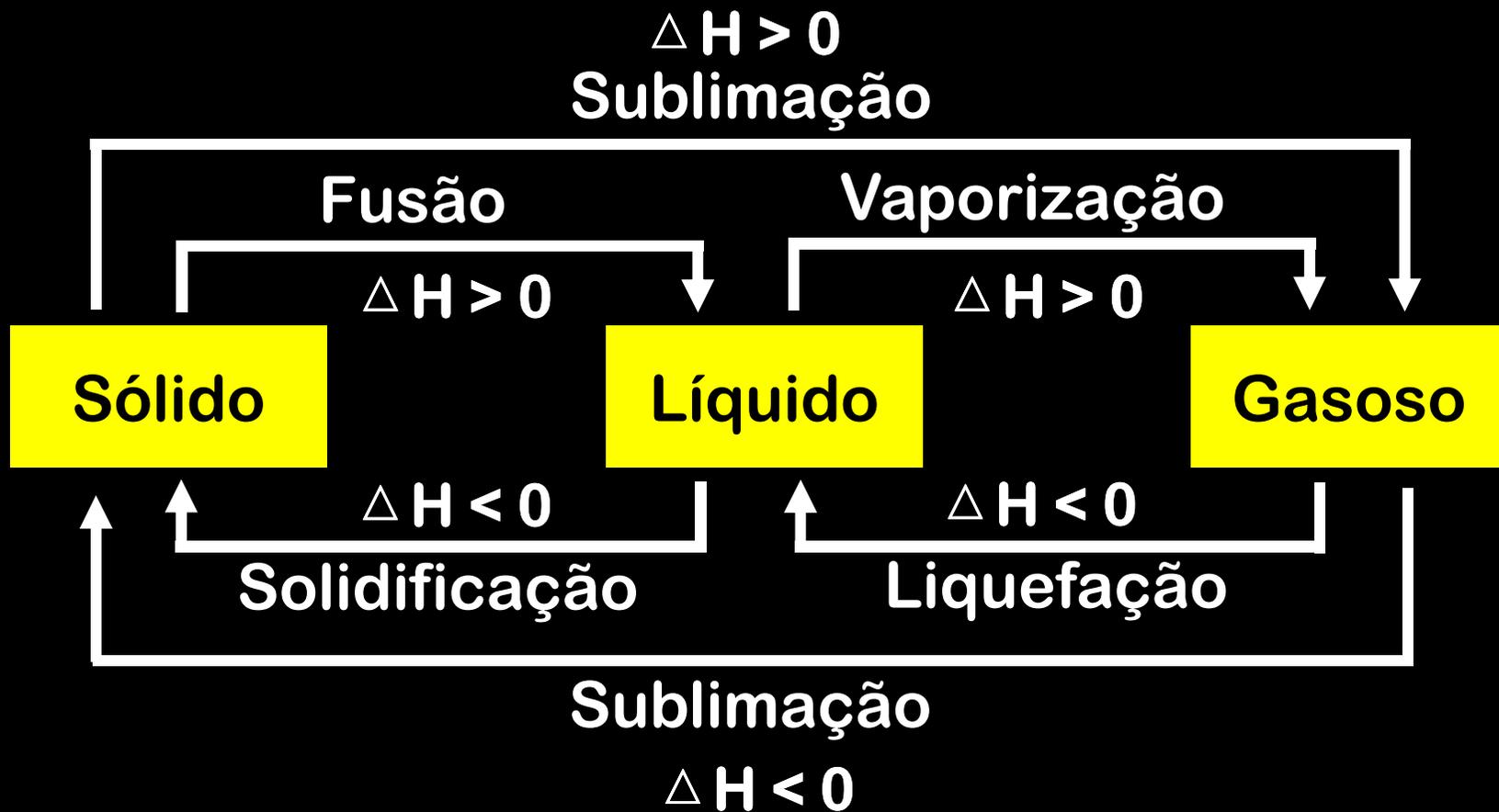


Processo  
exotérmico



Processo  
endotérmico

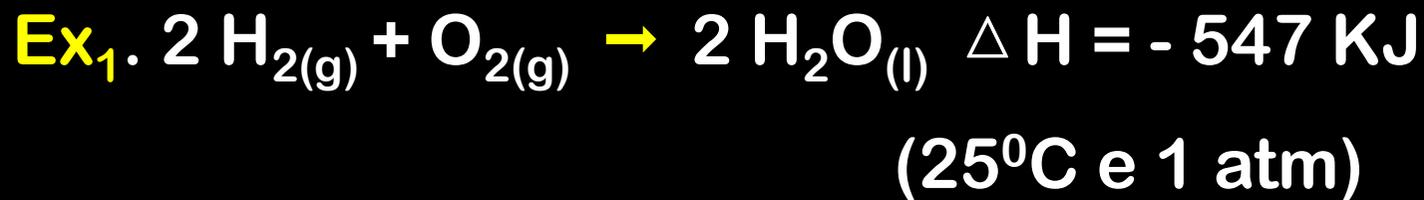
•  $\Delta H$  nas mudanças de estado físico:



# Equação Termoquímica

## ● Inclui:

- ▶ Reagentes, produtos e coeficientes,
- ▶ Estado Físico;
- ▶ Condições de P e T;
- ▶  $\Delta H$ .



●  $\Delta H$  varia com os coeficientes da equação;



● Quando a unidade do  $\Delta H$  for kj/mol:

- ▶ Refere-se a qualquer substância da equação termoquímica que possua coeficiente igual a 1.



● Interpretação:

- ▶ Processo libera 890 kj/mol de  $\text{CH}_{4(g)}$  que reage ou por mol de  $\text{CO}_2$  formado.

● Relação:

$$1 \text{ Kcal} = 4,18 \text{ kj}$$

# Tipos Principais de Entalpia (H)

## ● Entalpia de Formação

### ▶ Entalpia das substâncias

→ cálculo do  $\Delta H$  de uma reação;

### ▶ Não pode ser medida experimentalmente;

### ▶ Variação de Entalpia :

→ medida em calorímetro;

$$\Delta H = H_f - H_i$$

### ▶ Estado de Referência (Entalpia Zero):

→ Substâncias simples no estado mais estável e em condições ambientes (25 °C, 1 atm).

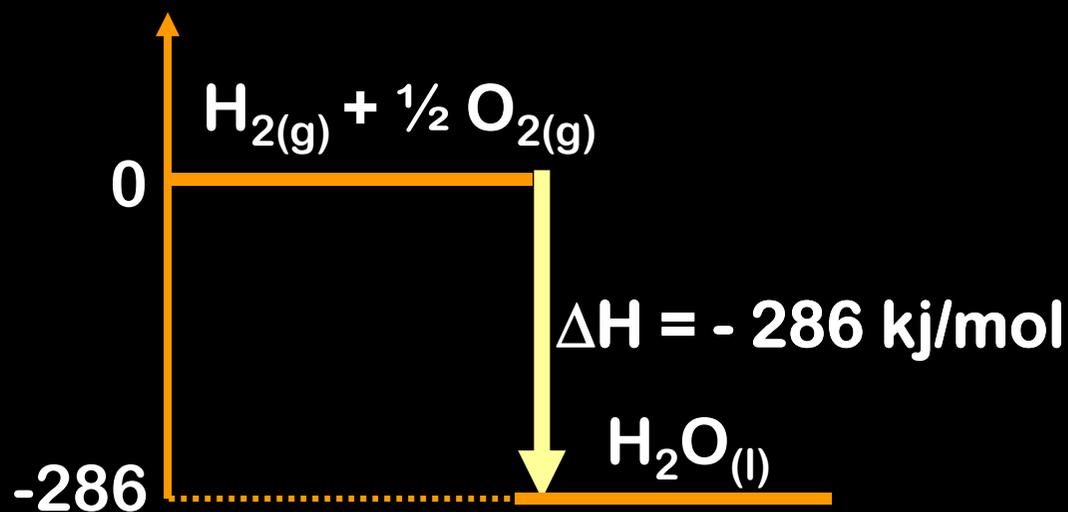
**Ex<sub>3</sub>.**  $H_2 \rightarrow H = \text{zero}$       $O_2 \rightarrow H = \text{zero}$

- ▶ Produção de 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  a partir de substâncias simples no estado padrão.



$H = 0$      $H = 0$      $H = ?$     experimentalmente

- ▶ Qual a entalpia de formação de 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  ?



$$\begin{aligned} \Delta H &= H_f - H_i \\ -286 &= H_f - (0) \\ H_f &= -286 \text{ kJ/mol} \\ &\text{(calor de formação)} \end{aligned}$$

## ● Entalpia de Formação:

- ▶ Calor **liberado** ou **absorvido** para formar **1 mol** de substância composta a partir de uma substância simples em estado padrão.
- ▶ Entalpia de uma substância composta é numericamente igual a sua entalpia de formação.

## ● Entalpia de Combustão:

- ▶ Combustão:
  - queima de uma substância;
  - exotérmica;
  - reação com  $O_2$  e rápida;
  - combustível + comburente.



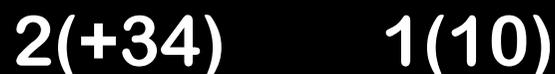
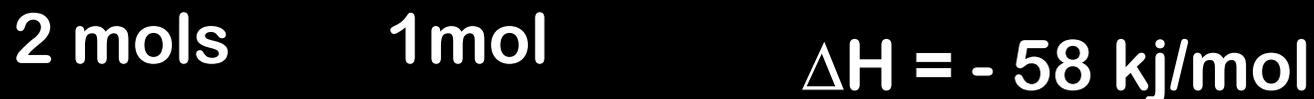
## Exercícios: Entalpia de formação e combustão

- ▶ Qual o  $\Delta H$  da reação de transformação de  $\text{NO}_{2(g)}$  em  $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  ?

Dados:

Substâncias	Entalpias (kJ/mol)
$\text{NO}_{2(g)}$	+ 34
$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	+ 10

Balancear a equação:

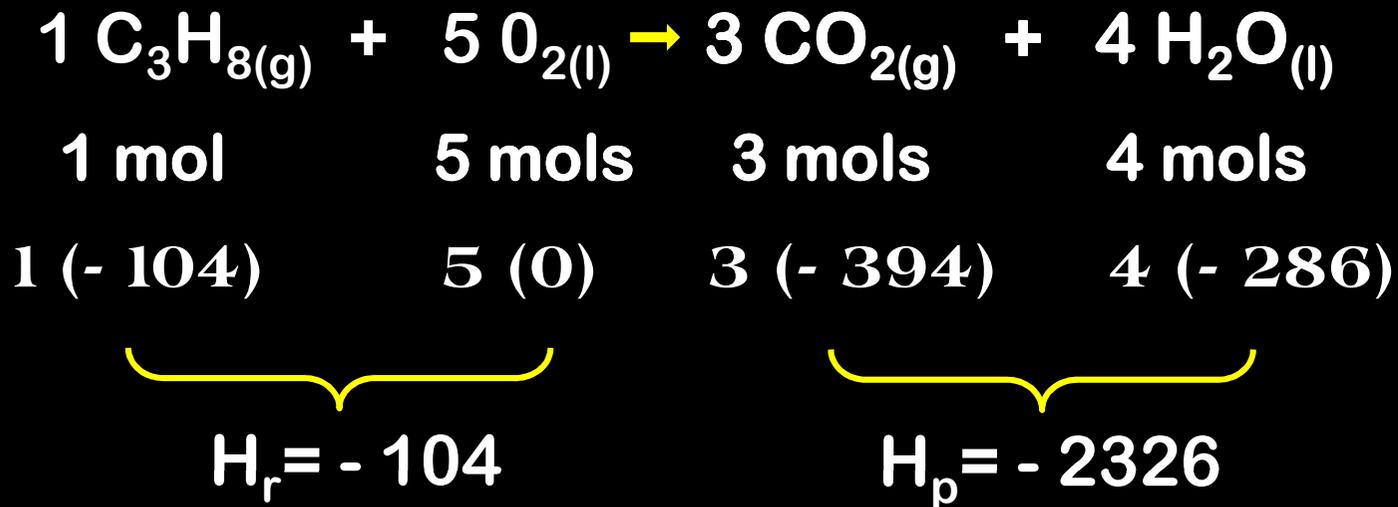


► Determine a entalpia da reação de combustão do propano ( $C_3H_8$ ).

Dados:

Substâncias	Entalpia de formação (kj/mol)
$C_3H_{8(g)}$	-104
$O_{2(g)}$	zero
$CO_{2(g)}$	-394
$H_2O_{(l)}$	- 286

▶ Equação Balanceada:



$$\Delta H = H_p - H_r \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -2326 - (-104) \rightarrow \Delta H_{\text{reação}} = -2222$$

Entalpia de Combustão do propano = - 2222 kJ/mol

## ▶ Exercício

Assinale a alternativa correta:

1) Dada a reação:



- a) É uma reação endotérmica.
- b) É uma reação exotérmica.
- c) É necessário 1 mol de Carbono para cada mol de óxido férrico.
- d) E energia absorvida na transformação de 2 mols de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é de 491,5 kJ.

## ▶ Exercício

2) O mercúrio pode ser obtido pela reação do sulfeto de mercúrio com o oxigênio do ar.



- a) A entalpia do produto é maior ou menor a do reagente? Por que?
- b) Qual o calor liberado na formação de 4 g de mercúrio? Dado: Hg = 200 g/mol

$$200 \text{ g} \text{ ----- } 238 \text{ kJ}$$

$$4 \text{ g} \text{ ----- } x \text{ kJ} \quad \rightarrow \quad x = 4,76 \text{ kJ}$$

## ▶ Exercício

3) Dada a reação (Ozonizadores Caseiros):



- Esse processo absorve ou libera calor?
- Qual o valor de  $\Delta H$  para a formação de 1,0 mol de ozônio?
- Qual o valor de  $\Delta H$  para a transformação de 16 g de gás oxigênio?

Dado: Massa Molar e  $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$ .



a) Absorção de Calor.

b) 2 mols de  $\text{O}_3$  ----- 66 kcal

1 mol de  $\text{O}_3$  ----- x kcal  $\rightarrow x = 33 \text{ kcal}$

c) 3 mols de  $\text{O}_2$  ----- 66 kcal

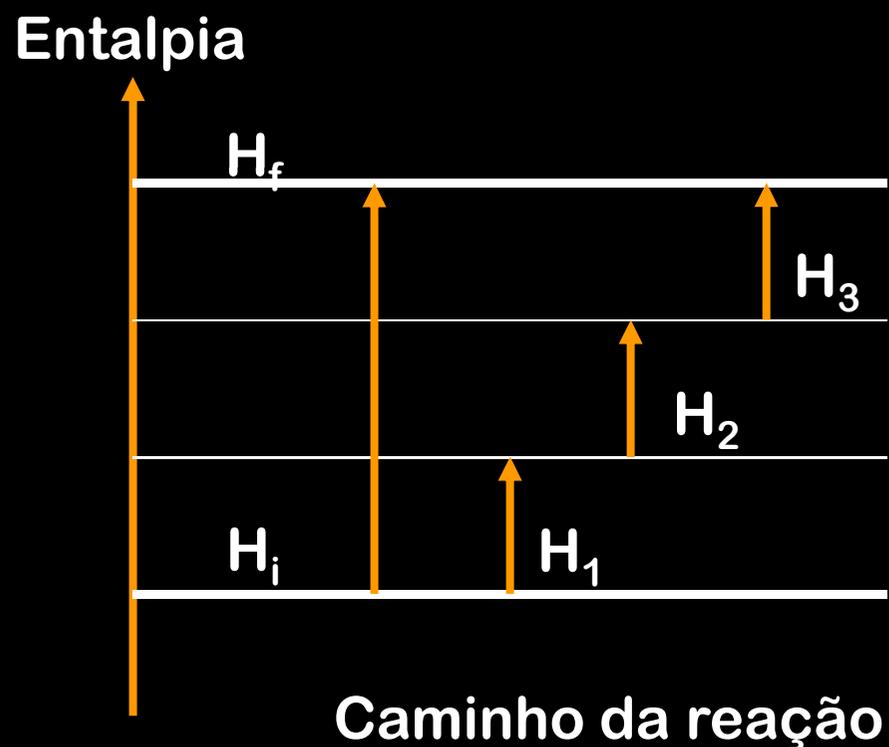
3 x 32 g  $\text{O}_2$  ----- 66 kcal

16 g  $\text{O}_2$  ----- y kcal  $\rightarrow y = 11 \text{ kcal}$

# A Lei de Hess e o $\Delta H$ das reações

## Princípio

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \dots$$



**Ex1.** Calcular o  $\Delta H$  da transformação:

$C_{\text{grafite}} \rightarrow C_{\text{diamante}}$  a partir das seguintes reações:



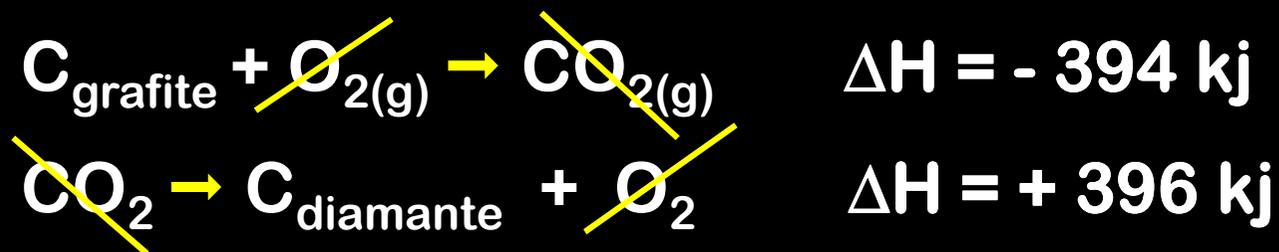
► Conservamos intacta a equação I:



► Invertemos a equação II:



- ▶ Soma algébrica das equações:



- ▶ Pela Lei de Hess:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = (- 394) + (+ 396) = + 2 \text{ kJ}$$

- ▶ Logo, a transformação de 1 mol de grafite em diamante é endotérmica e absorve 2 KJ de energia.

**Ex<sub>2</sub>**. Calcular o  $\Delta H$  da síntese do diborano a partir dos elementos químicos, de acordo com a equação abaixo:



▶ Dados:

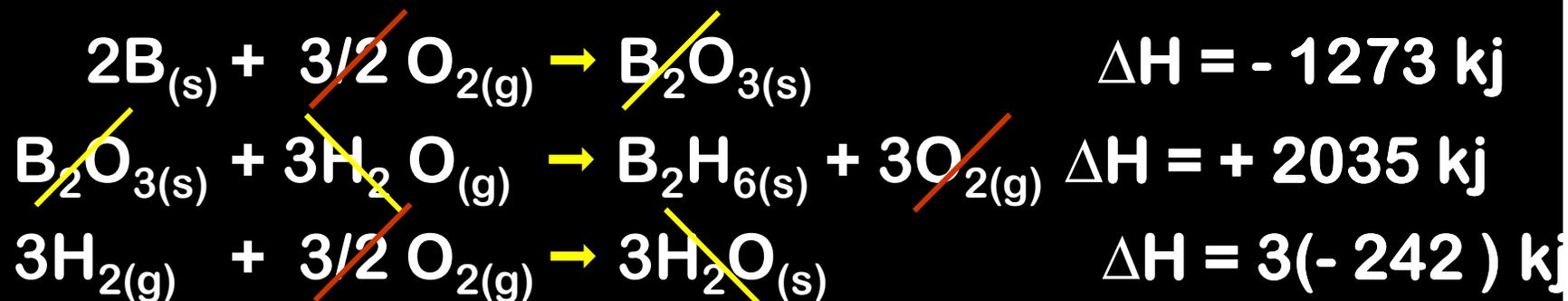


▶ Conservar intacta a equação I.

▶ Inverter a equação II.

▶ Multiplicar a equação III por **3**.

▶ Soma algébrica das equações:



▶ Pela lei de Hess:

$$\Delta\text{H} = \Delta\text{H}_1 + \Delta\text{H}_2 + \Delta\text{H}_3$$

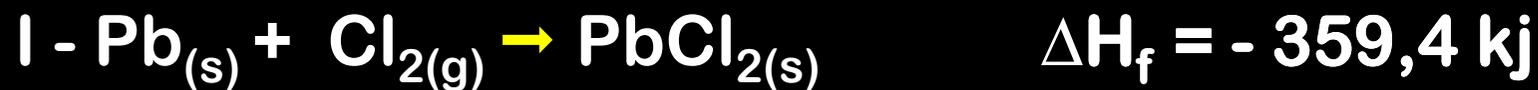
$$\Delta\text{H} = (-1273) + (2035) + 3(-242)$$

$$\Delta\text{H} = +36 \text{ kJ}$$

▶ Portanto, a síntese é endotérmica e absorve 36 kJ/mol de  $\text{B}_2\text{H}_{6(g)}$  formado.

▶ Exercício

▶ Dadas as equações termoquímicas

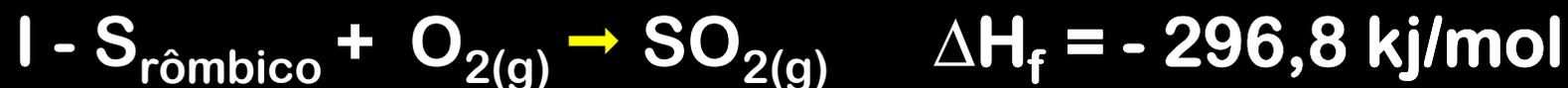


Para a reação:  $\text{PbCl}_{2(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{PbCl}_{4(g)}$ , qual a variação de entalpia  $\Delta H$  ?

- a) + 30,1 kJ      b) -30,1 kJ      c) +688.7 kJ  
d) -688,7 kJ      e) -60,2 kJ

▶ Exercício

▶ Dadas as equações termoquímicas



Assinale a alternativa que indica o calor envolvido na formação de 6,4 g de  $\text{S}_{\text{monoclínico}}$  a partir da forma rômbica. ( $\text{S} = 32$ )

- a) - 0,08 kJ      **b) + 0,08 kJ**      c) - 0,4 kJ  
d) + 0,4 kJ      e) - 594 kJ

# Considerações Finais

- ▶ As transformações químicas ocorrem com absorção ou liberação de calor;
- ▶ Reações endotérmicas;
- ▶ Reações exotérmicas;
- ▶ Entalpia;
- ▶ Estado Padrão e entalpia de formação e de combustão;
- ▶ Aplicação da Lei de Hess.

Obrigado  
pela atenção!



Ribamar e Joyce