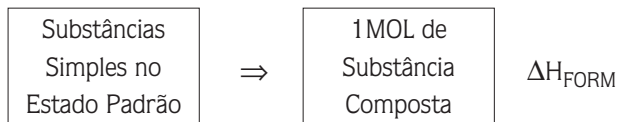


## Exercícios Resolvidos sobre TERMOQUÍMICA

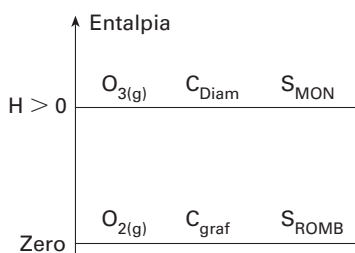
### TERMOQUÍMICA. ENTLPIA DE FORMAÇÃO

Estado Padrão = Estado físico e alotrópico mais estáveis em condição ambiente (25°C, 1atm).



$\Delta H_{\text{FORM}}$  = Calor de Formação; Entalpia de Formação.

**Convenção:** Substâncias simples no estado padrão possuem entalpia zero.



A entalpia de 1 mol de uma substância composta é numericamente igual ao seu Calor de Formação.

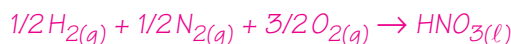
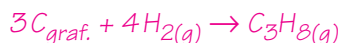
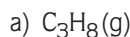
### Exercícios

- Substâncias simples são constituídas por um único elemento.
- No estado padrão (estado mais estável a 25°C, 1 atm), temos:

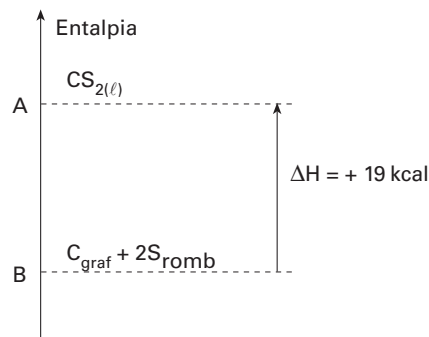
Elemento Químico	Substância Simples
Hidrogênio	$H_2(g)$
Oxigênio	$O_2(g)$
Carbono	$C_{\text{graf}}$
Enxofre	$S_{\text{rômbico}}$
Sódio	$Na(s)$
Alumínio	$Al(s)$
Mercúrio	$Hg(l)$

- Por convenção, substâncias simples no estado padrão apresentam entalpia zero.
- Calor de formação ou entalpia de formação ou  $\Delta H_{\text{formação}}$  é a variação de entalpia na formação de 1 mol de substância composta a partir de substância simples no estado padrão.

- Escreva as equações correspondentes à entalpia de formação de:



- No diagrama

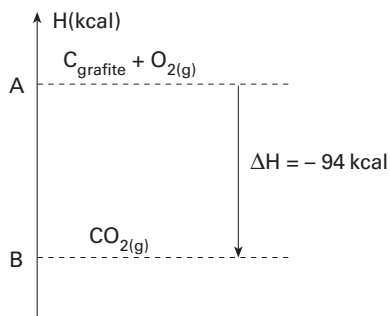


- o ponto B vale zero kcal.
- o ponto A vale + 19 kcal.
- este  $\Delta H$  é numericamente igual à entalpia de 1 mol de  $CS_2(l)$ .

certo

errado

7. No diagrama



- a) A energia (entalpia) do ponto A, por convenção, vale zero.
- b) A energia (entalpia) do ponto B vale -94 kcal.
- c) A entalpia de um mol de CO<sub>2</sub>(g) vale -94 kcal.

d) A entalpia *padrão* do CO<sub>2</sub>(g), isto é, a entalpia do CO<sub>2</sub>(g) a 25°C e 1 atm, é numericamente igual ao seu Calor de Formação (25°C, 1 atm).

certo  errado

## TERMOQUÍMICA. ENTLPIA DE COMBUSTÃO

Entalpia de Combustão ou Calor de Combustão é a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) da combustão completa de 1 mol de combustível, estando todos os reagentes e produtos no estado padrão.

### Exercícios

1. Escreva as equações termoquímicas correspondentes à entalpia de combustão de:

a) H<sub>2</sub>(g)



b) C<sub>graf</sub>



c) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>(g)



d) C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>(l)



2. O calor de combustão de 1 mol de H<sub>2</sub>(g) é numericamente igual ao calor de formação de H<sub>2</sub>O(l).

certo  errado

3. Dado:

Calor de combustão de H<sub>2</sub>(g) = -68 kcal/mol

Calor de combustão de CH<sub>4</sub>(g) = -213 kcal/mol

Qual dos dois combustíveis libertaria maior quantidade de calor *por grama*?

(C = 12, H = 1)

$$H_2 \begin{cases} 2g \text{ --- } (-68) \text{ kcal} \\ 1g \text{ --- } x \end{cases}$$

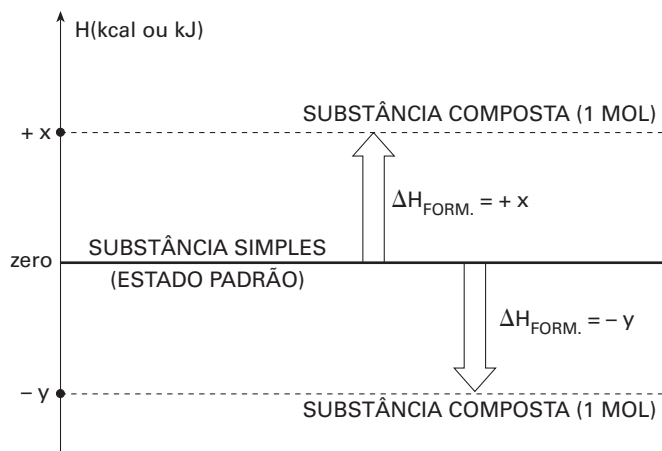
$$x = -34 \text{ kcal}$$

$$CH_4 \begin{cases} 16g \text{ --- } \textit{libera} \rightarrow 213 \\ 1g \text{ --- } \textit{libera} \rightarrow y \end{cases}$$

$$y = 13,3 \text{ kcal}$$

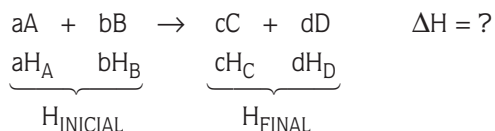
**Resposta:** H<sub>2</sub>

## CÁLCULO DE $\Delta H$ DE REAÇÃO ATRAVÉS DE ENTALPIAS DE FORMAÇÃO



A entalpia (H) de 1,0 mol de uma substância composta é numericamente igual ao respectivo Calor de Formação.

### LEI DE HESS E ENTALPIAS DE FORMAÇÃO



$$\Delta H = H_{\text{FINAL}} - H_{\text{INICIAL}}$$

São expressões sinônimas:

- ENTALPIA DA SUBSTÂNCIA X
- ENTALPIA DE FORMAÇÃO DA SUBSTÂNCIA X
- CALOR DE FORMAÇÃO DA SUBSTÂNCIA X

### Exercícios

1. Denomina-se *dimerização* ao processo no qual duas moléculas iguais reúnem-se para formar uma única estrutura.

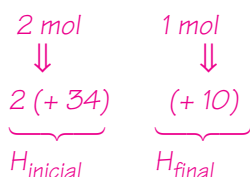
Exemplo:



Determine o valor de  $\Delta H$  da dimerização acima, sendo dadas:

Entalpia de  $\text{NO}_2(\text{g}) = +34 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = +10 \text{ kJ/mol}$



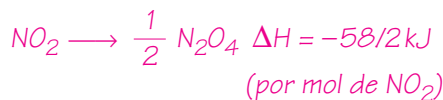
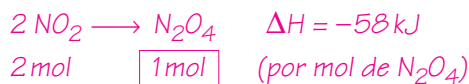
$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

$$\Delta H = [+10] - [2(+34)]$$

$$\Delta H = -58 \text{ kJ}$$

2. O valor de  $\Delta H$  de uma equação termoquímica corresponde automaticamente às quantidades de mols indicadas pelos coeficientes da respectiva equação.

Portanto, com relação à questão anterior, qual o valor de  $\Delta H$  em kJ por mol de  $\text{NO}_2$  que dimeriza?

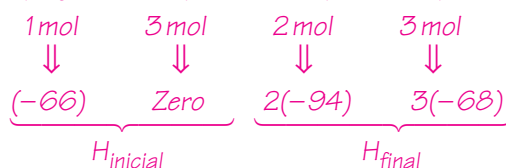


3. Determine a entalpia de combustão do etanol, em kcal/mol, sendo dados:

Entalpia de formação de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell) = -66 \text{ kcal/mol}$

Entalpia de formação de  $\text{CO}_2(\text{g}) = -94 \text{ kcal/mol}$

Entalpia de formação de  $\text{H}_2\text{O}(\ell) = -68 \text{ kcal/mol}$

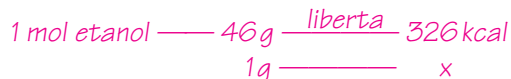


$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

$$\Delta H = [2(-94) + 3(-68)] - [(-66) + \text{zero}]$$

$$\Delta H = -326 \text{ kcal/mol}$$

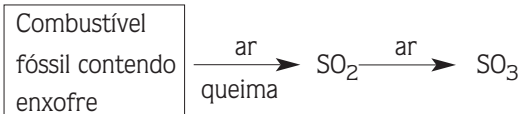
4. Com relação à questão anterior, determine a entalpia de combustão do etanol em kcal/grama. (C = 12, O = 16, H = 1)



$$x = \frac{326}{46} = 7 \text{ kcal}$$

**Resposta:** 7 kcal/grama

5. O gás  $\text{SO}_3$ , importante poluente atmosférico, é formado de acordo com o esquema geral:



Sabendo que o processo de oxidação de  $\text{SO}_2$  a  $\text{SO}_3$  apresenta  $\Delta H = -99 \text{ kJ/mol}$  de  $\text{SO}_2$ , determine a entalpia de um mol de  $\text{SO}_3$  gasoso.

Dado:

Entalpia de  $\text{SO}_2 = -297 \text{ kJ/mol}$



$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$-99 = x - [-297 + \text{zero}]$$

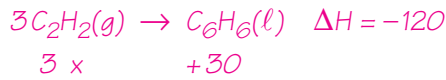
$$x = -396 \text{ kJ}$$

**Resposta:**  $-396 \text{ kJ/mol}$

6. A reação de trimerização cíclica do acetileno, dando benzeno, pode ser representada pela equação termoquímica:



Sabendo que a entalpia do benzeno vale  $+30 \text{ kcal/mol}$ , determine a entalpia de um mol de acetileno.



$$H_{\text{inicial}} \quad \quad \quad H_{\text{final}}$$

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$-120 = [+30] - [3x]$$

$$x = +50 \text{ kcal}$$

**Resposta:**  $+50 \text{ kcal/mol}$

## Sugestão de exercícios:



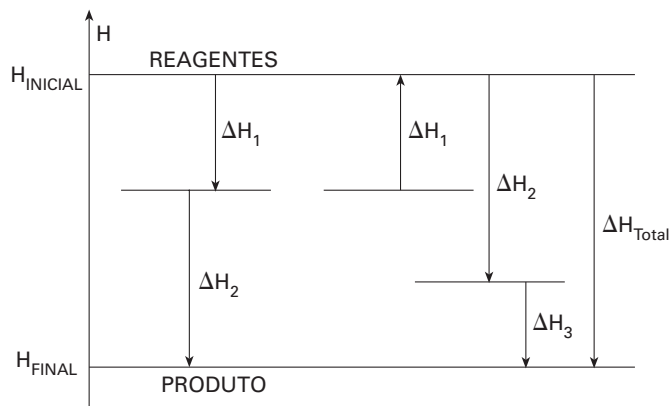
**Livro:** Martha Reis - Vol. único - Editora FTD

**Página** 311

**Livro:** Usberco e Salvador - Vol. único - Ed. Saraiva.

**Pág.** 333

## CÁLCULO DE $\Delta H$ DE REAÇÃO PELO MÉTODO GERAL DA LEI DE HESS (SOMA DE EQUAÇÕES)



**Lei de Hess:** o valor do  $\Delta H$  de um processo depende apenas das entalpias inicial e final, não dependendo do número de etapas, nem do fato de serem endo ou exotérmicas.

Conseqüência

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \dots$$

O  $\Delta H_{\text{total}}$  será a soma algébrica dos  $\Delta H$  das etapas.

**Como resolver um problema:**

- I) Somar convenientemente as equações com  $\Delta H$  conhecidos.  
Obs: Se necessário, uma etapa poderá ser invertida e/ou dividida ou multiplicada por 2, 3, 4 etc.

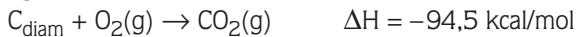
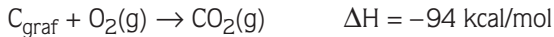
- II) O resultado da soma das equações, deverá ser a equação com  $\Delta H$  desconhecido.

- III) Aplicar a Lei de Hess:

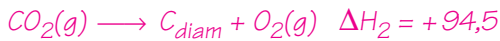
$$\Delta H_{\text{total}} = \sum \Delta H_{\text{ETAPAS}}$$

## Exercícios

1. Dados:



Calcule o  $\Delta H$  da transformação de  $C_{\text{graf}}$  em  $C_{\text{diam}}$ .



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

$$\Delta H = -94 + 94,5$$

$$\Delta H = +0,5 \text{ kcal/mol}$$

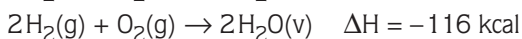
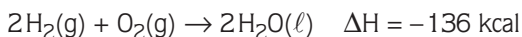
2. Com relação à questão anterior, calcule o  $\Delta H$  para transformar 240g de grafite em diamante.  
(C = 12)

$$12g \text{ C} \text{ — } 0,5 \text{ kcal}$$

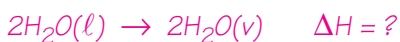
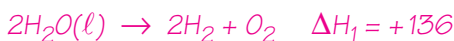
$$240g \text{ — } x$$

$$x = 10 \text{ kcal}$$

3. Dados:



Calcule o  $\Delta H$  de vaporização da água em kcal/mol.

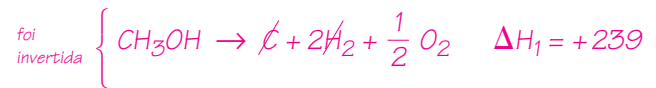
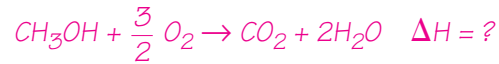
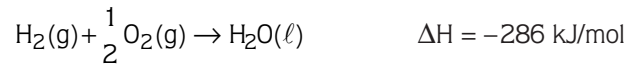
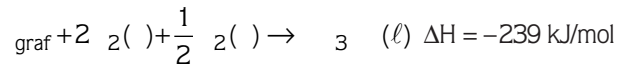


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = +136 - 116 = +20 \text{ kcal} / 2 \text{ mols}$$

$$\text{Logo: } \Delta H = +10 \text{ kcal/mol}$$

4. Determine a entalpia de combustão do metanol líquido, a 25°C e 1 atm, em kJ/mol, sendo dados:



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

$$\Delta H = -726 \text{ kJ/mol}$$

Obs.: Para efeito de comparações, o professor poderá também resolver pelo método dos Calores de formação:



$$\underbrace{-239}_{H_{\text{inicial}}} \quad \underbrace{\text{zero}}_{\text{zero}} \quad \underbrace{-393 \quad 2(-286)}_{H_{\text{final}}}$$

$$\Delta H = [-393 + 2(-286)] - [-239]$$

$$H = -726 \text{ kJ}$$

## Sugestão de exercícios:



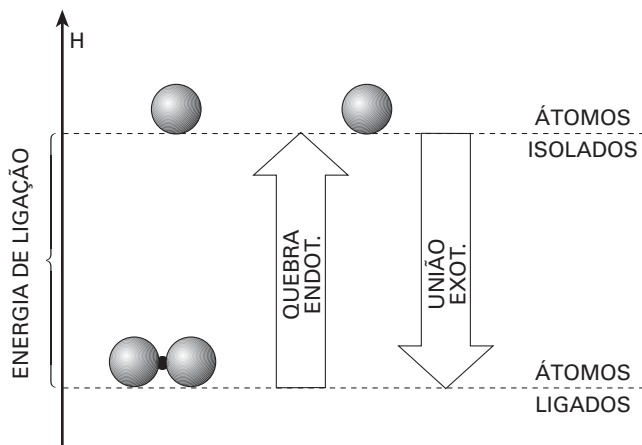
Livro: Martha Reis - Vol. único - Editora FTD

Pág. 315

Livro: Usberco e Salvador - Vol. único - Ed. Saraiva.

Pág. 339

## CÁLCULO DE $\Delta H$ DA REAÇÃO ATRAVÉS DE ENERGIAS DE LIGAÇÃO



### Energia de Ligação:

Energia necessária para romper 1 mol de ligações no estado gasoso.

## Exercícios

1. Dadas as energias de ligação:

H — H ..... 104 kcal/mol

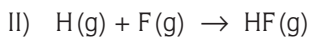
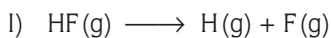
Cl — Cl ..... 59 kcal/mol

Qual a ligação mais forte? Justifique.

$H - H$

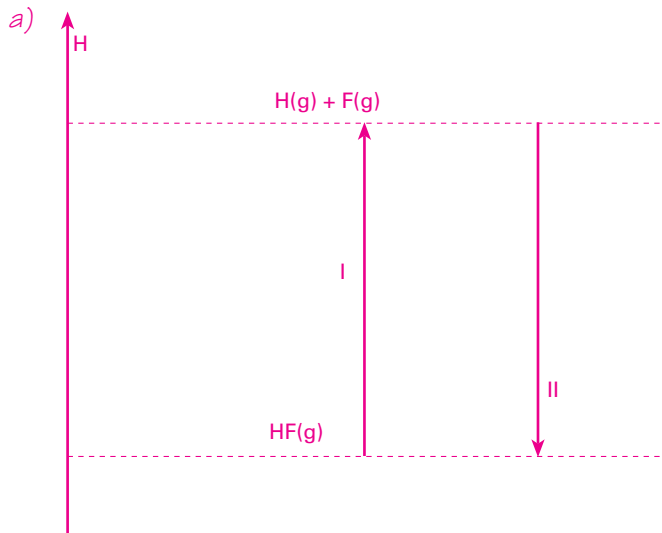
Porque é a que necessita de maior energia para ser rompida.

2. Observe os processos



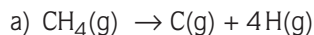
a) Coloque os dois processos em um único diagrama de entalpia.

b) Qual o nome que podemos dar para o  $\Delta H$  do processo I?

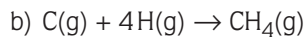


b) “Energia de ligação” da ligação  $HF(g)$ .

3. A energia da ligação C — H vale 100kcal/mol  
Determine o  $\Delta H$  dos processos:

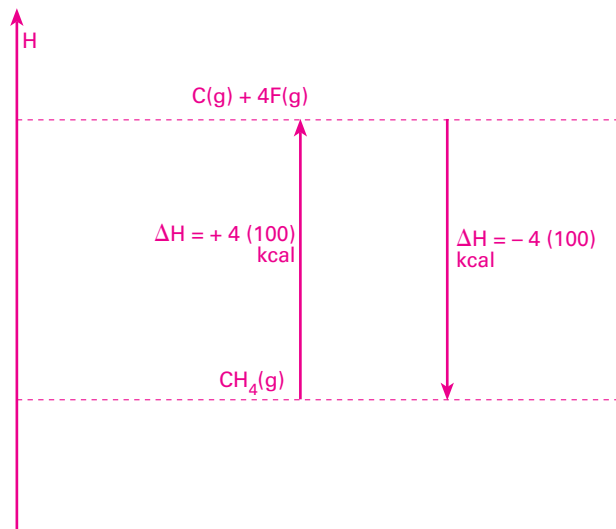


$\Delta H = +4(100) = +400 \text{ kcal}$



$\Delta H = -4(100) = -400 \text{ kcal}$

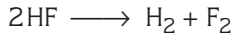
Obs.: Em um diagrama teríamos:



4. Dadas as energias de ligação em kcal/mol

HF	.....	135
H <sub>2</sub>	.....	104
F <sub>2</sub>	.....	37

determine o valor de  $\Delta H$  do processo



Quebras {  $2\text{HF} \text{ ----- } 2(135) = 270 \text{ kcal (absorvida)}$

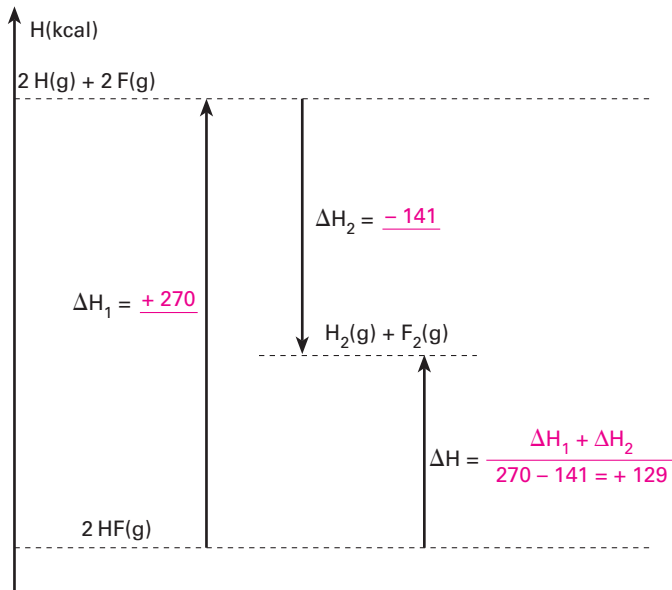
Uniões	{	H <sub>2</sub> .....	103
		F <sub>2</sub> .....	37
			<u>141 kcal (libertada)</u>

Saldo =  $270 - 141 = 129$   
 (absorv.) (lib.) (absorv.)

Logo:

$\Delta H = +129 \text{ kcal}$

5. Com relação à questão anterior, complete o diagrama de entalpia, colocando os valores de  $\Delta H$ .



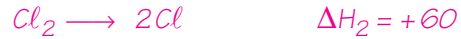
6. Na reação  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$   $\Delta H = -42 \text{ kcal/mol}$

Sendo dadas as energias de ligação em kcal/mol

H — H	.....	104
Cl — Cl	.....	60

Determine o valor da energia da ligação H — Cl

Chamando  $x$  a energia de ligação HCl:



Pela Lei de Hess:  $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

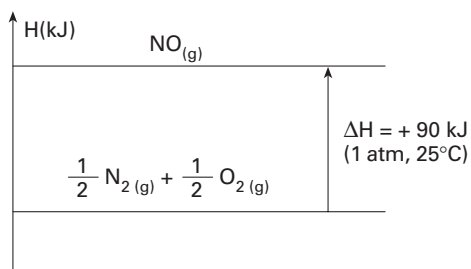
$$-42 = +104 + 60 - 2x$$

$$x = 103 \text{ kcal}$$

## TERMOQUÍMICA. EXERCÍCIOS DE REVISÃO

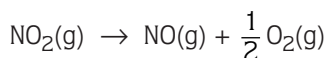
### Exercícios

1. Dadas as informações:  
a) Diagrama de entalpia:



- b) entalpia de  $\text{NO}_2(\text{g}) = +34 \text{ kJ/mol}$   
(1 atm, 25°C)

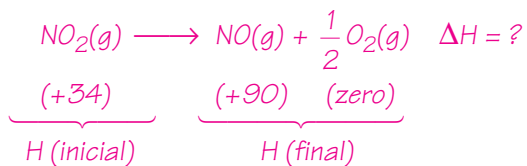
Determine a variação de entalpia de um dos processos mais importantes de poluição atmosférica:



O diagrama fornece a entalpia de  $\text{NO}(\text{g})$ , que é numericamente igual ao respectivo calor de formação:

Entalpia de  $\text{NO}(\text{g}) = +90 \text{ kJ/mol}$

Portanto:



$$\Delta H = H(\text{final}) - H(\text{inicial})$$

$$\Delta H = +90 - (+34)$$

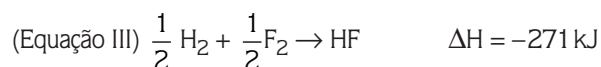
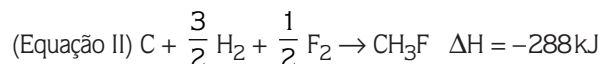
$$\Delta H = +56 \text{ kJ/mol}$$

2. O valor de  $\Delta H$  de uma reação química pode ser previsto através de diferentes caminhos. Iremos determinar o  $\Delta H$  do processo  $\text{CH}_4 + \text{F}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{F} + \text{HF}$

Utilizando dois procedimentos diferentes, considerando todos os participantes no estado padrão.

- a) 1º caminho: Lei de Hess

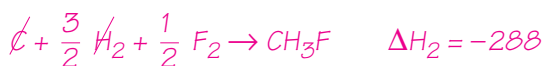
Dados:



Equação I = inverter

Equação II = manter

Equação III = manter



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

$$\Delta H = (+75) + (-288) + (-271)$$

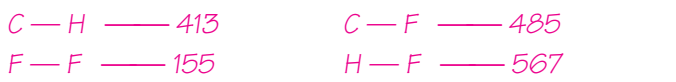
$$\Delta H = -484 \text{ kJ}$$



b) 2º caminho: Através das energias de ligação

Dados:

Ligação	Energia (kJ/mol)
F — F	155
C — H	413
C — F	485
H — F	567



Energia absorvida =  
= 568 kJ

Energia libertada = 1052 kJ

Saldo libertado = 1052 - 568 = 484 kJ

ou seja

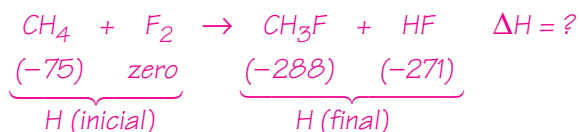
$\Delta H = -484 \text{ kJ}$ .

#### Comentário:

Se sobrar tempo, ou se o professor preferir indicar como exercício extra, o valor do  $\Delta H$  também poderá ser determinado pelas entalpias de formação. Basta observar que:

- Equação I indica a entalpia de formação de  $\text{CH}_4$
- Equação II indica a entalpia de formação de  $\text{CH}_3\text{F}$
- Equação III indica a entalpia de formação de  $\text{HF}$

Portanto:



$$\Delta H = H(\text{final}) - H(\text{inicial})$$

$$\Delta H = [-288 - 271] - [-75 + \text{zero}]$$

$$\Delta H = -484 \text{ kJ}$$

## Sugestão de exercícios:



Livro: Martha Reis - Vol. único - Editora FTD

Pág. 323

Livro: Usberco e Salvador - Vol. único - Ed. Saraiva.

Pág. 336

Aprofundando o conhecimento sobre todo o capítulo:  
Págs. 340 a 342.