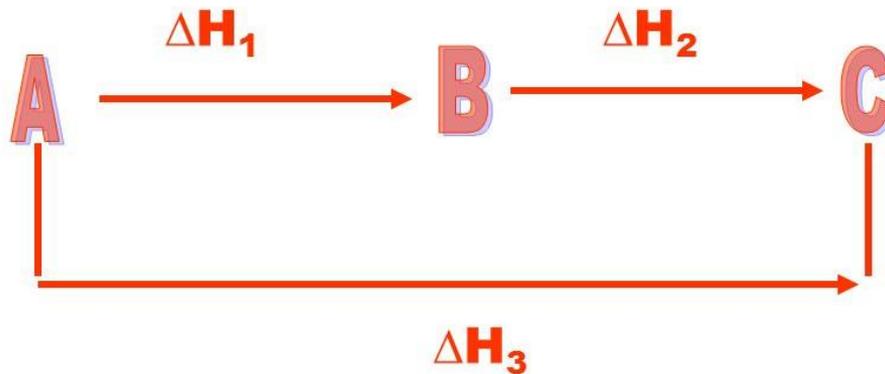


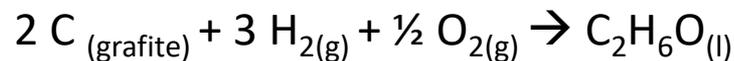
# Lei de Hess

A entalpia de uma reação química que ocorre em varias etapas é a soma das entalpias de todas as etapas da reação.

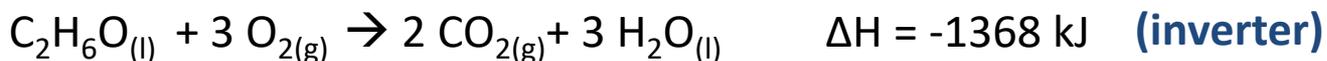


$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

**Exemplo:** Determine o  $\Delta H$  da reação de síntese do etanol ( $C_2H_6O$ ) a partir das substâncias simples segundo a equação química:



Dados os calores de combustão:



# Energia de Ligação

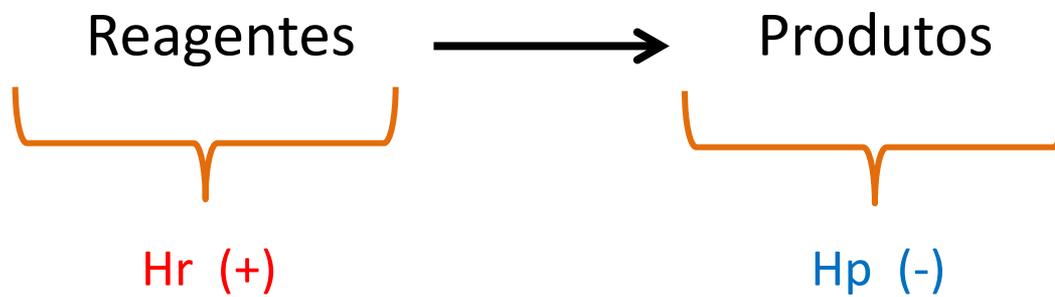
Energia necessária para romper um mol de ligações ( $6,02 \times 10^{23}$  ligações) entre átomos no estado gasoso a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm.

Ligação	Energia de ligação	
	kcal/mol	kJ/mol
C — C	83,2	347,8
C = C	146,8	613,6
C $\equiv$ C	200,6	838,5
H — H	104,2	435,5
O = O	119,1	497,8
N $\equiv$ N	225,8	943,8
F — F	37,0	154,6
Cl — Cl	57,9	242,0
Br — Br	46,1	192,7

Ligação	Energia de ligação	
	kcal/mol	kJ/mol
I — I	36,1	150,9
C — H	98,8	412,9
C — O	85,5	357,4
C = O	178,0	744,0
O — H	110,6	462,3
H — F	135,0	564,3
H — Cl	103,1	430,9
H — Br	87,4	365,3
H — I	71,4	298,4

A “QUEBRA” da ligação é endotérmica ( sinal +)

A “FORMAÇÃO” da ligação é exotérmica ( sinal -)



$$\Delta H = H_r + H_p$$

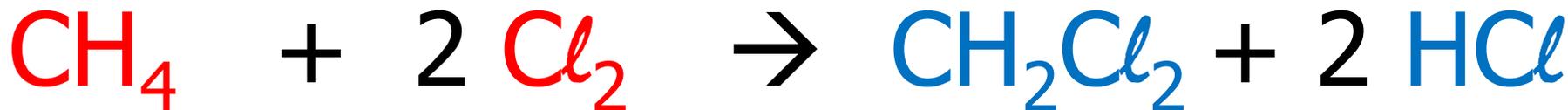
**Exemplo:** (Unicamp) A variação de entalpia de uma reação na fase gasosa,  $\Delta H$ , pode ser obtida indiretamente pela diferença entre as entalpias de ligações rompidas e formadas.

Considerando a reação e a tabela a seguir:



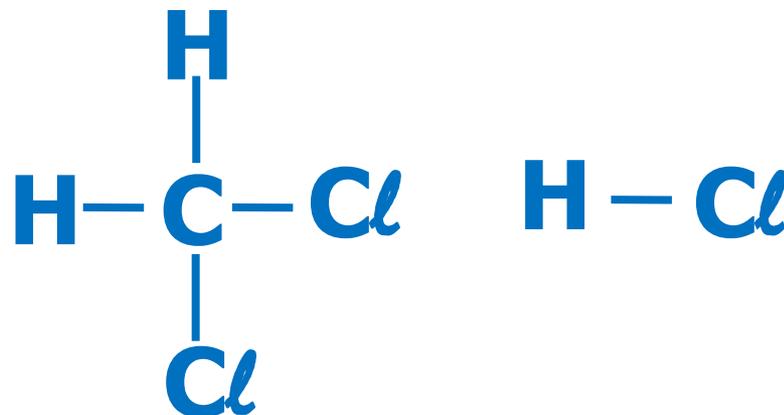
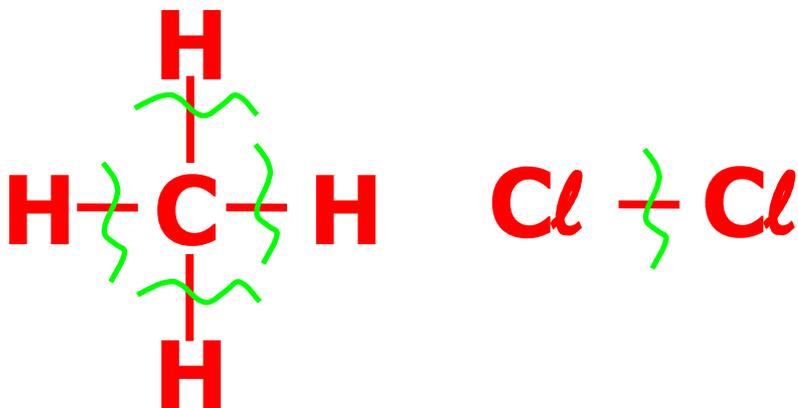
Ligação	kJ/mol
C – H	411
Cl – Cl	240
C – Cl	327
H – Cl	428

Determine o valor de entalpia da reação.



reagentes

produtos



$$(4 \times 411) + 2 \cdot (240)$$

$$+ 2124$$

$$[(2 \times 411) + (2 \times 327)] + 2 \cdot (428)$$

$$- 2332$$

$$\Delta H = (2124) + (-2332) = - 208 \text{ kJ}$$