

Considere que 0,1 mol de He a 298K se expanden como consecuencia de una disminución de la presión que ejerce el entorno de 2,40 atm a 1,30 atm. ¿Cuánto trabajo realiza?

$$P * V = n * R * T \Rightarrow V_i = \frac{0,1 * mol * 0,082 * atm * l * 298 * K}{2,40 * atm * K * mol}$$

$$V_i = 1,02 * L$$

$$V_f = \frac{0,1 * mol * 0,082 * atm * l * 298 * K}{1,30 * atm * K * mol}$$

$$V_f = 1,88 * L$$

$$\Delta V = (1,88 - 1,02) * L = 0,86 * L$$

$$w = -P * \Delta V = -1,30 * atm * 0,86 * L * \frac{101 * J}{1 * atm * L}$$

$$w = -1,1 * 10^2 * J$$

Considere que la expansión se realiza en dos etapas:

1. $P_1=2,40 \text{ atm}$ a $P_2=1,80 \text{ atm}$
2. $P_3=1,80 \text{ atm}$ a $P_4=1,30 \text{ atm}$

$$P * V = n * R * T \Rightarrow V_i = \frac{0,1 * \text{mol} * 0,082 * \text{atm} * \text{l} * 298 * \text{K}}{2,40 * \text{atm} * \text{K} * \text{mol}}$$

$$V_i = 1,02 * L$$

$$V_f = \frac{0,1 * \text{mol} * 0,082 * \text{atm} * \text{l} * 298 * \text{K}}{1,80 * \text{atm} * \text{K} * \text{mol}}$$

$$V_f = 1,36 * L$$

$$\Delta V = (1,36 - 1,02) * L = 0,34 * L$$

$$w_1 = -P * \Delta V = -1,80 * \text{atm} * 0,34 * L$$

$$w_1 = -0,61 * \text{atm} * L$$

$$P*V = n*R*T \Rightarrow V_i = \frac{0,1*mol*0,082*atm*l*298*K}{1,80*atm*K*mol}$$

$$V_i = 1,36*L$$

$$V_f = \frac{0,1*mol*0,082*atm*l*298*K}{1,30*atm*K*mol}$$

$$V_f = 1,88*L$$

$$\Delta V = (1,88 - 1,36)*L = 0,52*L$$

$$w_2 = -P*\Delta V = -1,30*atm*0,52*L$$

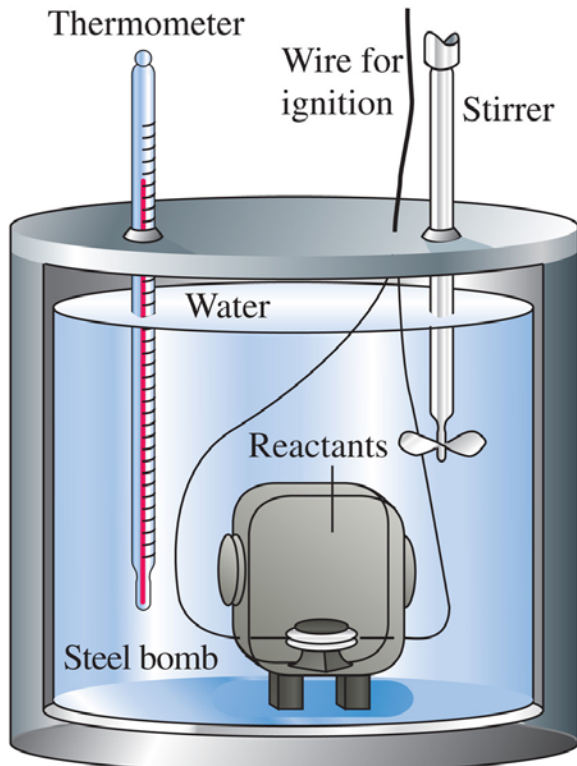
$$w_2 = -0,68*atm*L$$

$$w_t = (-0,61 - 0,68)*atm*L*\frac{101*J}{atm*L}$$

$$w_t = -1,3*10^2*J$$

El trabajo no es una función de estado, al igual que q

Calores de reacción ΔU y ΔH



Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

Si una reacción se realiza en una bomba calorimétrica, los reactivos y productos están en un recipiente rígido, es decir están a volumen constante.

$$w = -P^* \Delta V = 0$$

$$\Delta U = q + w \Rightarrow \Delta U = q_v$$

Generalmente las reacciones químicas se efectúan a presión constante.

$$\Delta U = q + w \text{ (variación de energía interna)}$$

$$\Delta U = q_v$$

Si la reacción ocurre a presión constante, entonces:

$$q_v = q_p + w \Rightarrow q_v = q_p - P^* \Delta V$$

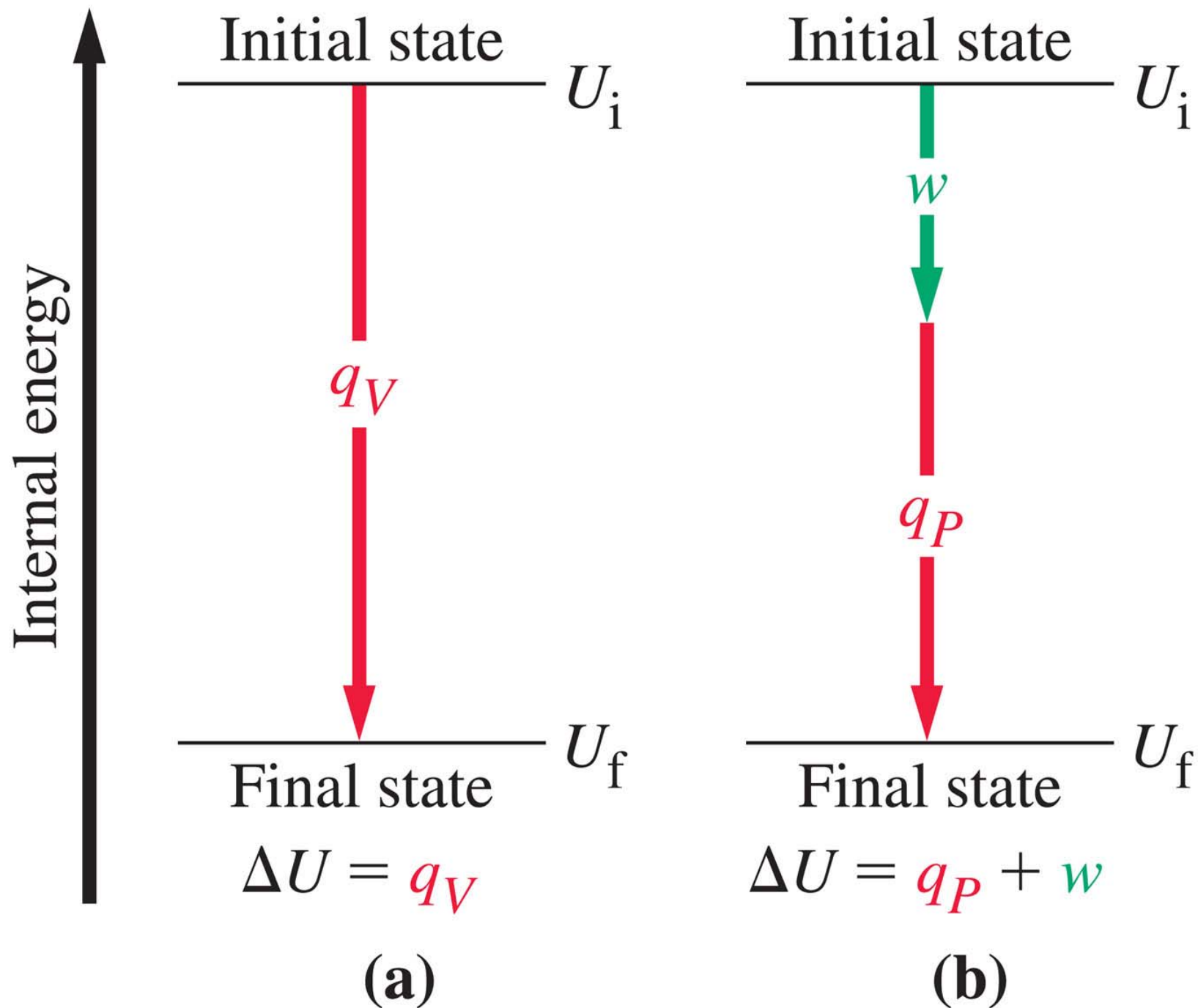
$$q_v + P^* \Delta V = q_p$$

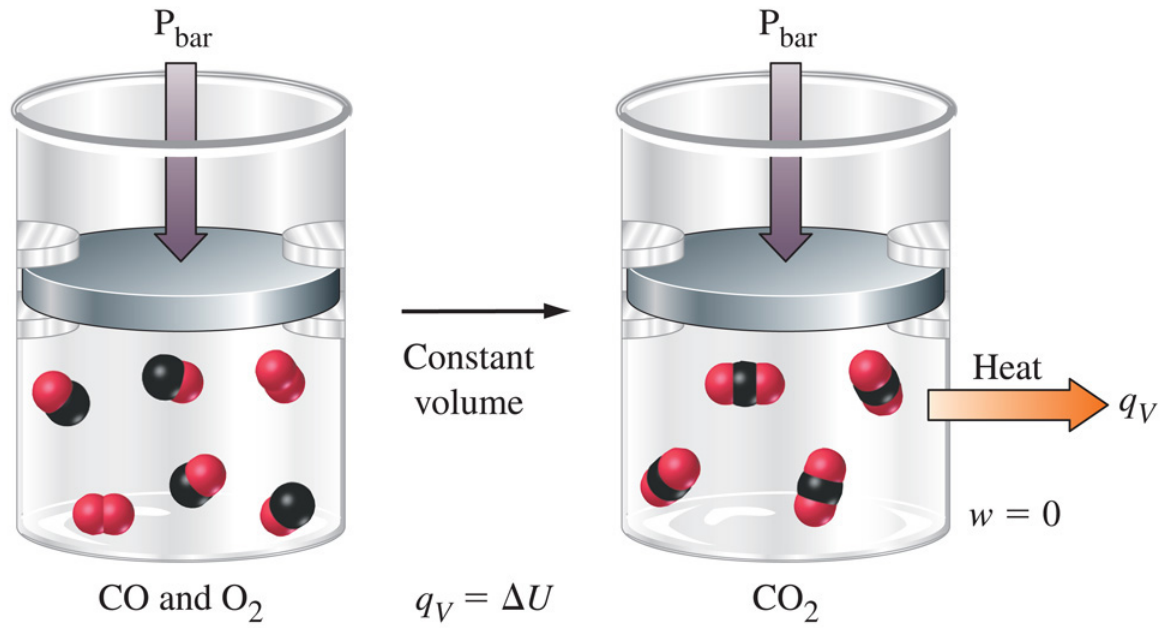
$$\Delta U + P^* \Delta V = q_p \Leftrightarrow q_p = \Delta H \Rightarrow \Delta H \text{ variación de entalpía}$$

$$\Delta H = \Delta U + P^* \Delta V \text{ (es función de estado)}$$

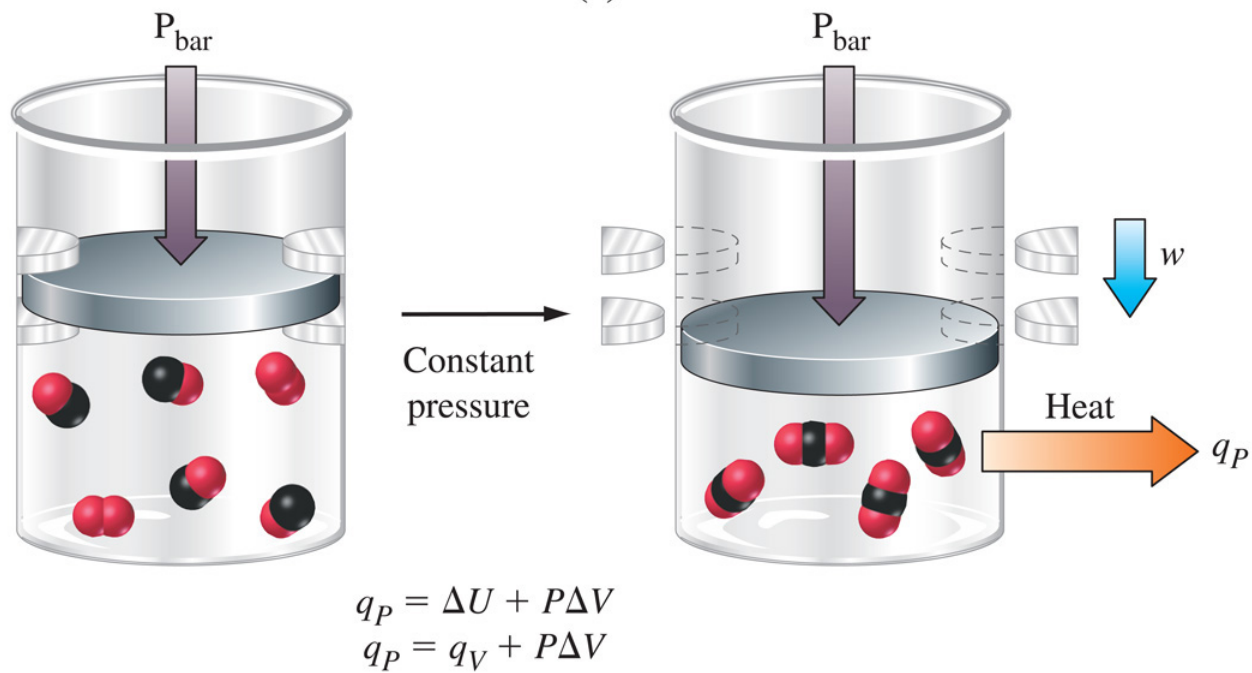


$$\Delta U = q_v \text{ y } \Delta H = q_p$$

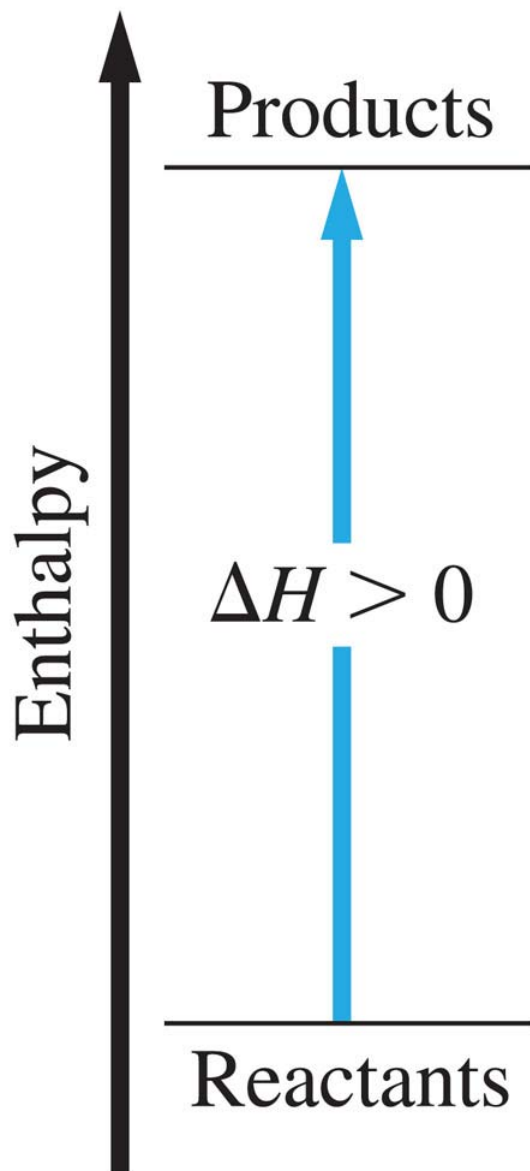




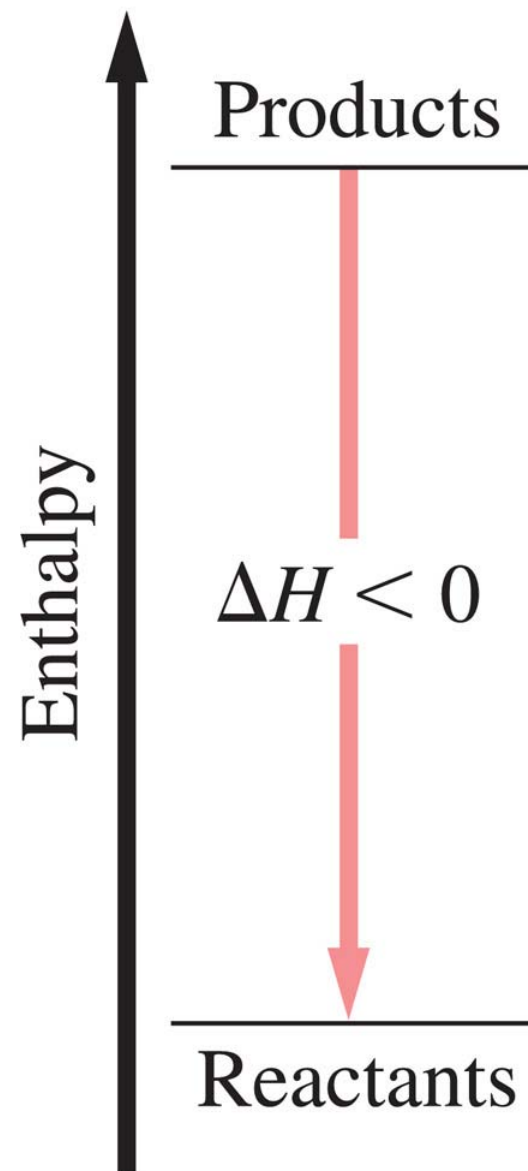
(a)



(b)



Endothermic
reaction

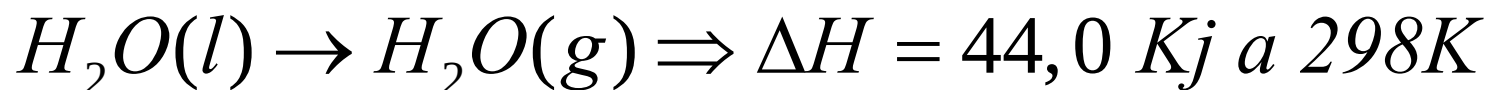


Exothermic
reaction

$$\Delta H = H_f - H_i$$

Algunos casos :

1. – Entalpía molar de vaporización:



2.-Entalpía molar de fusión:



3.-Entalpía molar de neutralización:



4.-Entalpía molar de reacción

5.-Entalpía molar de disolución

Entalpías de formación estándar (ΔH_f^0)

Entalpías de formación estándar se define como la variación de entalpía para la formación de un mol de sustancia en el estado estándar, a partir de sus elementos en sus formas estándar de sus formas de referencias.

Las formas de referencias son las formas más estables de los elementos:

Presión = 1atm y temperatura = 25°C

Positive
enthalpies
of formation

Enthalpies
of formation
of elements

Negative
enthalpies
of formation

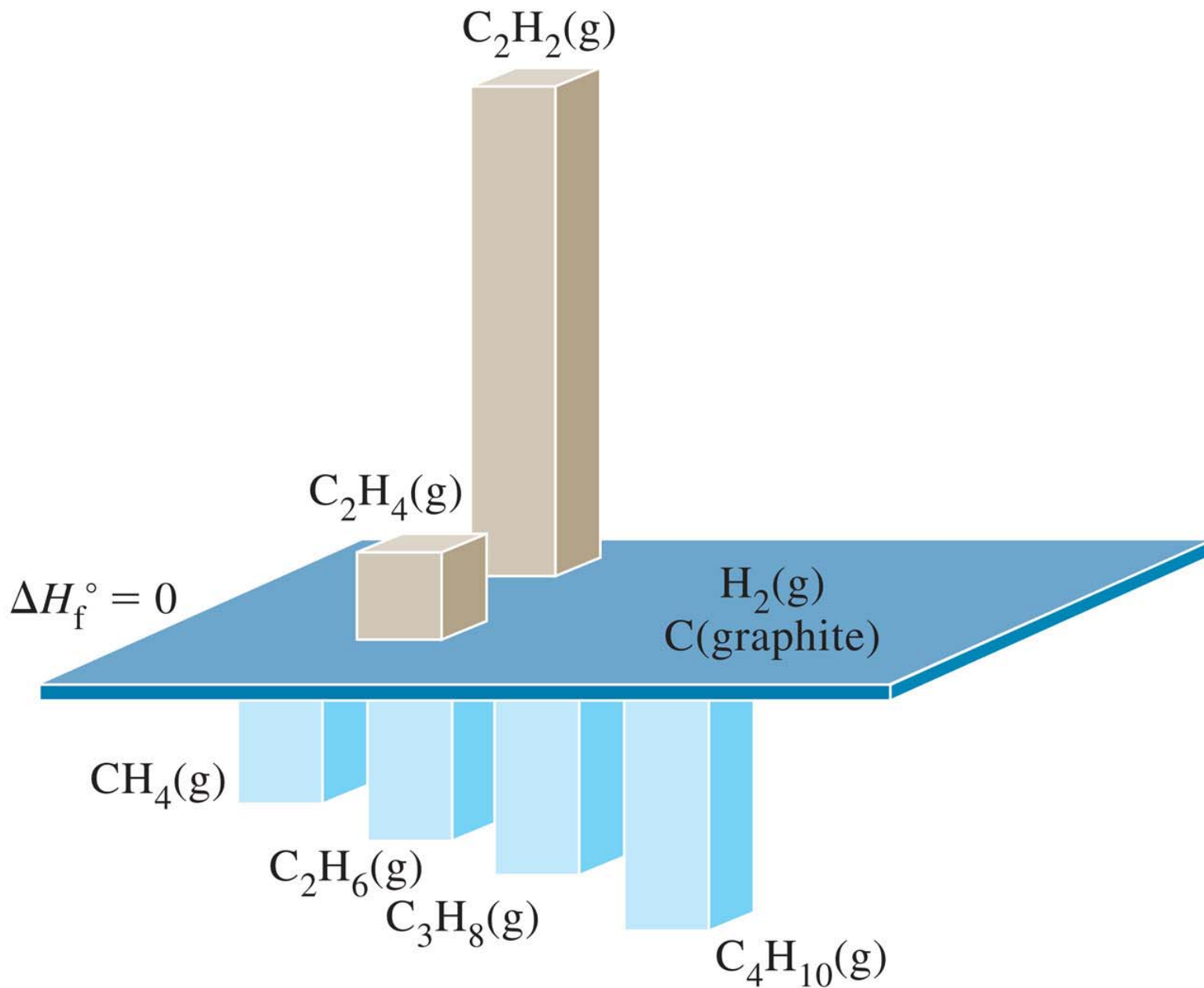


TABLE 7.2 Some Standard Molar Enthalpies of Formation at 298.15 K, ΔH_f°

Substance	kJ/mol ^a	Substance	kJ/mol ^a
CO(g)	−110.5	HBr(g)	−36.40
CO ₂ (g)	−393.5	HI(g)	26.48
CH ₄ (g)	−74.81	H ₂ O(g)	−241.8
C ₂ H ₂ (g)	226.7	H ₂ O(l)	−285.8
C ₂ H ₄ (g)	52.26	H ₂ S(g)	−20.63
C ₂ H ₆ (g)	−84.68	NH ₃ (g)	−46.11
C ₃ H ₈ (g)	−103.8	NO(g)	90.25
C ₄ H ₁₀ (g)	−125.6	N ₂ O(g)	82.05
CH ₃ OH(l)	−238.7	NO ₂ (g)	33.18
C ₂ H ₅ OH(l)	−277.7	N ₂ O ₄ (g)	9.16
HF(g)	−271.1	SO ₂ (g)	−296.8
HCl(g)	−92.31	SO ₃ (g)	−395.7

^aValues are for reactions in which one mole of substance is formed. Most of the data have been rounded off to four significant figures.

TABLE 7.3 Some Standard Molar Enthalpies of Formation of Ions in Aqueous Solution at 298.15 K, ΔH_f°

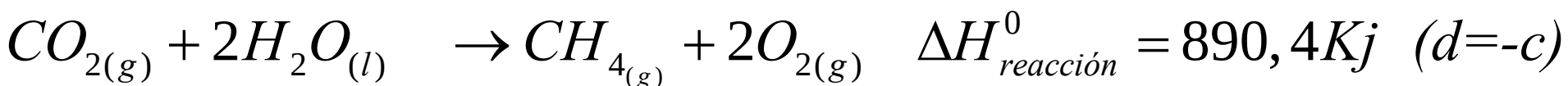
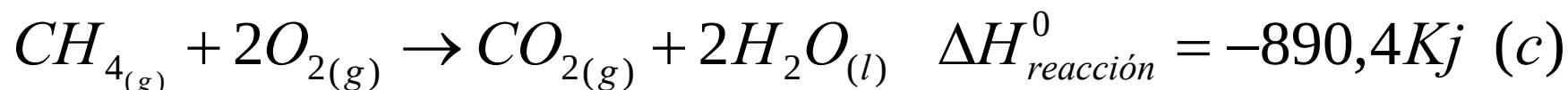
Ion	kJ/mol	Ion	kJ/mol
H^+	0	OH^-	-230.0
Li^+	-278.5	Cl^-	-167.2
Na^+	-240.1	Br^-	-121.6
K^+	-252.4	I^-	-55.19
NH_4^+	-132.5	NO_3^-	-205.0
Ag^+	105.6	CO_3^{2-}	-677.1
Mg^{2+}	-466.9	S^{2-}	33.05
Ca^{2+}	-542.8	SO_4^{2-}	-909.3
Ba^{2+}	-537.6	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	-648.5
Cu^{2+}	64.77	PO_4^{3-}	-1277
Al^{3+}	-531		

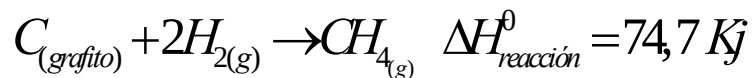
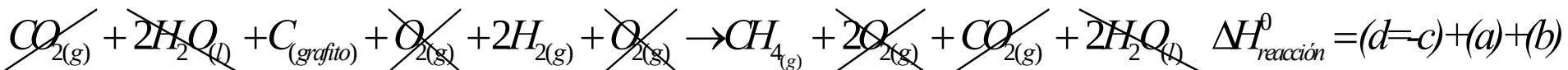
**TABLE 7.4 Approximate
Heats of Combustion of
Some Fuels**

Heat of Combustion

Fuel	kJ/g
Municipal waste	−12.7
Cellulose	−17.5
Pinewood	−21.2
Methanol	−22.7
Peat	−20.8
Bituminous coal	−28.3
Isooctane	−47.8
(a component of gasoline)	
Natural gas	−49.5

Ley de Hess





Ley de Hess

Cuando los reactivos se convierten en productos, el cambio de entalpía es el mismo independientemente de que se efectúe la reacción en una paso en una serie de pasos.

La entalpía es una función de estado, y su variación depende del estado final y del estado inicial

Ley de Hess

Utilizando los ΔH_f^0 (entalpía de formación estándar):

$$\Delta H_{reacción}^0 = \sum a_p * \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum a_r * \Delta H_f^0(\text{reaccionantes})$$

a_p y a_r

*coeficientes estequiométricos
de reaccionantes y productos*

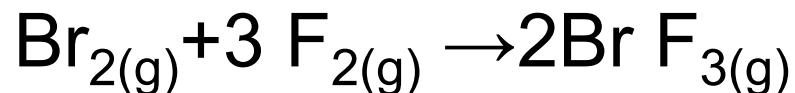
Energías de enlace

La energía de enlace es la energía necesaria para romper un mol de enlaces de una sustancia covalente en fase gaseosa, para formar productos en fase gaseosa a temperatura y presión constantes.

Algunos valores promedio de enlaces simples (Kj/mol)

H	C	N	O	
435	414	389	464	H
	347	293	351	C
		159	201	N
			138	O

Una reacción química puede ser vista como el rompimiento y formación de enlaces



$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = [\Delta H_{\text{Br-Br}} + 3\Delta H_{\text{F-F}}] - [6\Delta H_{\text{Br-F}}]$$

Cuando se usan energía de enlaces:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum a * \Delta H_f^0(\text{reaccionantes}) - \sum a * \Delta H_f^0(\text{productos})$$