

Problemas



Serie 1



Para empezar a practicar

- 6 Determinar la variación de energía interna para el proceso de combustión de 1 mol de propano a 25°C y 1 atm, si la variación de entalpía, en estas condiciones, vale - 2219,8 kJ.
-



$$n_{\text{reactivos}} = 1+5 = 6 ; n_{\text{productos}} = 3 \Rightarrow \Delta n = - 3$$

Despejando en $\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T =$

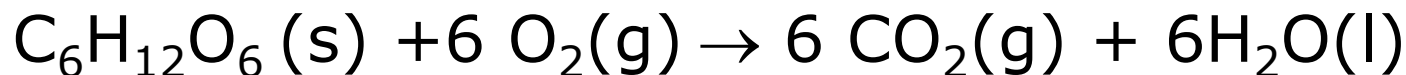
$$- 2219 \text{ kJ} + 3 \text{ mol} \cdot (8,3 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol.K}) \cdot 298 \text{ K} = -2214 \text{ kJ}$$

$$\Delta U = - 2212 \text{ kJ}$$



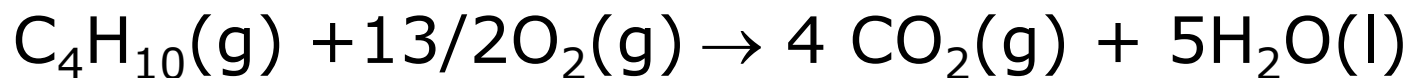
7 Indica qué relación existe entre Q_v y Q_p para las reacciones de combustión de la glucosa, del butano y del etanol.

$$Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$



Δn es la variación en el n° de moles gaseosos, es decir, n° de moles gaseosos en los productos menos n° de moles gaseosos en los reactivos.

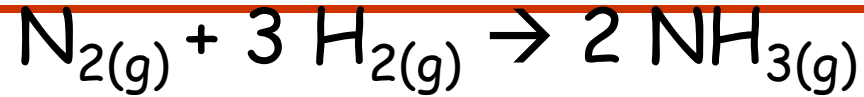
En este caso $\Delta n = 0$ por lo que $Q_p = Q_v$



$$Q_p = Q_v + (4 - 15/2) \cdot R \cdot T$$

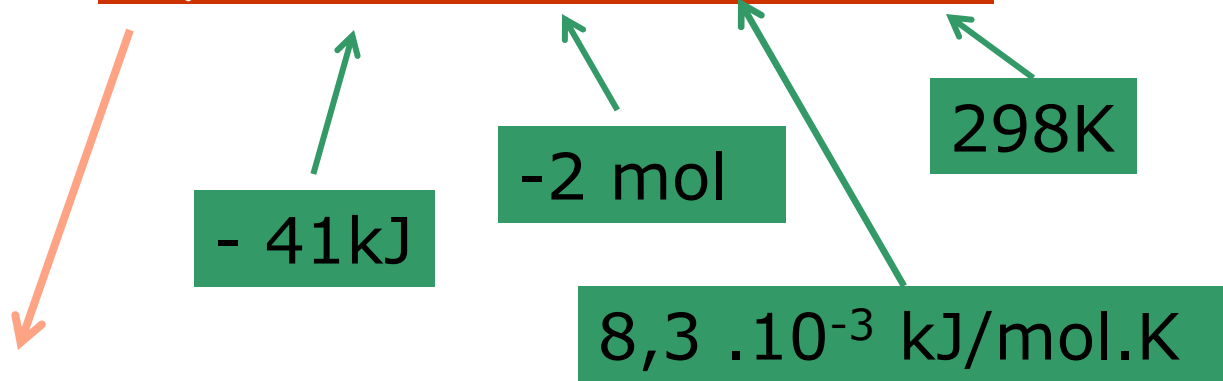


8. - Un mol de nitrógeno reacciona a volumen constante y a 25°C con el hidrógeno según la reacción



El calor producido es de 41 kJ. Calcula el valor del calor de reacción si esta reacción sucede a la misma temperatura y a la presión constante de 1 atm.

$$Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$



(Sol: $-45,95 \text{ kJ/mol}$)



10 Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente $-124'7$, $-285'8$ y $-393'5$ kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano.

- La reacción de combustión del butano es:
- $C_4H_{10}(g) + 13/2O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5H_2O(l) \Delta H^0_{comb} = ?$
- $\Delta H^0 = \Sigma n_p \Delta H_f^0(\text{product.}) - \Sigma n_r \Delta H_f^0(\text{reactivos}) =$
 $4 \text{ mol}(- 393'5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(- 285'8 \text{ kJ/mol})$
 $- 1 \text{ mol}(- 124'7 \text{ kJ/mol}) = - 2878'3 \text{ kJ}$
- Luego la entalpía estándar de combustión será:

$$\Delta H^0_{\text{combustión}} = - 2878'3 \text{ kJ/mol}$$

Por la combustión de cada mol de butano (que son 58 g) se desprenden 2878,3 kJ



10 Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente -124'7, -285'8 y -393'5 kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano.

- Si utilizamos la ley de Hess, la reacción:
- (4) $C_4H_{10}(g) + 13/2 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 5H_2O(l)$ $\Delta H^0_{comb}=?$
- Puede obtenerse a partir de:
- (1) $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H_1^0 = -285'8$ kJ
- (2) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H_2^0 = -393'5$ kJ
- (3) $4 C(s) + 5 H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g)$ $\Delta H_3^0 = -124'7$ kJ
- **(4) = 4 · (2) + 5 · (1) - (3)**
- ~~$4 C(s) + 4 O_2(g) + 5 H_2(g) + 5/2 O_2(g) + C_4H_{10}(g) \rightarrow$~~
 ~~$4 CO_2(g) + 5H_2O(l) + 4 C(s) + 5 H_2(g)$~~
- $\Delta H^0_4 = 4 \text{ mol}(-393'5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285'8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124'7 \text{ kJ/mol}) = -2878'3 \text{ kJ}$



11 Dadas las reacciones



calcular la entalpía de vaporización del agua en condiciones estándar.

La reacción de vaporización es...



(3) puede expresarse como (1) - (2), luego

$$\Delta H^0_3 = \Delta H^0_1 - \Delta H^0_2 = - 241'8 \text{ kJ} - (-285'8 \text{ kJ}) = 44 \text{ kJ}$$

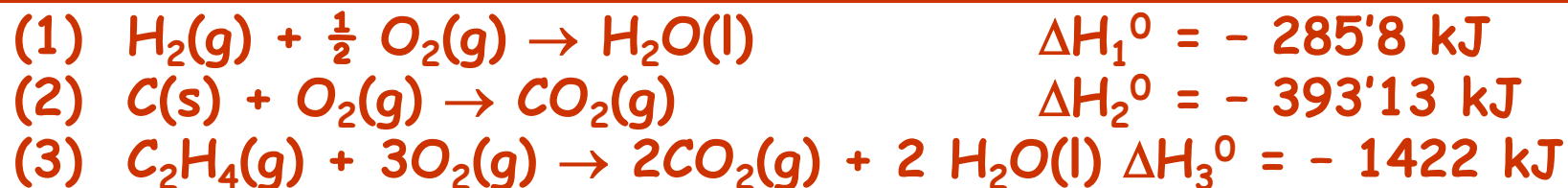
$$\Delta H^0_{\text{vaporización}} = 44 \text{ kJ /mol}$$

Para vaporizar un mol de agua líquida (18 g) hacen falta 44 kJ.

Recuerda que los cambios de estado de $S \rightarrow L \rightarrow G$ son endotérmicos y sus contrarios exotérmicos



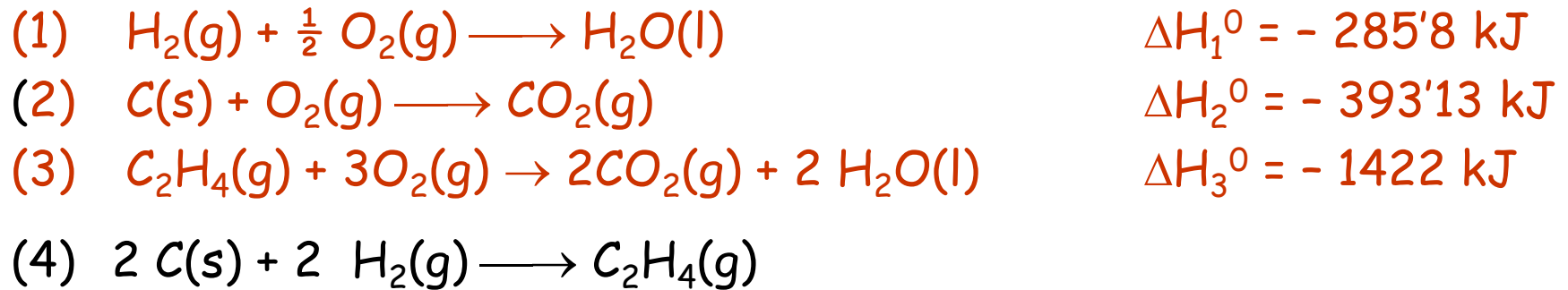
13 Determinar ΔH_f° del eteno (C_2H_4) a partir de los calores de reacción de las siguientes reacciones químicas:



- La reacción de formación del eteno $C_2H_4(g)$ a partir de sus constituyentes en estado normal es:
- (4) $2 C(s) + 2 H_2(g) \longrightarrow C_2H_4(g)$
- (4) se puede expresar como $2 \cdot (2) + 2 \cdot (1) - (3)$



13 Determinar ΔH_f^0 del eteno (C_2H_4) a partir de los calores de reacción de las siguientes reacciones químicas:



Aplicando la Ley de Hess, la reacción (4) se puede expresar como:

$$(4) = 2 \cdot (2) + 2 \cdot (1) - (3) \text{ Por lo que}$$

$$\Delta H_4^0 = 2 \cdot \Delta H_2^0 + 2 \cdot \Delta H_1^0 - \Delta H_3^0$$

$$\Delta H_4^0 = 2 \cdot (-393'13 \text{ kJ}) + 2 \cdot (- 285'8 \text{ kJ}) - (- 1422 \text{ kJ}) = 64'14 \text{ kJ}$$

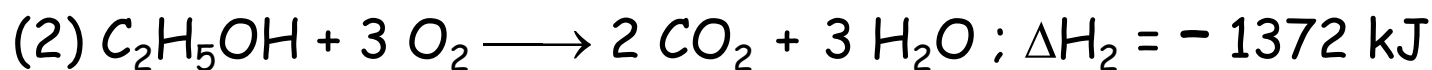
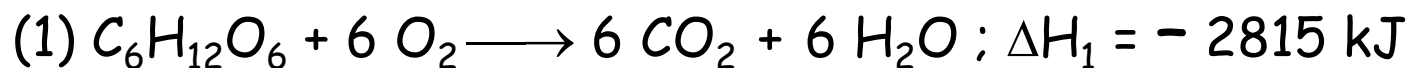
$$\Delta H_f^0 (\text{eteno}) = 64'14 \text{ kJ/mol}$$

Se trata, pues, de una reacción endotérmica. Cuando se forma un mol de eteno a partir de sus elementos se absorben 64,14 kJ

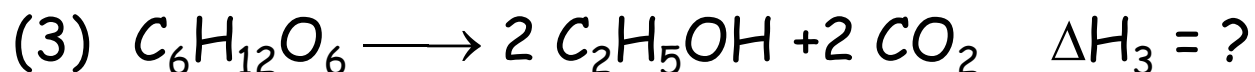


14 Las entalpías de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y del etanol (C_2H_5OH) son -2815 kJ/mol y -1372 kJ/mol, respectivamente. Con estos datos determina la energía intercambiada en la fermentación de un mol de glucosa, reacción en la que se produce etanol y CO_2 . ¿Es exotérmica la reacción?

- Las reacciones de combustión son, respectivamente:



- La reacción de fermentación de la glucosa es:



- (3) puede expresarse como $(1) - 2 \cdot (2)$, luego

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 - 2 \cdot \Delta H_2 = - 2815 \text{ kJ} - 2 \cdot (- 1372 \text{ kJ}) = - 71 \text{ kJ}$$

- y la reacción es exotérmica.



La entalpía de una reacción con gases se puede calcular a partir de las energías de enlace:

$$\Delta H_r = \Sigma \text{Energía enlaces rotos} - \Sigma \text{Energía enlaces formados}$$

$$\Delta H_r > 0 \rightarrow$$

Los enlaces que hay que romper son más fuertes que los que se forman



Reacción endotérmica

$$\Delta H_r < 0 \rightarrow$$

Los enlaces que hay que romper son más débiles que los que se forman



Reacción exotérmica

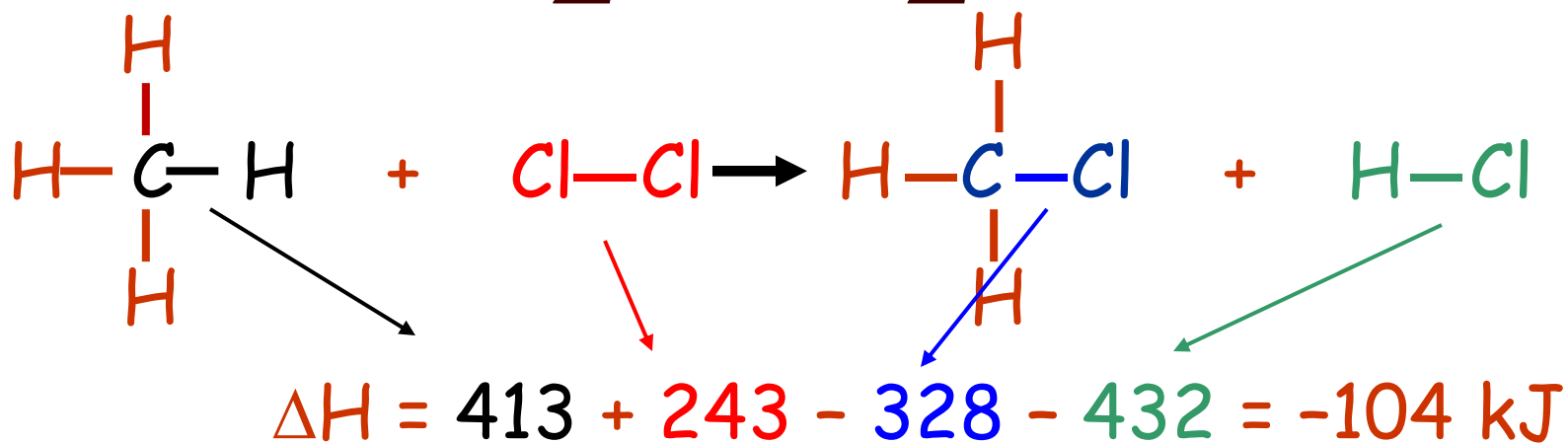


A partir de entalpías de enlace se puede estimar la entalpía de reacción

Reacción química: Proceso en el que se rompen unos enlaces y se forman otros nuevos.

Puesto que la entalpía de enlace depende de la molécula se tabulan valores promedio

$$\Delta H \cong \sum EE(\text{rotos}) - \sum EE(\text{formados})$$



- ¡Ojo!** * Método aproximado \Rightarrow ESTIMACIÓN
Fiabilidad: $\pm 10 \text{ kJ}$ como máximo
* Sólo es aplicable a reacciones entre gases.



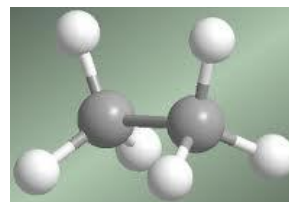
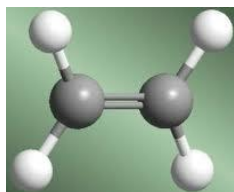
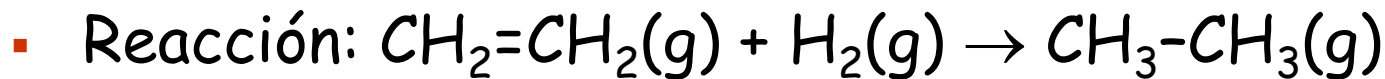
15 Calcular la energía del enlace H—Cl en el cloruro de hidrógeno conociendo $\Delta H_f^0(\text{HCl})$ cuyo valor es $-92,3 \text{ kJ/mol}$ y las entalpías de disociación del H_2 y del Cl_2 que son $436,0 \text{ kJ/mol}$ y $243,4 \text{ kJ/mol}$, respectivamente.

- La reacción de disociación del HCl será:
- (4) $\text{HCl}(g) \longrightarrow \text{H}(g) + \text{Cl}(g) \quad \Delta H_4^0 = ?$
- (1) $\frac{1}{2}\text{H}_2(g) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{HCl}(g) \quad \Delta H_1^0 = -92,3 \text{ kJ}$
- (2) $\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}(g) \quad \Delta H_2^0 = 436,0 \text{ kJ}$
- (3) $\text{Cl}_2(g) \longrightarrow 2\text{Cl}(g) \quad \Delta H_3^0 = 243,4 \text{ kJ}$
- **(4) = -(1) + $\frac{1}{2}$ (2) + $\frac{1}{2}$ (3)**
- $\Delta H_4^0 = -(-92,3 \text{ kJ}) + \frac{1}{2}(436,0 \text{ kJ}) + \frac{1}{2}(243,4 \text{ kJ}) = 432,0 \text{ kJ}$

$$E_e(\text{HCl}) = 432,0 \text{ kJ/mol}$$



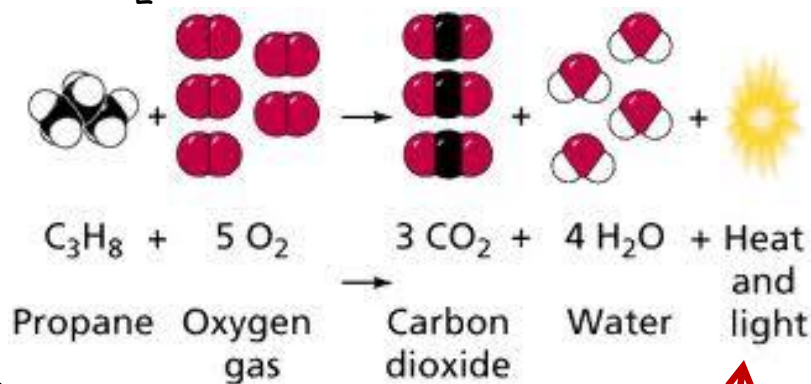
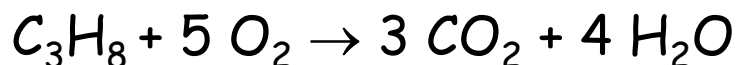
16 Sabiendo que las energía de los siguientes enlaces (kJ/mol): C=C : 611; C-C : 347; C-H : 413 y H-H : 436, calcular el valor de ΔH^0 de la reacción de hidrogenación del eteno.



- En el proceso se rompe un enlace C=C y otro H-H y se forman 2 enlaces C-H nuevos (el etano tiene 6 mientras que el eteno tenía sólo 4) y un enlace C-C.
- $\Delta H^0 = \Sigma E_e(\text{enl. rotos}) - \Sigma E_e(\text{enl. formados}) =$
- $\Delta H^0 = 1E_e(\text{C}=\text{C}) + 1 E_e(\text{H}-\text{H}) - 1E_e(\text{C}-\text{C}) - 2 E_e(\text{C}-\text{H})$
- $\Delta H^0 = 1 \text{ mol} \cdot 611 \text{ kJ/mol} + 1\text{mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol}$
 $- (1 \text{ mol} \cdot 347 \text{ kJ/mol} + 2 \text{ mol} \cdot 413 \text{ kJ/mol}) = -126 \text{ kJ}$



17 Calcula el calor de combustión de propano a partir de los datos de energía de enlace de la tabla.



Enlaces rotos:

8 C-H, 2 C-C y 5 O=O

Enlaces formados:

6 C=O y 8 O-H

$$\Delta H^0 = \Sigma n E_e(\text{enlaces rotos}) - \Sigma m E_e(\text{enlaces formados})$$

$$\Delta H^0 = 8 E_e(\text{C-H}) + 2 E_e(\text{C-C}) + 5 E_e(\text{O=O}) - [6 E_e(\text{C=O}) + 8 E_e(\text{O-H})]$$

$$\Delta H^0 = 8 \cdot 413 \text{ kJ} + 2 \cdot 347 \text{ kJ} + 5 \cdot 499 \text{ kJ} - (6 \cdot 745 \text{ kJ} + 8 \cdot 460 \text{ kJ}) = -1657 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_8) = -1657 \text{ kJ/mol}$$

Enlace	E_e (kJ/mol)
H-H	436
C-C	347
C=C	620
C≡C	812
O=O	499
Cl-C	243
C-H	413
C-O	315
C=O	745
O-H	460
Cl-H	432



Dado que la entalpía, H es función de estado y es una magnitud extensiva

El valor ΔH para una reacción que se realiza a una temperatura y una presión establecidas es siempre el mismo e independiente de que la reacción ocurra en uno o en varios pasos (Ley de Hess)

Ecuación dada = ecuación (1) + ecuación (2) + ... \rightarrow $\Delta H = \Delta H_{(1)} + \Delta H_{(2)} + \dots$

El valor de ΔH es directamente proporcional a la cantidad de reactivo o producto



Los valores de ΔH para dos reacciones inversas son iguales en magnitud pero de signo opuesto.

