

Cuestiones ( 307)

1 Las reacciones químicas suelen ser más rápidas si aumenta la temperatura. ¿Porqué ?



Si nos basamos en la teoría de las colisiones, al aumentar la temperatura se incrementa el porcentaje de moléculas con energía superior a la **Energía de Activación** y, por tanto, aumenta el número de choques que dan lugar a reacción (efectivos).



2 ¿ Cómo evitan los congeladores que se descompongan los alimentos ?



Al mantener una temperatura baja, “congelan” la velocidad de las reacciones de descomposición, ya que, como hemos visto en la cuestión anterior, la disminución de temperatura disminuye la velocidad de reacción.



Cuestiones ( 308)

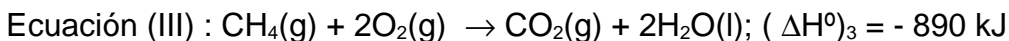
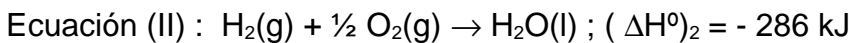
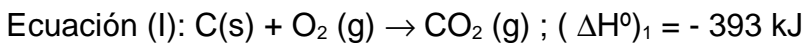
1 Calcula la entalpía estándar de formación del metano a partir de la información que proporcionan las siguientes ecuaciones termoquímicas:



La reacción de formación del metano es :



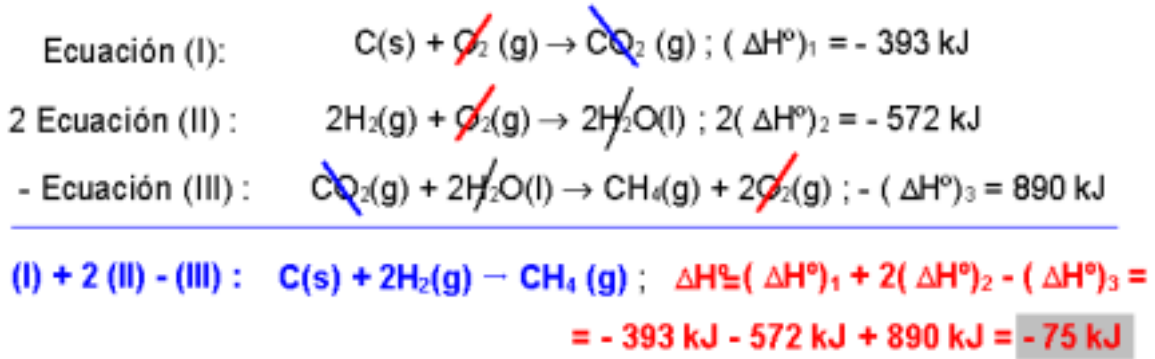
Utilizamos la ley de Hess :



Para obtener la ecuación de formación del metano tenemos que combinar las tres anteriores de esta forma :

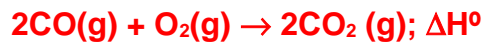
$$\text{Ecuación(I)} + 2\text{Ecuación(II)} - \text{Ecuación(III)} :$$

$$(\Delta H^\circ)_1 + 2(\Delta H^\circ)_2 - (\Delta H^\circ)_3 = - 393 \text{ kJ} - 572 \text{ kJ} + 890 \text{ kJ} = - 75 \text{ kJ}$$



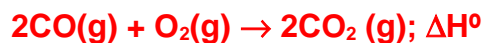
* * * * *

2 Calcula la variación de entalpía que se produce en el proceso:

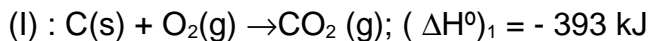


◇ ◇ ◇ ⊕ ⊕ ⊕ ◇ ◇ ◇

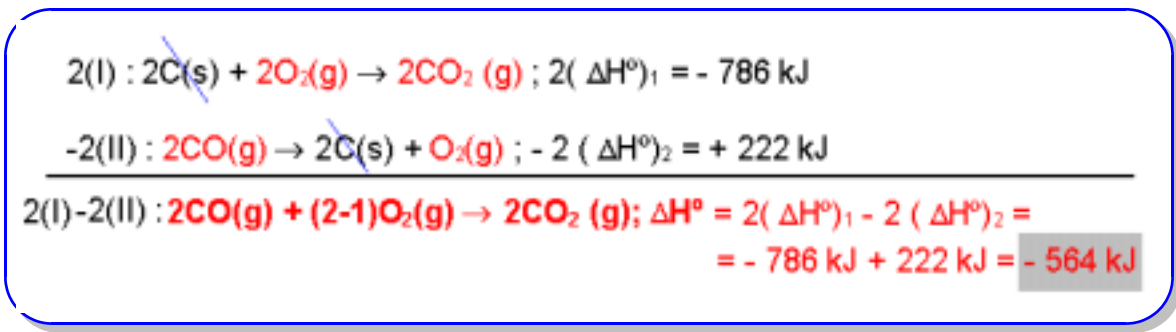
El proceso cuya variación entálpica se desea obtener es :



a partir de :



Tendremos que hacer : 2(I) - 2(II) :



* * * * *

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

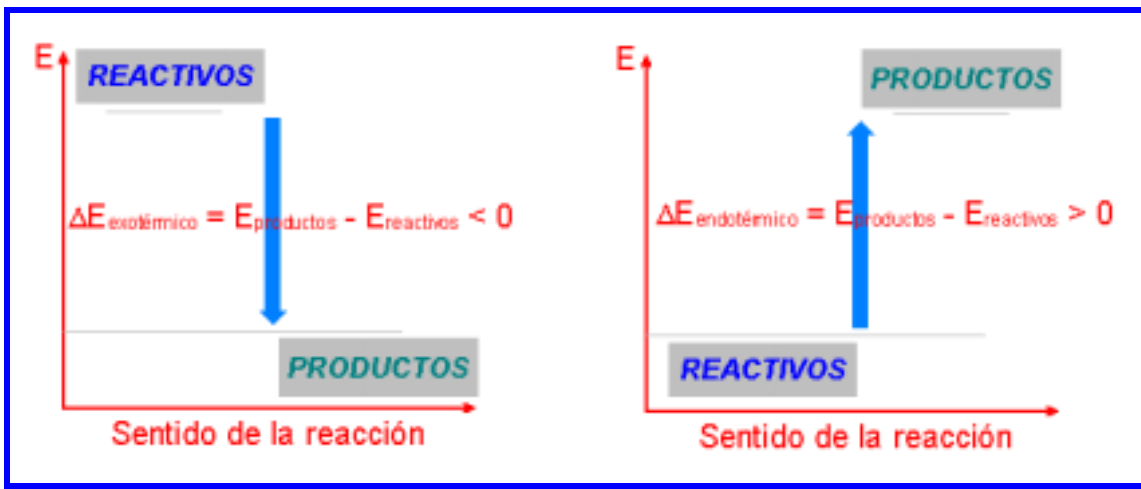
CUESTIONES

1 Desde el punto de vista termodinámico, ¿qué se diferencian las reacciones exotérmicas y las endotérmicas?



Una reacción se dice **exotérmica** si los reactivos tienen más energía que los productos y se libera energía en el proceso, $E_{\text{reactivos}} > E_{\text{productos}}$, por tanto esa diferencia de energía la cede el sistema al exterior. $\Delta E_{\text{exotérmico}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} < 0$

Una reacción se dice **endotérmica** si los reactivos tienen menos energía que los productos y el sistema capta energía del exterior, $E_{\text{reactivos}} < E_{\text{productos}}$, por tanto esa diferencia de energía la capta el sistema del exterior. $\Delta E_{\text{endotérmico}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} > 0$



2 ¿Qué papel desempeña en una reacción química el catalizador?



Los catalizadores son sustancias que, en pequeñas cantidades, modifican la velocidad de las reacciones químicas. Al proceso se le da el nombre de catálisis. Se utilizan normalmente para acelerar la velocidad de las reacciones químicas (*catalizadores positivos*) pero en algunas ocasiones retardan reacciones no deseables (*catalizadores negativos* o *inhibidores*). Su acción se puede explicar de dos formas distintas:

- (a) **Catalizadores de contacto** : Sobre la superficie del catalizador se adsorben moléculas de reactivos, liberándose energía que permite activar dichas moléculas. El catalizador positivo actúa disminuyendo la energía de activación con lo que mayor porcentaje de moléculas la tienen y la reacción progresa más deprisa.
- (b) **Catalizador químico** : Forman compuestos intermedios con los reactivos que, después se descomponen en los productos y regeneran el catalizador.



3 En un proceso químico, ¿ en qué se diferencian el calor de reacción y la entalpía de formación ? ¿Cuál de las dos magnitudes se utiliza con más frecuencia ? ¿ Por qué ?

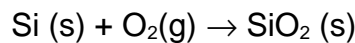


El calor de reacción es la energía, en forma de calor, que se transfiere en una reacción química (sea del tipo que sea, síntesis, descomposición, etc.) y la entalpía de formación es la variación entálpica que se produce en la **reacción de formación de un mol** de dicho compuesto.



EJERCICIOS

4 Calcula la entalpía de formación del dióxido de silicio a partir de sus elementos en estado natural, utilizando la energía media de enlace para realizar el cálculo.



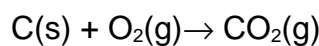
Aunque es compuesto sólido e interviene otros factores, los cálculos serían

Se rompen un enlace Si -Si (en la red cristalina) y un enlace O - O, y se forman dos enlaces Si - O, utilizando los datos de la tabla :

$$H = 222 + 196 - 2 \cdot 451 = - 484 \text{ kJ.}$$



5 Calcula la entalpía de formación del dióxido de carbono si la ecuación del proceso es:



Sumamos las tres reacciones :

(I) : $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{C(s)} \rightarrow \text{CO(g)} + \text{H}_2(\text{g}) ; (\Delta H^\circ)_1 = + 131'3 \text{ kJ}$
 (II) : $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) ; (\Delta H^\circ)_2 = - 282'6 \text{ kJ}$
 (III) : $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)} ; (\Delta H^\circ)_3 = - 241'6 \text{ kJ}$

(I) + (II) + (III) : $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) ; \Delta H^\circ = (\Delta H^\circ)_1 + (\Delta H^\circ)_2 + (\Delta H^\circ)_3 =$
 $= + 131'3 \text{ kJ} - 282'6 \text{ kJ} - 241'6 \text{ kJ} = - 392'9 \text{ kJ}$

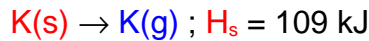


6 Construye el ciclo de Born-Haber para la formación del cloruro de potasio sólido a partir de sus elementos en estado estándar.

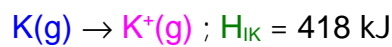


El proceso, que se representa en la figura siguiente, puede descomponerse en una serie de etapas :

(1) Sublimación del potasio sólido a gas :



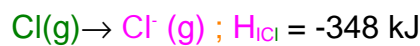
(2) Ionización del potasio gaseoso para formar el catión potasio :



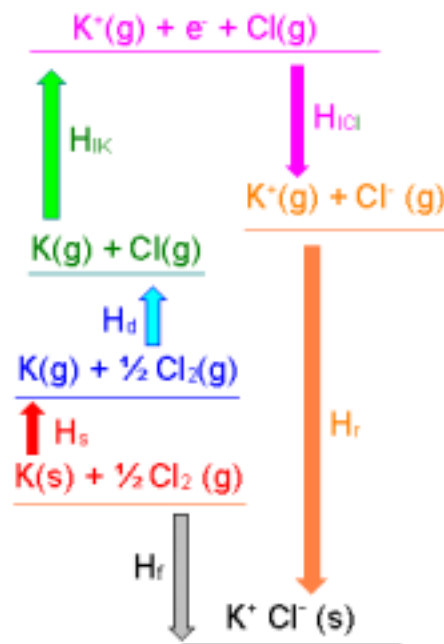
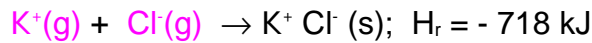
(3) Disociación de la molécula diatómica de cloro :



(4) Ionización del átomo de cloro para formar el anión :



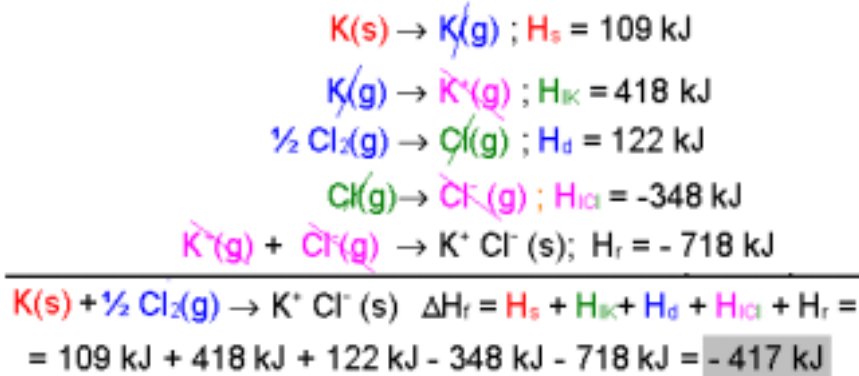
(5) Formación del cristal iónico :



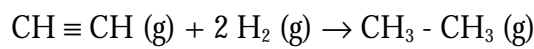
7 Con la información que se facilita y con el ciclo de la actividad anterior, calcula la entalpía estándar de formación del cloruro de potasio (s).



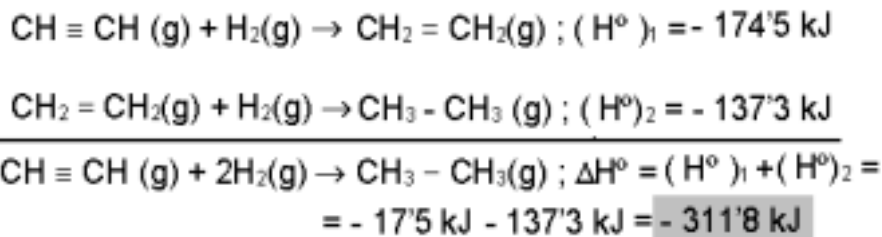
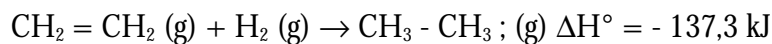
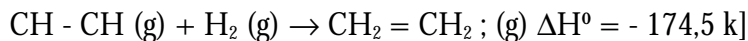
Sumando alegóricamente las 5 reacciones expuestas en el ejercicio anterior hallamos la entalpía de formación estándar del cloruro de Potasio (s) :



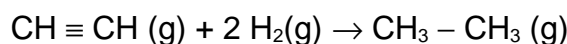
8 Calcula la variación de entalpía que se produce en el proceso:



Para realizar el cálculo, nos facilitan la siguiente información:



9 En el ejercicio anterior, utiliza las energías de enlace para calcular la variación de entalpía del proceso que se propone. ¿Varía significativamente el resultado respecto al que se obtiene aplicando la ley de Hess ?



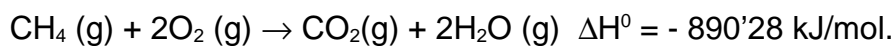
En el proceso se rompen dos enlaces H - H y un enlace C ≡ C y se forman 4 enlaces C - H y un enlace C - C, usando los datos de la tabla :

$$\Delta H = 2 \cdot 435 + 836 - 4 \cdot 414 - 347 = - 297 \text{ kJ}$$

Con respecto al ejercicio anterior la variación es de 14'8 kJ



10 La entalpía estándar de combustión del metano es de -890,28 kJ/mol. Calcula el calor de combustión a volumen constante que corresponde a este proceso si en la combustión se forman dióxido de carbono y vapor de agua.



Como $Q_v = Q_p - \Delta n RT = \Delta H^0 - \Delta n RT$ y dado que la variación del número de moles $\Delta n = n_{\text{productos}} - n_{\text{reactivos}} = 3 - 3 = 0$, $Q_v = \Delta H^0 = - 890'28 \text{ kJ/mol.}$

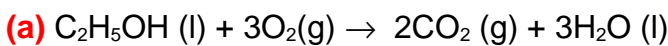


11 Cuando el etanol, C₂ H₅ OH (l), arde al reaccionar con oxígeno, se forma dióxido de carbono (g) y agua (l).

a) Escribe y ajusta la ecuación química que corresponde al proceso.

b) Calcula la variación de entalpía que se produce en la combustión de un mol de etanol. Entalpías de formación:

- Etanol (l): -277,0 kJ
- Dióxido de carbono (g): -393,7 kJ
- Agua (l): -285,9 kJ

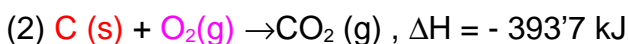


(b)

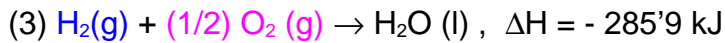
Formación del etanol :



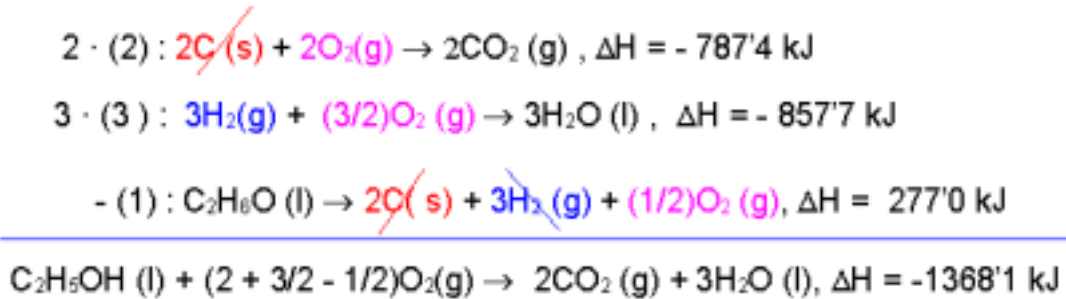
Formación del dióxido de carbono :



Formación del agua :



Según el ciclo de Born - Haber, hacemos $2 \cdot (2) + 3 \cdot (3) - (1)$:

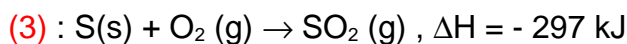
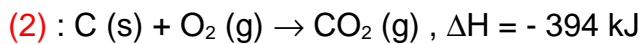
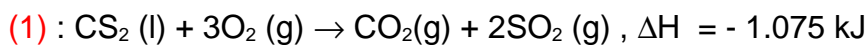
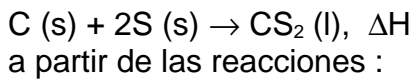


12 Calculo la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono.

Este compuesto reacciona con el oxígeno y forma CO_2 y SO_2 . Utiliza la variación de entalpía, medida en kJ/mol, de los procesos de combustión de $\text{CS}_2(\text{l}) \rightarrow - 1.075$; $\text{C}(\text{s}) \rightarrow - 394$; $\text{S}(\text{s}) \rightarrow -297$.



Queremos hallar la variación entálpica de la reacción :



Aplicamos el ciclo de Born - Haber, $(2) + 2(3) - (1)$:

