

**Q2B-PAU-Preparación-Resumen y ejercicios
PARA ENTENDER Y APLICAR
T3. TERMOQUÍMICA**

Índice

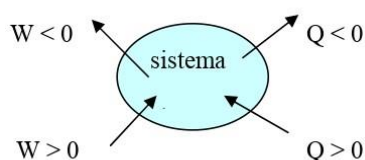
Conceptos de teoría	Páginas 1 a 3
Problemas resueltos	Páginas 4 a 7
PAU-Conceptos clave y pautas	Páginas 8 (A modo de resumen muy simple)
PAU-Valencia-Enunciados	Páginas 9 a 11

T3: TERMOQUÍMICA**Lo que se suele preguntar**

Cálculo de entalpía de una reacción a partir de las entalpías de formación

Cálculo de entalpía de una reacción a partir de la ley de Hess

A partir de la entalpía de una reacción, cálculos estequiométricos

CALOR Y TRABAJO**Energía interna: U**

Es una función que representa la energía total almacenada en un sistema asociada a la estructura del mismo.

Experimentalmente la energía interna, U, de un sistema no se puede calcular, pero sí su variación (ΔU) cuando el sistema pasa de un estado a otro.

PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA.

$$\Delta U = Q + W$$

1) Transformación a volumen constante

$$\Delta U = Q_v$$

2) Transformación a presión constante

Por definición la **entalpía H** es $U + P V$

$$Q_p = \Delta H$$

Relación entre Q_p y Q_v y entre ΔH e ΔU :

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V$$

$$\Delta H = \Delta U + P \Delta V$$

CALOR DE REACCION

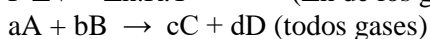
“El calor (la energía calorífica) absorbido o desprendido en una reacción, para que la temperatura del sistema permanezca constante durante el proceso”.

El calor de reacción se da a presión constante (Q_p) en casi todas las reacciones de laboratorio, ya que tienen lugar en recipientes abiertos y por tanto la presión es la atmosférica. Cuando no se especifica el calor de reacción se sobreentiende que es Q_p .

En las reacciones en las que intervienen gases:

$$P V = n R T$$

$$P \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T \quad (\Delta n \text{ de los gases})$$

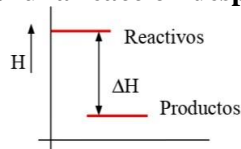


$$Q_p = Q_v + P \Delta V = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$

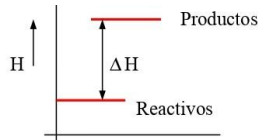
$$\Delta H = \Delta U + P \Delta V = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta n = (c + d) - (a + b) \text{ (coeficientes estequiométricos de los gases)}$$

Si una reacción desprende calor se llama **exotérmica**, $\Delta H < 0$ (entalpía negativa)



Si una reacción absorbe calor se llama **endotérmica**, $\Delta H > 0$ (entalpía positiva)



Se llaman condiciones estándar de reacción: **25°C y 1 atm.** (No confundir con las condiciones normales)

Es imposible calcular el valor absoluto de H; tan sólo se puede calcular variaciones de la entalpía (ΔH), aunque arbitrariamente se toma como entalpía cero (origen de entalpías) a la entalpía de cualquier elemento o una sustancia simple (H_2, O_2, Cl_2, \dots) en su estado estándar y en las condiciones estándar.

Las entalpías en condiciones estándar se representan con un "cerito": ΔH^0

Entalpía de formación

ΔH_f

"Variación de entalpía (calor absorbido o desprendido a presión constante) que acompaña a la formación de 1 mol de compuesto a partir de sus elementos en su estado natural, que tienen entalpía 0."

Ejemplo: $2 C + 3 H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CH_3CH_2OH$ $\Delta H = \Delta H_f$ del etanol

Si tanto el producto (compuesto) como los reactivos (elementos) están en su estado estándar, se llama **entalpía estándar de formación**, y se representa por ΔH_f^0

Ejemplo: $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ ΔH_f^0 del $H_2O(l) = -68,32$ kcal/mol

Recordad que la lógicamente ΔH_f de cualquier elemento en su estado estándar es cero.

Otros calores de reacción.

- Calor de combustión: calor absorbido o desprendido en la reacción de 1 mol de una sustancia con el oxígeno.

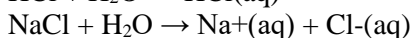
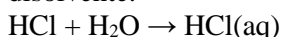
Ejemplo: $C(\text{grafito}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -94$ kcal/mol

- Calor de neutralización: Calor desprendido en la reacción de 1 mol de $H^+(aq)$ con 1 mol de $OH^-(aq)$ para formar 1 mol de agua.

Ejemplo: $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H = -57$ kJ/mol

- Calor de solvatación o disolución: Calor absorbido o desprendido en la disolución de 1 mol de sustancia. Si el disolvente es el agua se llama calor de hidratación.

Recordemos que en la disolución de una sustancia covalente sus moléculas se rodean de moléculas de disolvente, y en el caso de un compuesto iónico se rompe el retículo cristalino, se separan sus iones y se rodean de moléculas de disolvente:



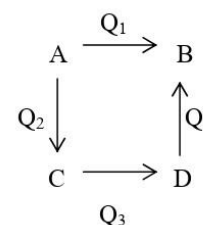
Cálculo de calores de reacción. Ley de Hess. (IMPORTANTE)

Por ser la entalpía una función de estado se deduce la ley de Hess: "*el calor de reacción (variación de entalpía), es independiente del camino seguido, es decir, es el mismo si la reacción se realiza directamente o a través de etapas intermedias*".

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 + Q_4$$

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

De una forma más práctica se puede enunciar: "*Si una ecuación química se puede expresar como suma algebraica de otras, su calor de reacción es la suma algebraica de los calores de reacción de las reacciones parciales*".



Calor de reacción y entalpías de formación.

$$\Delta H^0 = \sum n \cdot \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

Dada la reacción: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$\Delta H^0 = (c \Delta H_f^0 C + d \Delta H_f^0 D) - (a \Delta H_f^0 A + b \Delta H_f^0 B)$$

PARA LOS PROBLEMAS

Hay que mirar siempre los datos que nos dan, en función de ellos, utilizaremos un procedimiento u otro.

Tenemos una reacción problema, de la que queremos hallar su ΔH^0

- a) Si nos dan las entalpías de formación de reactivos y productos (ΔH_f^0), utilizamos la expresión:

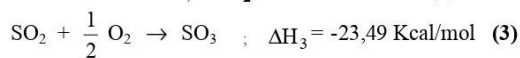
$$\Delta H^0 = \sum n \cdot \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

- b) Si nos dan las entalpías de combustión o las que sean, de unas reacciones, ponemos las reacciones, y utilizamos la Ley de Hess, las combinamos para hallar la reacción problema
-

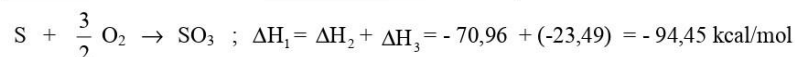
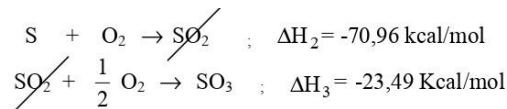
PROBLEMAS RESUELTOS

1. Ley de Hess

Calcula ΔH_1 para la reacción $S + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow SO_3$, (1), sabiendo que

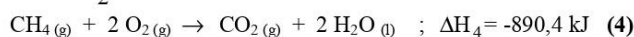
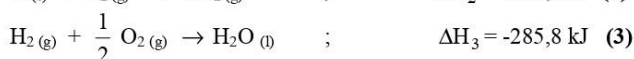
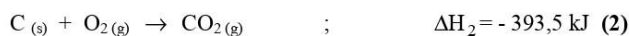


Solución: sumando las ecuaciones (2) y (3) se llega a la ecuación (1).

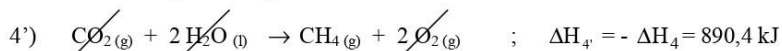
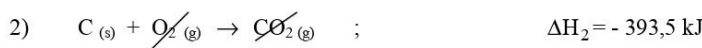


2. Ley de Hess

Ejercicio resuelto: Calcula ΔH para la reacción $C_{(s)} + 2 H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$ (1) a partir de



Solución: sumamos la (2), la (3) multiplicada por dos y la contraria de la (4)



3. Entalpías de formación

Ejercicio resuelto: Calcula la variación de entalpía, ΔH , de la reacción:



$$\Delta H_f H_2O_{(g)} = -241,8 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta H_f NO_{(g)} = 90,4 \text{ kJ/mol}; \quad \Delta H_f NH_{3(g)} = -46,2 \text{ kJ/mol}.$$

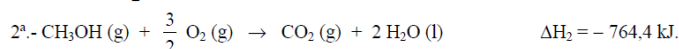
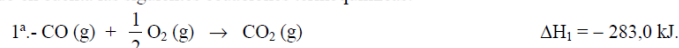
Solución: $\Delta H = 6 \cdot \Delta H_f H_2O_{(g)} + 4 \cdot \Delta H_f NO_{(g)} - 4 \cdot \Delta H_f NH_{3(g)} - 5 \cdot \Delta H_f O_{2(g)}$

$$\Delta H = 6 \cdot (-241,8) + 4 \cdot (90,4) - 4 \cdot (-46,2) - 5 \cdot 0 \quad ; \quad \boxed{\Delta H = -904,4 \text{ kJ}}$$

4. Ley de Hess con estequiometría

PROBLEMA 1.- El metanol se obtiene industrialmente a partir de monóxido de carbono e hidrógeno de acuerdo con la reacción: $CO_{(g)} + 2 H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH$.

Teniendo en cuenta las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcula:

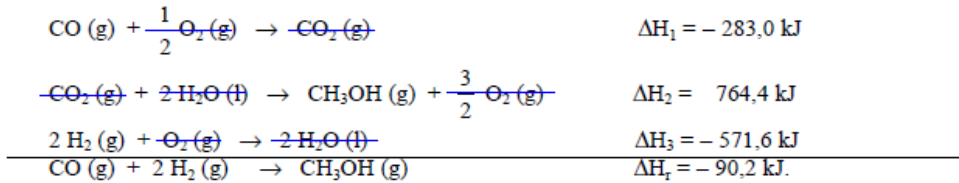
- El cambio de entalpía para la reacción de obtención de metanol a partir de $CO_{(g)}$ y $H_{2(g)}$, indicando si la reacción absorbe o cede calor.
- ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la síntesis de 1 kg de metanol?

DATOS: $A_r(H) = 1 \text{ u}$; $A_r(C) = 12 \text{ u}$; $A_r(O) = 16 \text{ u}$.

Resultado: a) $\Delta H_r = -90,2 \text{ kJ}$; b) $Q = 2818,75 \text{ kJ}$.

Solución:

a) Aplicando la ley de Hess se obtiene el cambio de entalpía de la reacción. Para ello, se invierte la ecuación de combustión del metanol y se cambia el signo a su entalpía, se multiplica por 2 la ecuación de formación del agua gas, incluida su entalpía, y se suman las tres ecuaciones con sus entalpías:



El signo negativo de la entalpía de reacción indica que se desprende calor, es decir, la reacción es exotérmica.

b) Si en la formación de 1 mol de metanol se desprenden 90,2 kJ, pasando los kilogramos de metanol a moles y multiplicándolos por la relación calor-moles de CH₃OH, se obtiene el calor que se desprende en la reacción:

$$\begin{aligned}
 \text{Moles de CH}_3\text{OH: } & \frac{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1000 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH, y la} \\
 \text{energía que se desprende es: } & 31,25 \text{ moles CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-90,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = -2818,75 \text{ kJ.}
 \end{aligned}$$

Resultado: a) $\Delta H_r = -90,2 \text{ kJ}$; b) $Q = -2818,75 \text{ kJ}$.

5. Entalpía de reacción con entalpías de formación y con estequiometría

PROBLEMA 2.- El ácido acético (CH₃COOH) se obtiene industrialmente por reacción del metanol (CH₃OH) con monóxido de carbono.

- a) Razona si la reacción es exotérmica o endotérmica.
- b) Calcula la cantidad de energía intercambiada al hacer reaccionar 50 kg de metanol con 30 kg de monóxido de carbono, siendo el rendimiento de la reacción del 80 %.

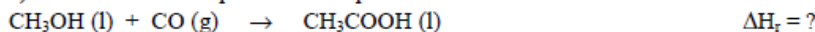
DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) = -485 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Resultado: a) $\Delta H_r = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (exotérmica); b) $-11742,87 \text{ kJ}$.

Solución:

$M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{CO}) = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción es:



La reacción será exotérmica si la variación de entalpía es menor que cero, y endotérmica si dicha variación de entalpía es positiva. La variación entálpica de la reacción es:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_r^\circ &= \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO})] \Rightarrow \\
 &\Rightarrow \Delta H_r^\circ = -485 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-238 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1},
 \end{aligned}$$

que por estar precedida del signo menos indica que la reacción es exotérmica.

b) Se comprueba primero el reactivo limitante, el que se encuentra por defecto según la relación estequiométrica de la reacción, para a partir de aquí, calcular la energía que se intercambia.

$$\text{Moles de CH}_3\text{OH: } n = \frac{\text{gramos}}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = \frac{50000 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1562,5 \text{ moles;}$$

$$\text{Moles CO: } n = \frac{\text{gramos}}{M(\text{CH}_3\text{OH})} = \frac{30000 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1071,43 \text{ moles.}$$

Como la reacción transcurre mol a mol, el reactivo limitante es el CO, por lo que de CH₃OH solo reaccionan los mismos moles que hay de CO, es decir, 1071,43 moles, que multiplicados por la relación molar ΔH_r -CH₃OH y por el rendimiento de la reacción, proporciona el calor intercambiado:

$$1071,43 \text{ moles CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-137 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{80}{100} = -117.428,73 \text{ kJ. El calor es desprendido.}$$

Resultado: a) $\Delta H_r = -137 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (exotérmica); b) $-117.428,73 \text{ kJ}$.

6. Entalpía de reacción con estequiometría

ROBLEMA 2.- Bajo ciertas condiciones el cloruro de amonio, NH_4Cl (s), se disocia completamente en moniaco, NH_3 (g), y cloruro de hidrógeno, HCl (g). Calcula:

- La variación de entalpía de la reacción de descomposición del cloruro de amonio en condiciones estándar, indicando si la reacción absorbe o cede energía en forma de calor.
- ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la descomposición de una muestra de 87 g de NH_4Cl de una pureza del 79 %?
- Si la reacción del apartado anterior se lleva a cabo a 1000 K en un horno eléctrico de 25 L de volumen, ¿cuál será la presión en su interior al finalizar la reacción?

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1$ u; $A_r(\text{N}) = 14$ u; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ u; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})] = -315,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_3 (\text{g})] = -46,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{HCl} (\text{g})] = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = -454 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = -583,24 \text{ kJ}$; c) $P = 8,43 \text{ atm}$.

Solución:

a) La reacción de descomposición completa del cloruro de amonio es:

$\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$, siendo la variación entálpica de la reacción:

$$\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = [(-46,3) + (-92,3) - (-315,4)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 176,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El signo positivo de la entalpía de reacción indica que a la reacción hay que suministrarle calor para que se produzca, es decir, es endotérmica.

b) Si por cada mol de cloruro de amonio que se descompone hay que suministrar 176,8 kJ, de energía, la que se ha de suministrar para descomponerse los 87 g es:

$$87 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{79 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{puro}}{100 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g } \text{N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{176,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}} = 227,13 \text{ kJ}$$

c) La reacción completa produce por cada mol de NH_4Cl que se descompone, 1 mol de NH_3 , y 1 mol de HCl , es decir, 2 moles totales de gases, por lo que 87 g de NH_4Cl que se descomponen dan lugar a los siguientes moles totales de gases:

$$87 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{79 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{puro}}{100 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl } \text{impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{2 \text{ moles totales}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}} = 2,57 \text{ moles totales, que llevados a}$$

la ecuación de estado de los gases ideales en las condiciones propuestas, da para la presión en el interior del reactor al finalizar la reacción de descomposición:

$$P \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,57 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 8,43 \text{ atm}$$

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = 176,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = 227,13 \text{ kJ}$; c) $P = 8,43 \text{ atm}$.

7. Entalpía de reacción con estequiometría

PROBLEMA 2B.- El etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (l), está siendo considerado como un posible sustituto de los combustibles fósiles tales como el octano, C_8H_{18} (l), componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta que la combustión del etanol como del octano, da lugar a CO_2 (g) y H_2O (l), calcula:

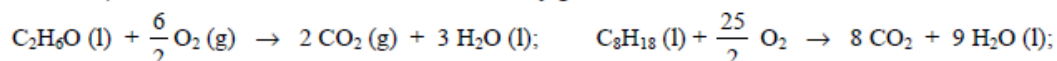
- La entalpía correspondiente a la combustión de 1 mol de etanol y 1 mol de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que desprenderá al quemarse 1 gramo de etanol y compárala con la que desprende la combustión de 1 gramo de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en cada una de las reacciones de combustión (de etanol y de octano) por cada mol de CO_2 que se produce.

DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} (\text{l})] = -277,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l})] = -250,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r (\text{H}) = 1$ u; $A_r (\text{C}) = 12$ u;
 $A_r (\text{O}) = 16$ u.

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_r^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

b) $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -29,71 \text{ kJ}$; $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -47,98 \text{ kJ}$; c) $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -683,35 \text{ kJ}$; $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -683,76 \text{ kJ}$.

a) Las reacciones de combustión del etanol y gasolina son:



La entalpía de las reacciones de combustión se obtiene de la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \cdot \Delta H_{f,\text{productos}}^\circ - \sum m \cdot \Delta H_{f,\text{reactivos}}^\circ;$$

$$\Delta H_r^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-277,7) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\Delta H_r^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot (-393,5) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 9 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-250,1) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

b) Para determinar el calor que se desprende al quemar 1 g de etanol y 1 g de gasolina, se multiplica la masa por la relación mol-gramos y por la relación ΔH_c -mol de etanol y gasolina en cada

$$\text{reacción: } 1 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{-1366,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = -29,71 \text{ kJ}.$$

$$1 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5470,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}} = -47,98 \text{ kJ}.$$

c) De las reacciones de combustión se deduce que por cada 2 y 8 moles de CO_2 que se desprenden, respectivamente, se producen $-1366,7 \text{ kJ}$ y $-5470,1 \text{ kJ}$, por lo que para obtener el calor desprendido por mol de CO_2 producido, basta con dividir por 2 y 8 los correspondientes calores de combustión del apartado a), es decir:

$$-1366,7 \text{ kJ} \cdot \frac{1}{2} = -683,35 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } \text{CO}_2 \text{ desprendido en la combustión del etanol};$$

$$-5470,1 \text{ kJ} \cdot \frac{1}{8} = -683,76 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } \text{CO}_2 \text{ desprendido en la combustión de la gasolina}.$$

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_r^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5470,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

b) $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -29,71 \text{ kJ}$; $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -47,98 \text{ kJ}$; c) $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -683,35 \text{ kJ}$; $(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -683,76 \text{ kJ}$.

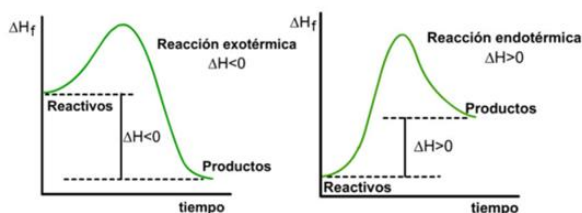
PAU-CONCEPTOS CLAVE Y PAUTAS

Variación de entalpía (ΔH):

La variación de entalpía es la energía absorbida o desprendida al darse una reacción química. Dependiendo de su signo podemos diferenciar entre dos tipos de reacciones químicas:

- Reacción endotérmica ($\Delta H > 0$): reacción en la que se absorbe calor. En este tipo de reacciones la energía inicial que tienen los reactivos es inferior a la energía final de los productos.
- Reacción exotérmica ($\Delta H < 0$): reacción en la que se desprende calor. En este tipo de reacciones la energía inicial que tienen los reactivos es mayor a la energía final de los productos.

En el siguiente esquema observamos dos diagramas entálpicos donde se representa la entalpía de los dos tipos de reacciones:



La entalpía se mide en el sistema internacional en Julios (J), y se puede calcular para una reacción química a partir de las entalpías de formación de sus componentes, multiplicadas por el coeficiente estequiométrico de la reacción química ajustada (n), según:

$$\Delta H^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

Ley de Hess:

Sabemos que la entalpía de una reacción química depende solo de su estado inicial y final, y que su valor es independiente de que la reacción transcurra en una o en varias etapas.

La ley de Hess establece que cuando una reacción química puede expresarse como la suma algebraica de otras reacciones, la entalpía de la reacción es igual a la suma de las entalpías de las reacciones parciales.

Primer principio de la termodinámica:

Para todo sistema existe una función de estado denominada energía interna (U) que toma un valor característico para cada estado y que aumenta cuando el sistema absorbe calor (Q) o soporta un trabajo (W). Lo expresamos matemáticamente según:

$$\Delta U = Q + W$$

Entalpía de formación:

Es la energía que se absorbe o se desprende en la formación de un mol de una sustancia en condiciones estándar a partir de sus componentes en condiciones estándar. Se expresa en KJ/mol en unidades del sistema internacional.

Las entalpías de formación de los elementos químicos puros en su forma más estable en condiciones estándar son cero (por ejemplo para el C (s), O₂ (g), N₂ (g), etc).

PAU Valencia-PARA RESOLVER

PROBLEMAS PARA PRACTICAR, ALGUNOS DE LAS PAU DE HACE AÑOS (1er Principio de la Termodinámica)

1. Considere la combustión de tres sustancias carbón, hidrógeno molecular y etanol.

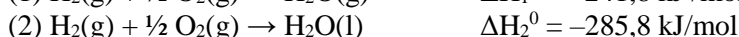
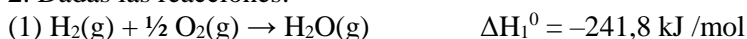
a) Ajuste las correspondientes reacciones de combustión.

b) Indique cuáles de los reactivos o productos de las mismas tienen entalpía de formación nula.

c) Escriba las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación.

d) Escriba la expresión de la entalpía de formación del etanol en función únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado a).

2. Dadas las reacciones:



calcular la entalpía de vaporización del agua en condiciones estándar.

3. 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 (entalpía molar).

4. Las entalpías estándar de combustión del C(grafito) y del $\text{CO}(\text{g})$ son -393,5 y -283 kJ mol⁻¹, respectivamente. La entalpía estándar de la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{COCl}_2(\text{g})$ es $\Delta H^0_r = -108$ kJ/mol de COCl_2 .

Calcula la entalpía estándar de formación del $\text{COCl}_2(\text{g})$.

5.

PROBLEMA 2

El gasohol es una mezcla de gasolina (octano, C_8H_{18}) y etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que se utiliza como combustible para reducir las emisiones globales de CO_2 . Calcule: **(1 punto cada apartado)**

a) Las entalpías molares de combustión del octano y del etanol.

b) La cantidad de energía en forma de calor que se liberará al quemar 1 L de una mezcla de gasohol que contiene el 12,5 % (en peso) de etanol (siendo el 87,5 % restante octano) si la densidad de la mezcla es $0,757 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

Datos.- Masas atómicas relativas: H: 1; C: 12; O: 16.

Entalpías molares de formación, ΔH^0 (kJ·mol⁻¹): $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$: -249,9; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$: -277,7; $\text{CO}_2(\text{g})$: -393,5; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: -285,8.

6.

PROBLEMA 2

Tanto el metanol (CH_3OH) como el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) han sido propuestos como una alternativa a otros combustibles de origen fósil. A partir de las entalpías de formación estándar que se dan al final del enunciado, calcule.

a) Las entalpías molares estándar de combustión del metanol y del etanol. **(1 punto)**

b) La cantidad de CO_2 (en gramos) que produciría la combustión de cada alcohol para generar $1 \cdot 10^6$ kJ de energía en forma de calor. **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H (1); C (12); O (16).

ΔH^0 (kJ·mol⁻¹): $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$: -238,7; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$: -277,7; $\text{CO}_2(\text{g})$: -393,5; $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: -285,5.

7.

PROBLEMA 2

En enero de 2015 se produjo un grave accidente al estrellarse un caza F-16 contra otras aeronaves. Estos aviones de combate utilizan hidrazina, N_2H_4 , como combustible para una turbina auxiliar de emergencia que reacciona con dióxigeno según la reacción:



a) Calcule el volumen total de los gases producidos, medido a 650 °C y 700 mmHg, cuando se queman completamente 640 g de hidracina. **(1 punto)**

b) Calcule la energía liberada en el proceso de combustión de los 640 g de hidracina. **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H (1); N (14); O (16). $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$.

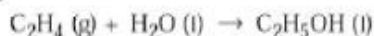
Entalpías de formación estándar, ΔH^0_f (kJ·mol⁻¹): $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$: -241,8; $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$: 95,4.

8.

PROBLEMA 2

La variación de entalpía, en condiciones estándar, para la reacción de combustión de 1 mol de eteno, C_2H_4 (g), es $\Delta H^\circ = -1411$ kJ, y para la combustión de 1 mol de etanol, C_2H_5OH (l), es $\Delta H^\circ = -764$ kJ, formándose en ambos casos agua líquida, H_2O (l). **(1 punto cada apartado)**

a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, **calcule** la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, e **indique** si la reacción es exotérmica o endotérmica:



b) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

DATOS.- Masas atómicas relativas: H = 1 ; C = 12 ; O = 16

9.

PROBLEMA 2

El sulfuro de cinc reacciona con el oxígeno según: $2 ZnS(s) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 ZnO(s) + 2 SO_2(g)$

a) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción anterior. **(1 punto)**

b) Calcule la cantidad de energía en forma de calor que se absorbe o se libera cuando 17 g de sulfuro de cinc reaccionan con la cantidad adecuada de oxígeno a presión constante de 1 atmósfera. **(1 punto)**

DATOS.- Masas atómicas relativas: O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65,4 .

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): ZnS = -184,1; ZnO = -349,3 ; SO₂ = -70,9 .

10.

PROBLEMA 2

Dadas las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, $C_6H_{14}(l)$, C(sólido) e $H_2(g)$, **calcule**:

a) La entalpía de formación del hexano líquido, $C_6H_{14}(l)$, a 25°C. **(1 punto)**

b) El número de moles de $H_2(g)$ consumidos en la formación de cierta cantidad de $C_6H_{14}(l)$, si en la citada reacción se han liberado 30 kJ. **(1 punto)**

DATOS.- Entalpías de combustión estándar $\Delta H_{\text{combustión}}^\circ$ (kJ·mol⁻¹): $C_6H_{14}(l) = -4192,0$; C(sólido) = -393,1 ;

$H_2(g) = -285,8$

Nota: considere que en los procesos de combustión donde se forme agua, ésta se encuentra en estado líquido.

Problemas con estequiometría de un examen mío

11. Calcular el volumen de butano líquido (de densidad = 0,8 g·mL⁻¹) que hay que quemar en un horno para conseguir el calor necesario para descomponer 100 kg de carbonato de calcio.

Datos de entalpías de formación estándar:

Carbonato de calcio (s) = -1206,90 kJ mol⁻¹

Óxido de calcio (s) = -635,09 kJ mol⁻¹

Dióxido de carbono (g) = -393,91 kJ mol⁻¹

Butano (l) = -146,14 kJ mol⁻¹

Agua (g) = -241,82 kJ mol⁻¹

Ar: C=12, H=1, Ca=40, O=16

12. Conociendo los siguientes datos:

Entalpía de combustión del etano (g): $\Delta H^\circ = -1.559$ kJ/mol

Entalpía de combustión del eteno (g): $\Delta H^\circ = -1.410,9$ kJ/mol

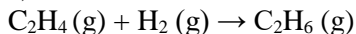
Entalpía de formación del agua (l): $\Delta H_f^\circ = -285,8$ kJ/mol

Entalpía de formación del dióxido de carbono (g): $\Delta H_f^\circ = -393,5$ kJ/mol

a) ¿Qué calor se desprende cuando se quema el suficiente etano con 224 g de oxígeno?

b) Calcula la entalpía de formación del etano (g) y del eteno (g).

c) Calcula la variación de entalpía en condiciones estándar del proceso:



d) ¿Qué volumen de hidrógeno en condiciones normales necesitamos para que con la reacción anterior se desprendan 1.377 kJ?

