

TEMA 4 - FICHA 2

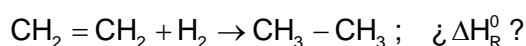
1. En el proceso metalúrgico de obtención de hierro en el alto horno se produce la reacción de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ con $\text{CO}(\text{g})$ para formar $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$ y $\text{CO}_2(\text{g})$
- Calcule la entalpía estándar de la reacción. Indique si es un proceso endotérmico o exotérmico.
 - Calcule la cantidad de energía involucrada en la formación de 500 kg de $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$ y los moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ que se forman.
- DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})] = -1118 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: Fe = 55,85 u; O = 16 u.

2. Las entalpías estándar de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ respectivamente. La entalpía estándar de combustión del ácido acético $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l})$ es $-875,4 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcule la entalpía estándar de formación del ácido acético.
3. A partir de los siguientes datos de **energías de rupturas de enlaces** (Ee):

Molécula	Enlaces	Ee (kJ mol^{-1})
H_2	H-H	436
N_2	$\text{N} \equiv \text{N}$	946
NH_3	N-H	389

Estime la entalpía estándar de formación de la molécula de amoníaco. Todos los datos se refieren a condiciones estándar.

4. Calcular la variación de entalpía correspondiente al proceso de hidrogenación del etileno para formar etano a partir de las entalpías de enlace estándar tabuladas en la tabla adjunta:



Enlaces	(kJ mol^{-1})
C-H	415
C-C	347
C=C	611
H-H	436

5. Para una determinada reacción química $\Delta H^\circ = -35,4 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = -85,5 \text{ JK}^{-1}$
Indique, justificando la respuesta, si:
- La reacción da lugar a un aumento o disminución del desorden del sistema.
 - La reacción será espontánea a 298 K y condiciones estándar.
6. Las entalpías estándar de formación del $\text{NH}_3(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-46,11$ y $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$, respectivamente. La variación de la entalpía estándar para la reacción:
- $$\text{NH}_3(\text{g}) + \frac{5}{4} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \text{es } \Delta H^\circ = -292,3 \text{ kJ}$$

A partir de los datos anteriores, calcule:

- La variación de entalpía estándar para la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$
 - Justifique si la reacción anterior será o no espontánea.
7. Para la reacción: $\text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NF}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 85,0 \text{ kJ}$
Indique y justifique si existen condiciones de temperatura en las que la reacción anterior será espontánea.
8. Para la reacción: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 105,5 \text{ kJ}$
Indique y justifique si existen condiciones de temperatura en las que la reacción anterior será espontánea.

Ejemplo 1 (Oviedo. 2012-2013)

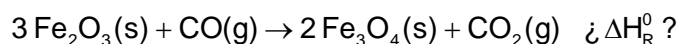
En el proceso metalúrgico de obtención de hierro en el alto horno se produce la reacción de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ con $\text{CO}(\text{g})$ para formar $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$ y $\text{CO}_2(\text{g})$

- Calcule la entalpía estándar de la reacción. Indique si es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Calcule la cantidad de energía involucrada en la formación de 500 kg de $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$ y los moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ que se forman.

DATOS: $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})] = -1118 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; . Masas atómicas: Fe= 55,85 u; O= 16 u.

Solución 1:

Ecuación ajustada:



Si tenemos en cuenta que **la entalpía estándar de los compuestos es igual a su calor de formación**, podemos poner:

$$\Delta H_R^\circ = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}} = [\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ (\text{Fe}_3\text{O}_4)] - [3 \Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) + \Delta H_f^\circ (\text{CO})]$$

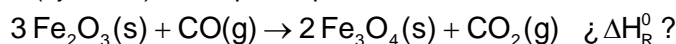
$$\Delta H_R^\circ = [(-393,5) + 2(-1118)] \text{kJ} - [3(-824,2) + (-110,5)] \text{kJ} = -46,4 \text{ kJ}$$

Solución 2:

También lo podemos resolver aplicando la ley de Hess:

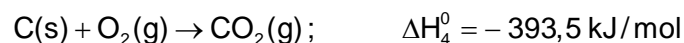
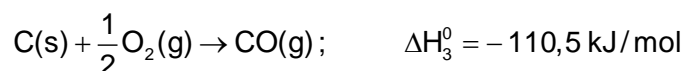
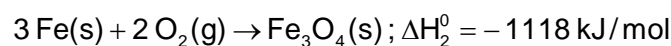
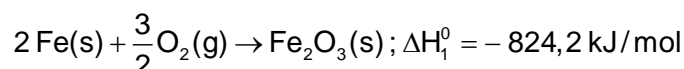
1. Escribimos las ecuaciones correspondientes a los datos termoquímicos facilitados:

- ✓ Ecuación (ajustada) de la que se pretende saber la variación de entalpía estándar:



- ✓ Ecuaciones (ajustadas) de las cuales tenemos la variación de entalpía (por comodidad las variaciones de entalpía se numeran del 1 al 4).

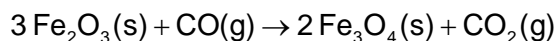
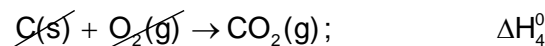
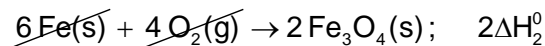
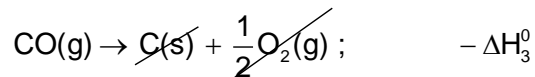
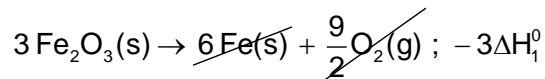
- Formación del trióxido de dihierro.
- Formación del tetraóxido de trihierro.
- Formación del monóxido de carbono.
- Formación del dióxido de carbono.



2. Escribimos las ecuaciones facilitadas de forma tal que su suma dé la ecuación buscada:

<p>Damos vuelta a la ecuación (cambiamos de signo la variación de entalpía) y multiplicamos por 3, ya que necesitamos 3 moles de Fe_2O_3 en el primer miembro (ver ecuación problema).</p>	$3 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 6 \text{Fe}(\text{s}) + \frac{9}{2} \text{O}_2(\text{g}); -3\Delta H_1^\circ$	<p>Como necesitamos 2 moles de Fe_3O_4 en el segundo miembro, multiplicamos por 2 la ecuación (el cambio térmico experimentado también quedará multiplicado por 2).</p>	
	$\text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}); -\Delta H_3^\circ$		<p>Necesitamos CO_2 en el segundo miembro. La reacción la escribimos tal y como está.</p>
	$6 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}); 2\Delta H_2^\circ$		
	$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}); \Delta H_4^\circ$		
<p>Escribimos invertida la reacción (la variación de entalpía cambia de signo), ya que necesitamos 1 mol de CO en el primer miembro.</p>			

3. Sumamos las ecuaciones químicas (miembro a miembro, como si fueran ecuaciones matemáticas) y comprobamos que obtenemos la reacción buscada:



Podemos por tanto escribir (ley de Hess):

$$\Delta H_R^0 = -3\Delta H_1^0 - \Delta H_3^0 + 2\Delta H_2^0 + \Delta H_4^0$$

Sustituyendo valores y operando obtenemos el valor pedido:

$$\Delta H_R^0 = [-3(-824,2) - (-110,5) + 2(-1118) + (-393,5)] \text{ kJ}$$

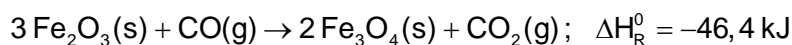
$$\Delta H_R^0 = -46,4 \text{ kJ}$$

Observar que como unidades se usan kJ y no kJ/mol. La explicación es la siguiente:

Las entalpías de formación tienen como unidad kJ/mol, ya que por definición las ecuaciones se escriben ajustadas para la formación de 1 mol de compuesto. Sin embargo ahora estamos calculando el cambio térmico para una reacción que no es de formación, en la que se forman 2 moles de Fe_3O_4 y 1 mol de CO_2 . Calculamos, por tanto, la variación de entalpía para las cantidades (moles) especificadas obteniendo una cantidad determinada de energía que expresaremos en kJ.

Como la variación de entalpía es negativa, la reacción será **exotérmica**. Cuando se realiza la reacción indicada con las cantidades (moles) dadas por la ecuación ajustada [$3 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$; $\text{CO}(\text{g})$; $2 \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s})$; $\text{CO}_2(\text{g})$], se desprenden 46,4 kJ.

b) Para realizar el cálculo indicado en el apartado (b) hacemos uso de lo comentado más arriba y planteamos el cálculo:



$$\text{Dato } \left| \begin{array}{l} 500 \text{ kg Fe}_3\text{O}_4 \\ \hline \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4}{0,23155 \text{ kg Fe}_3\text{O}_4} \\ \hline \frac{46,4 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4} \end{array} \right. = 50\,097 \text{ kJ}$$

La masa de 1 mol de Fe_3O_4 son 231,55 g (0,23155 kg)

En la ecuación ajustada leemos que cuando se forman 2 moles de Fe_3O_4 se desprenden 46,4 kJ

Moles de CO_2 formados (cálculo estequiométrico):

$$\text{Dato } \left| \begin{array}{l} 500 \text{ kg Fe}_3\text{O}_4 \\ \hline \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4}{0,23155 \text{ kg Fe}_3\text{O}_4} \\ \hline \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4} \end{array} \right. = 1080 \text{ moles CO}_2$$

La masa de 1 mol de Fe_3O_4 son 231,55 g (0,23155 kg)

Factor leído en la ecuación ajustada

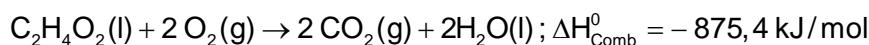
Ejemplo 2 (Oviedo. 2012-2013)

Las entalpías estándar de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ respectivamente. La entalpía estándar de combustión del ácido acético $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l})$ es $-875,4 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Calcule la entalpía estándar de formación del ácido acético.

Solución 1:

La ecuación para la combustión del ácido acético es:



Si tenemos en cuenta que **la entalpía estándar de los compuestos es igual a su calor de formación** y que la entalpía estándar de los elementos es cero, podemos poner:

$$\Delta H_{\text{Comb}}^0 = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}} = [2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_{\text{f}}^0(\text{Acético}) + \Delta H_{\text{f}}^0(\text{O})]$$

$$\Delta H_{\text{Comb}}^0 = 2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{\text{f}}^0(\text{Acético})$$

$$\Delta H_{\text{f}}^0(\text{Acético}) = 2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{\text{Comb}}^0$$

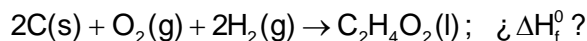
$$\Delta H_{\text{f}}^0(\text{Acético}) = 2(-393,5) + 2(-285,8) \text{ kJ} - (-875,4) \text{ kJ} = -483,2 \text{ kJ}$$

Solución 2:

También lo podemos resolver aplicando la ley de Hess:

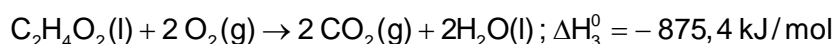
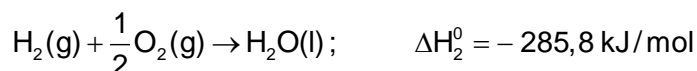
1. Escribimos las ecuaciones correspondientes a los datos termoquímicos facilitados:

- ✓ Ecuación (ajustada) de la que se pretende saber la variación de entalpía estándar:

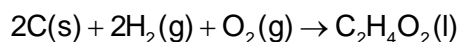
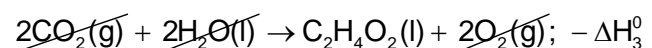


- ✓ Ecuaciones (ajustadas) de las cuales tenemos la variación de entalpía (por comodidad las variaciones de entalpía se numeran del 1 al 3).

- Formación del dióxido de carbono.
- Formación del agua (líquida).
- Combustión del ácido acético.



2. Escribimos las ecuaciones facilitadas de forma tal que su suma dé la ecuación buscada:



Podemos por tanto escribir (ley de Hess):

$$\Delta H_{\text{f}}^0 = 2\Delta H_1^0 + 2\Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$$

Sustituyendo valores y operando obtenemos el valor pedido:

$$\Delta H_{\text{f}}^0 = [2(-393,5) + 2(-285,8) - (-875,4)] \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^0 = -483,2 \text{ kJ}$$

Como la reacción está escrita para la formación de 1 mol de ácido acético, podremos poner como unidades kJ/mol. Luego podemos dar la solución como:

$$\Delta H_{\text{f}}^0 = -483,2 \text{ kJ/mol}$$

Reacción exotérmica. Se desprenden 483,2 kJ por mol de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{l})$ formado.

Ejemplo 3 (Oviedo. 2011-2012)

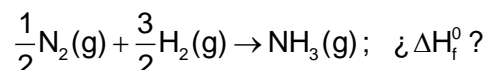
A partir de los siguientes datos de **energías de rupturas de enlaces (ED)**:

Molécula	Enlaces	ED (kJ mol ⁻¹)
H ₂	H-H	436
N ₂	N≡N	946
NH ₃	N-H	389

Estime la entalpía estándar de formación de la molécula de amoníaco. Todos los datos se refieren a condiciones estándar.

Solución 1:

La ecuación para la formación de amoníaco es:



Para obtener el amoníaco deberíamos:

- Romper 1/2 mol de enlaces N≡N
- Romper 3/2 de mol de enlaces H-H
- Formar 1 mol de NH₃ (para lo cual hay que formar tres enlaces N-H por molécula).

Teniendo en cuenta que la ruptura de enlaces es un proceso endotérmico y la formación exotérmico podemos poner:

$$\Delta H_f^0 = \left(\frac{1}{2} \Delta H_{\text{N=N}}^0 + \frac{3}{2} \Delta H_{\text{H-H}}^0 \right) - (3 \Delta H_{\text{N-H}}^0) = \left[\frac{1}{2} (946) + \frac{3}{2} (436) \right] \text{kJ} - 3 (389) \text{kJ} = -40 \text{kJ}$$

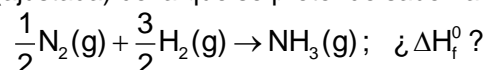
Como la reacción es de formación podemos dar como resultado: $\Delta H_f^0(\text{NH}_3) = -40 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Solución 2:

También lo podemos resolver aplicando la ley de Hess:

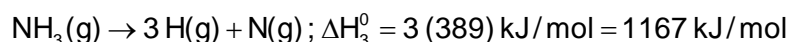
1. Escribimos las ecuaciones correspondientes a los datos termoquímicos facilitados:

- ✓ Ecuación (ajustada) de la que se pretende saber la variación de entalpía estándar:

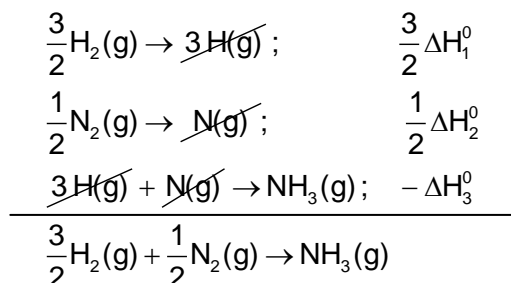


- ✓ Ecuaciones (ajustadas) de las cuales tenemos la variación de entalpía (por comodidad las variaciones de entalpía se numeran del 1 al 3).

- Ruptura de un enlace H-H.
- Ruptura triple enlace nitrógeno-nitrógeno
- Ruptura de **tres enlaces** N-H



2. Escribimos las ecuaciones facilitadas de forma tal que su suma dé la ecuación buscada:



Podemos por tanto escribir (ley de Hess):

$$\Delta H_f^0 = \frac{3}{2} \Delta H_1^0 + \frac{1}{2} \Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$$

Sustituyendo valores y operando obtenemos el valor pedido:

$$\Delta H_f^0 = \left[\frac{3}{2}(436) + \frac{1}{2}(946) - (1167) \right] \text{ kJ/mol}$$

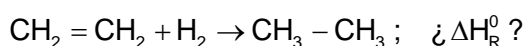
$$\Delta H_f^0 = -40 \text{ kJ/mol}$$

Reacción exotérmica. Se desprenden 40 kJ por mol de $\text{NH}_3(\text{g})$ formado.

El dato tabulado para la entalpía de formación estándar del $\text{NH}_3(\text{g})$ es de $-46,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ lo que confirma que el procedimiento seguido es solo aproximado.

Ejemplo 4

Calcular la variación de entalpía correspondiente al proceso de hidrogenación del etileno para formar etano a partir de las entalpías de enlace estándar tabuladas en la tabla adjunta:

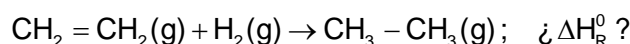


Enlaces	(kJ mol ⁻¹)
C-H	415
C-C	347
C=C	611
H-H	436

Solución:

1. Escribimos las ecuaciones correspondientes a los datos termoquímicos facilitados:

- ✓ Ecuación de la que se pretende saber la variación de entalpía estándar:



- ✓ Para que la reacción tenga lugar han de verificarse los siguientes procesos:

- Ruptura de un doble enlace C=C.
- Ruptura de un enlace H-H (disociación molécula H_2)
- Formación de un enlace C-C
- Formación de dos enlaces C-H

Por tanto:
$$\Delta H_R^0 = \Delta H_{\text{C=C}}^0 + \Delta H_{\text{H-H}}^0 - \Delta H_{\text{C-C}}^0 - 2\Delta H_{\text{C-H}}^0$$

$$\Delta H_R^0 = [(611) + (436) - (347) - 2(415)] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 = -130 \text{ kJ/mol}$$

Reacción exotérmica. Se desprenden 130 kJ por mol de $\text{CH}_3 - \text{CH}_3(\text{g})$ formado.

El dato tabulado para la entalpía de hidrogenación estándar del etileno(g) es de -137 kJ mol^{-1} lo que confirma que el procedimiento seguido es solo aproximado.

Ejemplo 5 (Oviedo. 2012-2013)

Para una determinada reacción química $\Delta H^0 = -35,4 \text{ kJ}$ y $\Delta S^0 = -85,5 \text{ JK}^{-1}$. Indique, justificando la respuesta, si:

- c) La reacción da lugar a un aumento o disminución del desorden del sistema.
 d) La reacción será espontánea a 298 K y condiciones estándar.

Solución:

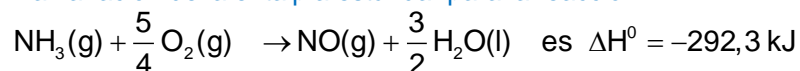
- El valor negativo de ΔS^0 indica que en la reacción **hay una disminución de entropía** al pasar de los reactivos a los productos. Según la interpretación de Boltzmann, la entropía es una medida del desorden de un sistema. Por tanto, **en este caso, el sistema disminuye su desorden. Esto es, los productos pueden considerarse que están más ordenados que los reactivos.**
- Para determinar si la reacción es espontánea a 298 K calculamos el valor de la energía de Gibbs (tener en cuenta las unidades de la variación de entropía)

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -35,4 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \left(-0,0855 \frac{\text{kJ}}{\text{K}} \right) = -9,9 \text{ kJ}$$

Como la energía de Gibbs es negativa **la reacción será espontánea a esa temperatura.**

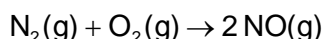
Ejemplo 6 (Oviedo. 2012-2013)

Las entalpías estándar de formación del $\text{NH}_3(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-46,11$ y $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$, respectivamente. La variación de la entalpía estándar para la reacción:



A partir de los datos anteriores, calcule:

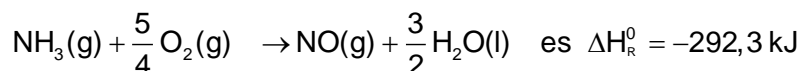
- a) La variación de entalpía estándar para la reacción:



- b) Justifique si la reacción anterior será o no espontánea.

Solución:**Solución 1:**

Nos damos cuenta que la entalpía pedida **se corresponde con el doble de la entalpía de formación del NO** (que desconocemos). La entalpía de formación del monóxido de nitrógeno podemos obtenerla con los datos termoquímicos que nos dan en el enunciado:



$$\Delta H_{\text{R}}^0 = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}} = \left[\Delta H_{\text{f}}^0(\text{NO}) + \frac{3}{2} \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) \right] - \left[5 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{NH}_3) \right]$$

$$\Delta H_{\text{f}}^0(\text{NO}) = \Delta H_{\text{R}}^0 - \frac{3}{2} \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) + 5 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{NH}_3)$$

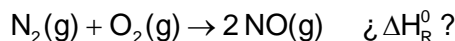
$$\Delta H_{\text{f}}^0(\text{NO}) = \Delta H_{\text{R}}^0 - \frac{3}{2} \Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) + 5 \Delta H_{\text{f}}^0(\text{NH}_3) = \left[-292,3 - \frac{3}{2}(-285,8) + (-46,11) \right] \text{ kJ} = 90,3 \text{ kJ}$$

Luego la entalpía pedida será: 180,6 kJ

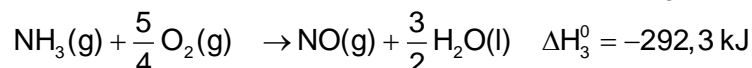
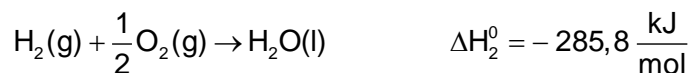
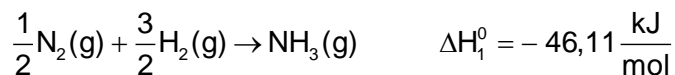
Solución 2:

Calculamos la variación de entalpía para la reacción dada aplicando la ley de Hess:

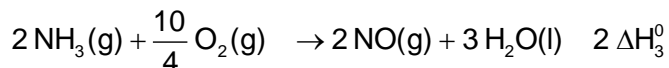
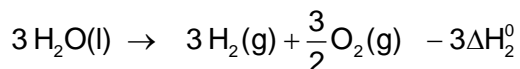
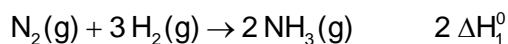
- ✓ Ecuación (ajustada) de la que se pretende saber la variación de entalpía estándar:



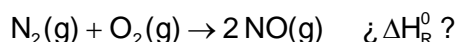
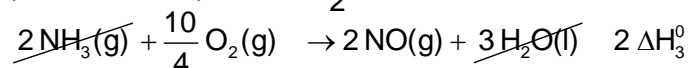
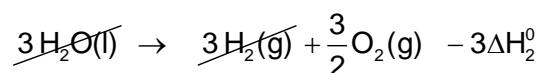
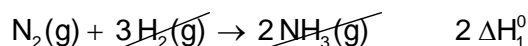
- ✓ Ecuaciones (ajustadas) de las cuales tenemos la variación de entalpía (por comodidad las variaciones de entalpía se numeran del 1 al 3).



- ✓ Escribimos las ecuaciones de forma tal que su suma dé la ecuación buscada:



- ✓ Sumamos las ecuaciones químicas (miembro a miembro, como si fueran ecuaciones matemáticas) y comprobamos que obtenemos la reacción buscada:



$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = 2\Delta H_1^{\circ} - 3\Delta H_2^{\circ} + 2\Delta H_3^{\circ} = [2(-46,11) - 3(-285,8) + 2(-292,3)] \text{ kJ} = 180,6 \text{ kJ}$$

Reacción endotérmica.

Para determinar si la reacción es espontánea a 298 K deberíamos de determinar el signo de la energía de Gibbs: $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$

No tenemos el valor de la variación de entropía pero podemos hacer una evaluación de la misma. Existe el mismo número de moles gaseosos en los reactivos y en los productos, podríamos considerar (si no tenemos más datos) que $\Delta S^{\circ} = 0$

Por tanto $\Delta G^{\circ} > 0$ **Reacción no espontánea a 298 K y 1 atm.**

Ejemplo 7 (Oviedo. 2012-2013)

Para la reacción: $\text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NF}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = 85,0 \text{ kJ}$

Indique y justifique si existen condiciones de temperatura en las que la reacción anterior será espontánea.

Solución:

Para determinar si la reacción es espontánea a 298 K determinamos el signo de ΔG°

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

No tenemos el valor de la variación de entropía pero podemos hacer una evaluación de la misma. Existen dos moles de gas en los productos y solo uno en los reactivos. El número de moles de gas, por tanto, aumenta al pasar de los reactivos a los productos. En consecuencia el desorden aumenta al pasar de los reactivos a los productos. Luego: $\Delta S^\circ > 0$

Como tanto la variación de entalpía como la de entropía son positivas, **la variación de energía de Gibbs tenderá a ser negativa al elevar la temperatura.**

Ejemplo 8 (Oviedo. 2010-2011)

Para la reacción: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H^\circ = 105,5 \text{ kJ}$

Indique y justifique si existen condiciones de temperatura en las que la reacción anterior será espontánea.

Solución:

Para determinar si la reacción es espontánea a 298 K determinamos el signo de ΔG°

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

No tenemos el valor de la variación de entropía pero podemos hacer una evaluación de la misma. Existe un mol de gas en los productos y 1,5 moles de gas en los reactivos. El número de moles de gas, por tanto, disminuye al pasar de los reactivos a los productos. En consecuencia el desorden disminuye al pasar de los reactivos a los productos. Luego: $\Delta S^\circ < 0$

Como la variación de entalpía es positiva y la de entropía negativa, **la variación de energía de Gibbs será positiva a cualquier temperatura. La reacción será no espontánea a cualquier temperatura.**