

EJERCICIOS PROPUESTOS

1) *Calcula la variación de energía interna de un sistema que cede 24 J en forma de calor y realiza sobre el entorno un trabajo de 60 J.*



Como el sistema cede calor, $Q = - 24 \text{ J}$ y al realizar trabajo, $T = - 60 \text{ J}$, luego aplicando la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + T = - 24 \text{ J} - 60 \text{ J} = - 84 \text{ J}.$$



2) *Durante un proceso a presión constante, un sistema absorbe, mediante calor, 126 kJ. Calcula la variación de entalpía del sistema en dicho proceso.*



Como la entalpía es la variación de calor a presión constante: $\Delta H = Q_p = + 126 \text{ kJ}$.



3) *Razona si la síntesis del amoníaco, a partir de sus elementos, es un proceso endotérmico o exotérmico, teniendo en cuenta la siguiente ecuación termoquímica:*



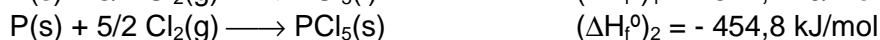
Como la entalpía de la reacción $\Delta H_r^\circ = - 92,2 \text{ kJ}$, es negativa se trata de un proceso exotérmico, un mol de amoníaco tiene menos energía que uno nitrógeno y tres hidrógeno y se libera el exceso de energía en forma de calor.



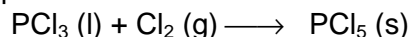
4) *Utilizando los datos $\Delta H_f^\circ \text{PCl}_3 (\text{l}) = -317,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{PCl}_5 (\text{s}) = - 454,8 \text{ kJ/mol}$, calcula ΔH_r° para la reacción:*



Los procesos conocidos son:



Y queremos saber la variación entálpica de:



Si aplicamos la ley de Hess, para hallarla hemos de hacer $- 1^a + 2^a$:



5) *Calcula la entalpía de la reacción $H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2 HCl(g)$ a partir de los datos de energías de enlace de la tabla adjunta en el margen de la página.*



En la reacción $H - H(g) + Cl - Cl(g) \longrightarrow 2 H - Cl(g)$:

Se rompen: 1 enlace H - H, y un enlace Cl - Cl.

Se forman: 2 enlaces H - Cl

$\Delta H_r =$ Energía de los enlaces que se forman - energía de los enlaces que se rompen = $2E_{(H-Cl)} - E_{(H-H)} - E_{(Cl-Cl)} = 2 \cdot 431 - 435 - 243 = 184 \text{ kJ}$.



6) *la reacción entre el óxido de hierro (III) y el aluminio metálico origina la reducción del hierro y la oxidación del aluminio:*



Esta reacción es altamente exotérmica (se denomina «reacción termita») y en ella se obtiene hierro fundido. La entalpía de la reacción es $\Delta H = -200 \text{ kcal}$.

a) *¿Cuál es la entalpía de la reacción $2 Fe + Al_2O_3 \longrightarrow 2 Al + Fe_2O_3$?*

b) *¿Cuánto calor se desprende en la formación de 5 moles de trióxido de dialuminio?*



a) Como la reacción cuya entalpía se desea conocer es la inversa de la que se nos da, $\Delta H_r = + 200 \text{ kcal}$.

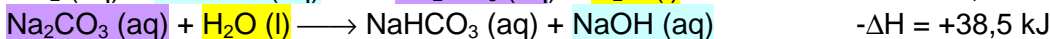
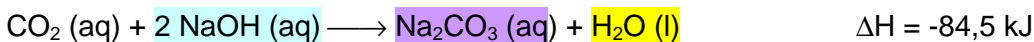
b) $- 200 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot 5 \text{ moles} = - 1 000 \text{ kcal}$ desprenden 5 moles.



7) *Calcula la entalpía de la reacción $CO_2(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaHCO_3(aq)$ conociendo las entalpías de las siguientes reacciones:*



Hacemos 1ª - 2ª:



8) *Deduce si será o no espontánea, a 25 °C, la reacción:*



$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = - 1 643 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (- 0,316) \text{ kJ/K} = - 1 548,8 \text{ kJ}$.



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

PRIMERA LEY Y ENTALPÍAS DE REACCIÓN

⑨ *Calcula:*

- a) *La variación de energía interna de un gas que absorbe 45 J de calor y sobre el que se realiza un trabajo de 32 J.*
- b) *El calor que intercambia un sistema con el entorno cuando dicho sistema realiza un trabajo de 62 J y su energía interna aumenta en 84 J.*



a) Como el sistema absorbe calor $Q = 45 \text{ J}$ y como recibe un trabajo de $T = 32 \text{ J}$:

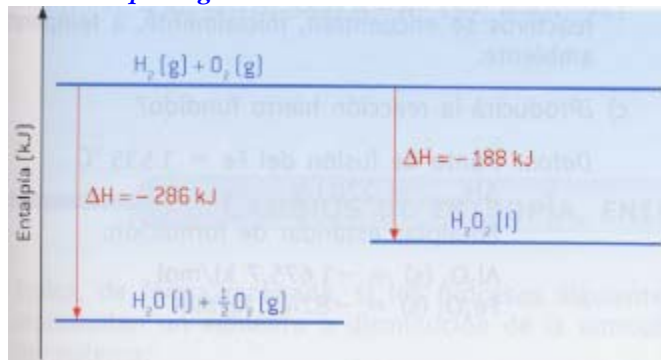
$$\Delta U = Q + T = 45 \text{ J} + 32 \text{ J} = 77 \text{ J}.$$

b) Ahora $T = -62 \text{ J}$ y $\Delta U = +84 \text{ J}$, luego despejando el calor de la primera ley de la termodinámica:

$$Q = \Delta U - T = 84 \text{ J} - (-62 \text{ J}) = 84 \text{ J} + 62 \text{ J} = +146 \text{ J} \text{ de calor recibe el sistema.}$$



⑩ Utilizando el diagrama de entalpía siguiente:



Calcula el calor desprendido cuando el peróxido de hidrógeno se descompone, a presión constante, en agua y oxígeno según la ecuación:



El calor desprendido es la diferencia entre las dos entalpías que se dan en el diagrama:

$$\Delta H = -286 \text{ kJ} - (-188 \text{ kJ}) = -98 \text{ kJ}$$



⑪ Señala cuáles de las siguientes reacciones son endotérmicas:

- a) $\text{H}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(g) \quad \Delta H = -57,8 \text{ kcal}$
- b) $1/2 \text{N}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{NO}(g) \quad \Delta H = +21,6 \text{ kcal}$
- c) $1/2 \text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) + 8,1 \text{ kcal} \longrightarrow \text{NO}_2(g)$
- d) $1/2 \text{N}_2(g) + 3/2 \text{H}_2(g) \longrightarrow \text{NH}_3(g) + 11,0 \text{ kcal}$
- e) $\text{NH}_3(g) \longrightarrow 1/2 \text{N}_2(g) + 3/2 \text{H}_2(g) \quad \Delta H = +11,0 \text{ kcal}$



Una reacción endotérmica es la que capta calor, es decir su variación entálpica es positiva, luego son endotérmicas b), c), d) y e).

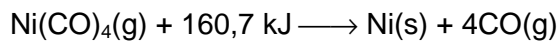


①② *Un mol de carbonilo de níquel gaseoso, Ni(CO)₄, se descompone al calentarlo dando níquel y monóxido de carbono, absorbiéndose 160,7 kJ en forma de calor.*

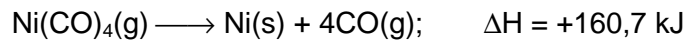
- a) *Escribe una ecuación termoquímica para esta reacción.*
- b) *¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?*
- c) *Calcula cuántos gramos de Ni(CO)₄ se descomponen cuando el calor absorbido es de 10,0 kJ.*



a)



O también :

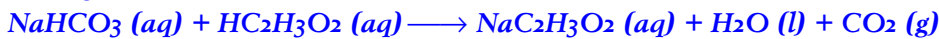


b) Es una reacción endotérmica pues absorbe calor.

c) $160,7 \frac{\text{kJ}}{1 \text{ mol de Ni(CO)}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni(CO)}_4}{170,7 \text{ g de Ni(CO)}_4} = 0,94 \frac{\text{kJ}}{\text{g de Ni(CO)}_4}$ luego:
 $\frac{1 \text{ g de Ni(CO)}_4}{\text{absorben } 0,94 \text{ kJ}} \cdot 10,0 \text{ kJ} = 10,62 \text{ g de Ni(CO)}_4(\text{g})$ han de descomponerse



①③ *Considera la reacción entre disoluciones acuosas de bicarbonato de sodio, NaHCO₃ y ácido acético, HC₂H₃O₂:*



Si esta reacción ocurre a la presión constante de 1 atm, calcula el trabajo que hace el sistema para empujar a la atmósfera cuando un mol de NaHCO₃ reacciona a la temperatura de 25 °C (1 atm L = 101,3 J).



$$T = - p \cdot \Delta V = - \Delta nRT = - 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{K} = - 24,44 \text{ atm} \cdot \text{L} = - 24,44 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = - 2,48 \text{ kJ}.$$

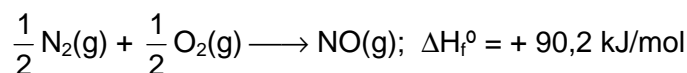


ENTALPÍAS DE FORMACIÓN

①④ *¿Qué significa el dato ΔH_f^o NO (g) = + 90,2 kJ/mol? Escribe la ecuación termoquímica correspondiente.*



Significa que para obtener 1 mol de NO(g) a partir de sus componentes (hidrógeno y oxígeno) es necesario comunicar a la reacción 90, 2 kJ. La ecuación termoquímica es:



①⑤ Considera la reacción:

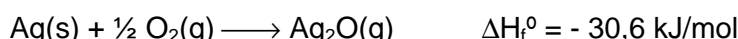


Calcula el calor desprendido o absorbido (especificar) cuando se descomponen 4,62 g de Ag_2O a 25 °C.

Dato: Entalpía estándar de formación de $\text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) = -30,6 \text{ kJ/mol}$



La reacción de formación del óxido de plata, que es exotérmica, viene dada por:



La reacción de descomposición es inversa a la anterior, luego absorbe calor, y tiene los coeficientes estequiométricos multiplicados por dos, luego:

4,62 g de $\text{Ag}_2\text{O} = 4,62 \text{ g de } \text{Ag}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{O}}{231,74 \text{ g de } \text{Ag}_2\text{O}} \cdot \frac{+ 30,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{O}} = +0,61 \text{ kJ}$ se absorben al descomponerse esa cantidad de Ag_2O .



①⑥ Algunos cocineros suelen tener a mano bicarbonato de sodio para cuando se les quema el aceite. Al echar esta sustancia sobre el fuego, sofoca las llamas y, además, se descompone dando dióxido de carbono, que contribuye también a sofocar las llamas. La ecuación de descomposición del bicarbonato de sodio es:



Calcula cuánto calor se absorbe en la descomposición de 100 g de bicarbonato de sodio.

Datos: Entalpías estándar de formación:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) = -1 131 \text{ kJ/mol}$

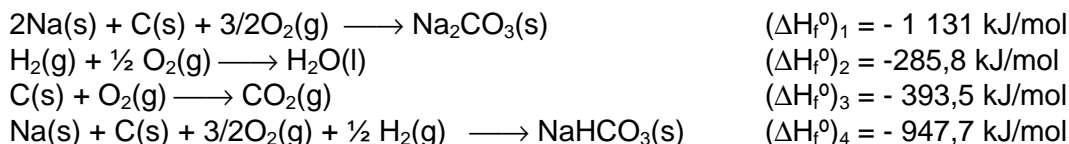
$\text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$

$\text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$

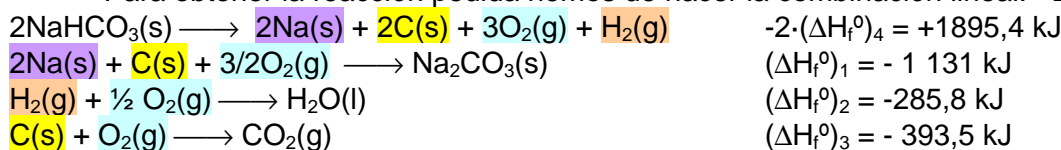
$\text{NaHCO}_3 (\text{s}) = -947,7 \text{ kJ/mol}$



Tenemos que calcular primero la entalpía de la la reacción de descomposición del bicarbonato a partir de las entalpías de formación que se nos dan y aplicando la ley de Hess:



Para obtener la reacción pedida hemos de hacer la combinación lineal: $- 2 \cdot 4^a + 1^a + 2^a + 3^a$:





Y ahora podemos hallar el calor absorbido al descomponerse el bicarbonato:

$$100 \text{ g de NaHCO}_3 = 100 \text{ g de NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84 \text{ g de NaHCO}_3} \cdot \frac{85,1 \text{ kJ absorbidos}}{2 \text{ moles de NaHCO}_3} = 50,65 \text{ kJ se absorben.}$$

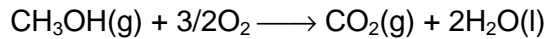


17 En la combustión de 0,1 g de metanol a 298 K, a presión constante, se liberan 2,26 kJ de energía mediante calor. Calcula las entalpías estándar de combustión y de formación del metanol, CH₃OH.

Datos: $\Delta H_f \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$



La reacción de combustión del metanol es:

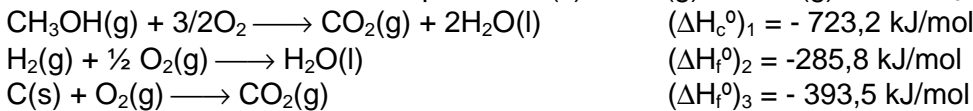


y sabemos la energía liberada, a 25° C, a partir de 0,1 g de metanol, podemos hallar la que se liberaría si se quemase 1 mol de metanol que se sería la de combustión estándar:

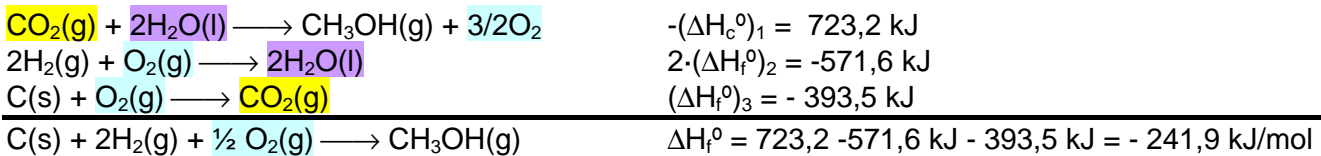
$$\Delta H_c^\circ = \frac{-2,26 \text{ kJ}}{0,1 \text{ g de CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{32 \text{ g de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}} = -723,2 \text{ kJ/mol}$$

Para calcular la de formación del metanol partimos de la anterior y los datos que se nos dan y aplicamos la ley de Hess:

Queremos saber la entalpía de : $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ conocidas las de:



Combinamos $-1^a + 2 \cdot 2^a + 3^a$:



18 a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción del carburo de calcio (CaC₂) sólido con agua líquida para dar hidróxido de calcio sólido y acetileno (C₂H₂) gas.

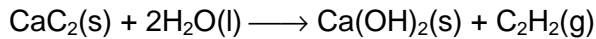
b) Calcula la energía que se desprende mediante calor durante la combustión, a presión constante, de 50 dm³ de acetileno, medidos a 25 °C y 1,01 · 10⁵ Pa.

Datos: Entalpías estándar de formación:

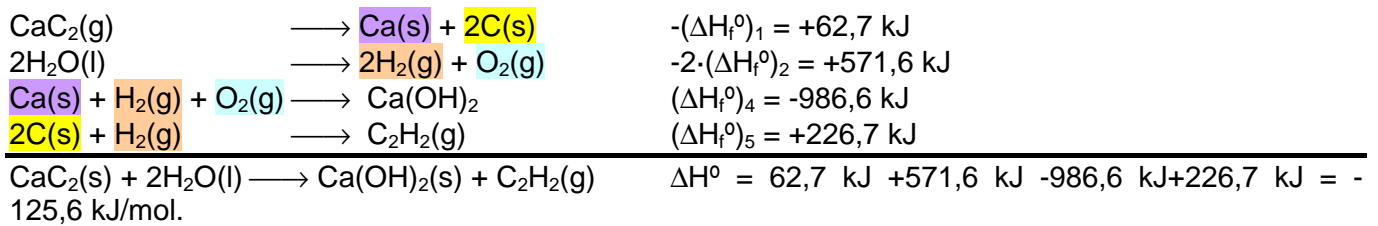
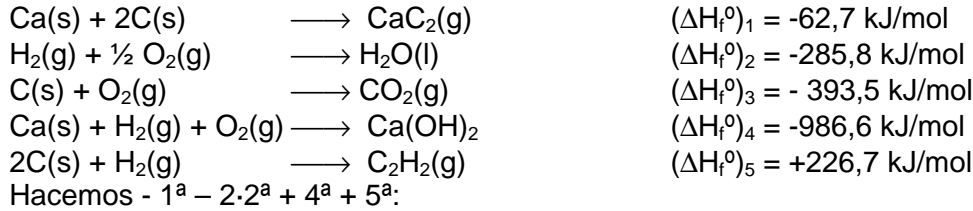
$\text{CaC}_2(\text{s}) = -62,7 \text{ kJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) = -986,6 \text{ kJ/mol}$; $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = 226,7 \text{ kJ/mol}$
 $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$.



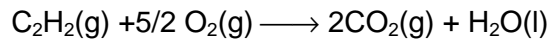
a) Se desea hallar la variación entálpica de la reacción:



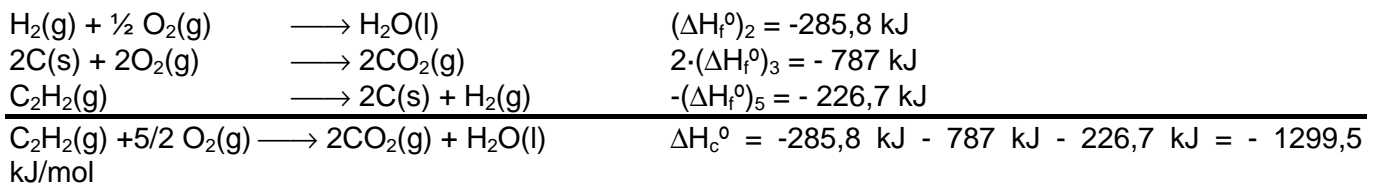
partiendo de las reacciones:



b) Ahora deseamos hallar la variación entálpica de la combustión del acetileno:



Ahora hacemos 2^a + 2·3^a - 5^a:



Aplicando la ley de los gases perfectos hallamos el número de moles de acetileno que se queman, pues sabemos V = 50 dm³ = 0,050 m³, P = 1,101·10⁵ Pa, T = 25 + 273 = 298 K:

$$PV = nRT \Leftrightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,050 \text{ m}^3}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 2,04 \text{ moles de acetileno que desprenden un calor}$$

$$2,04 \text{ moles de C}_2\text{H}_2 = 2,04 \text{ moles de C}_2\text{H}_2 \cdot (-1299,5) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -2651 \text{ kJ.}$$



①① La reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para dar amoniaco es exotérmica. Experimentalmente se encuentra que el calor obtenido al formarse 1 dm³ de amoniaco a 298 K y 105 Pa, hace aumentar en 0,9 °C la temperatura de 500 g de agua. Calcula, a partir de estos datos, ΔH_f⁰ del amoniaco.

Dato: Calor específico del agua = 4180 J /kg·K



Hallamos primero los moles de amoníaco formados suponiendo comportamiento de gas perfecto:

$$PV = nRT \Leftrightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{10^5 \text{ Pa} \cdot 0,001 \text{ m}^3}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 0,04 \text{ moles de amoníaco se forman}$$

Después calculamos la energía que se desprende que será el calor captado por una masa $m = 0,5 \text{ kg}$ de agua a la que se hace aumentar su temperatura $\Delta T = 0,9 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 273,9 \text{ K}$:

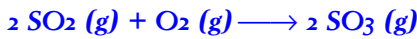
$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 0,5 \text{ kg} \cdot 4 \text{ 180} \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \cdot 273,9 \text{ K} = 572 \text{ 451 J.}$$

Si 0,04 moles desprenden 622 820 J, 1 mol de NH_3 desprenderá $\frac{622820 \text{ J}}{0,04 \text{ mol}} = 14 \text{ 311 kJ}$, es decir

la reacción es: $1/2 \text{N}_2(\text{g}) + 3/2 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H_f^\circ = -14 \text{ 311 kJ/mol}$



201 *Calcula la variación de entalpía estándar de las reacciones siguientes:*

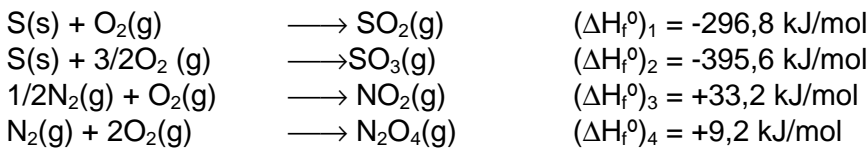


Entalpías estándar de formación:

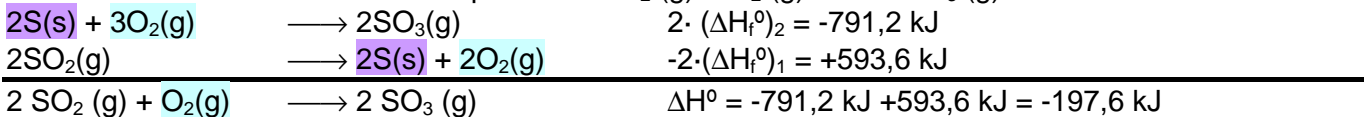
$\text{SO}_2(\text{g}) = -296,8 \text{ kJ/mol}$; $\text{SO}_3(\text{g}) = -395,6 \text{ kJ/mol}$
 $\text{NO}_2(\text{g}) = 33,2 \text{ kJ/mol}$; $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) = 9,2 \text{ kJ/mol}$



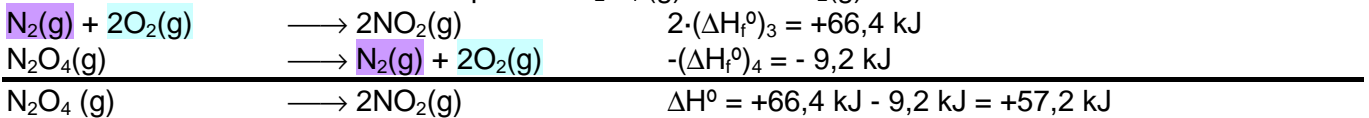
Partimos de:



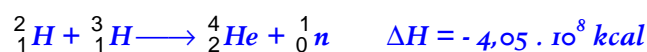
Para hallar la variación entálpica de $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$ hacemos $2 \cdot 2^a - 2 \cdot 1^a$:



Para hallar la variación entálpica de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ hacemos $2 \cdot 3^a - 4^a$:



201 *En una reacción nuclear de fusión, dos núcleos se unen para formar un núcleo mayor. Núcleos de hidrógeno-2 (${}^2_1\text{H}$) y de hidrógeno-3 (${}^3_1\text{H}$) pueden unirse, por ejemplo, para formar núcleos de helio (${}^4_2\text{He}$) y un neutrón:*

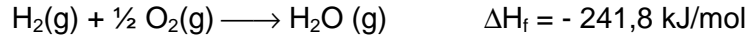


¿Cuántos gramos de hidrógeno habría que quemar a agua gaseosa para liberar la misma cantidad de calor que se genera en la fusión de 1 mol de núcleos de hidrógeno-2 con 1 mol de núcleos de hidrógeno-3?

Dato: $\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$



La reacción de formación de agua gaseosa es:



1 mol de núcleos de H-2 desprenden $4,05 \cdot 10^8$ kcal que equivalen a $4,05 \cdot 10^8 \text{ kcal} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = 1,7 \cdot 10^9 \text{ kJ}$

Además, como 1 mol de agua son 18 g, sabemos que 18 g de agua desprenden 241,8 kJ, luego, para que se desprendan $1,7 \cdot 10^9$ kJ, se necesitaría obtener:

$$1,7 \cdot 10^9 \text{ kJ} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{241,8 \text{ kJ}} = 1,26 \cdot 10^8 \text{ g de agua} = 1,26 \cdot 10^5 \text{ kg de agua} = 1260 \text{ toneladas de agua}$$



2) La llamada «reacción de la termita» se utilizó antigua mente para soldar railes debido a que se trata de una reacción fuertemente exotérmica:

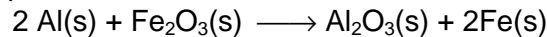


- a) Calcula ΔH para esta reacción.
- b) Si los calores específicos del Al_2O_3 y Fe son, respectivamente, 0,77 y 0,45 J/g°C, calcula qué temperatura alcanzarán los productos de la reacción si los reactivos se encuentran, inicialmente, a temperatura ambiente.
- c) ¿Producirá la reacción hierro fundido?

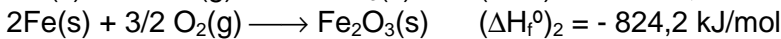
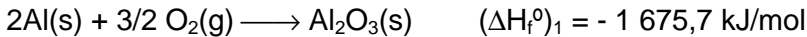
Datos: Punto de fusión del $\text{Fe} = 1535 \text{ }^\circ\text{C}$
 $\Delta H_{\text{fusión}} = 270 \text{ J/g}$
 Entalpías estándar de formación:
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1675,7 \text{ kJ/mol}$
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -824,2 \text{ kJ/mol}$



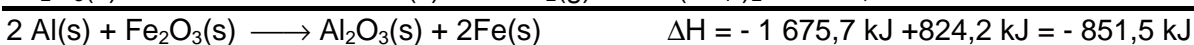
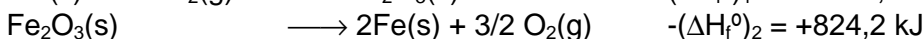
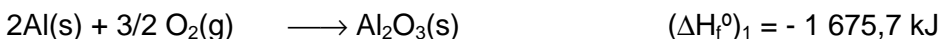
a) Para hallar la variación entálpica de la reacción “termita”:



partimos de:



y, utilizando la ley de Hess, hacemos 1ª – 2ª:



b) Para poder resolvemos este apartado suponemos:

- 1) Que la temperatura ambiente es $t = 25^\circ\text{C}$.
- 2) Que no se funden ni Fe ni el Al_2O_3 pues no sabemos los calores específicos de esos elementos fundidos ni la temperatura de fusión del Al_2O_3 o bien que se alcanza la temperatura de fusión del hierro pero no pasa de ese valor pero se funde todo el hierro.

Partiendo de los supuestos anteriores el calor desprendido se emplea en calentar 1 mol de $\text{Al}_2\text{O}_3 = 102$ g de Al_2O_3 y 2 moles de $\text{Fe} = 111,7$ g de Fe :

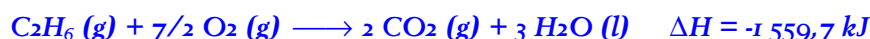
$$\Delta H = m_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot c_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot (t - t_0) + m_{\text{Fe}} \cdot c_{\text{Fe}} \cdot (t - t_0) + m_{\text{Fe}} \cdot \Delta H_{\text{fusión}} ; 851500 = 102 \cdot 0,77(t - 25) + 111,7 \cdot 0,45(t - 25) + 111,7 \cdot 270 \Leftrightarrow 851500 = 78,54t - 1963,5 + 50,26t - 1256,6 + 30159 \Leftrightarrow 824561 = 128,8t \Leftrightarrow t = \frac{824561}{128,8} = 6402 \text{ }^\circ\text{C}$$

c) Como comprobamos con el apartado anterior se rebasa la temperatura de fusión del hierro.

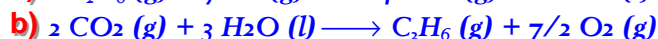


REGLAS DE LA TERMOQUÍMICA

23 Considera la ecuación termoquímica:



Calcula el valor de ΔH para las siguientes ecuaciones:



a) $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7\text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 4\text{CO}_2 (\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O} (\text{l})$; $\Delta H_r = 2 \cdot \Delta H = 2 \cdot (-1\,559,7 \text{ kJ}) = -3\,119,4 \text{ kJ}$ ya que el número de moles de las especies que intervienen es el doble.

b) $2 \text{CO}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7/2 \text{O}_2 (\text{g})$; $\Delta H_r = -\Delta H = 1\,559,7 \text{ kJ}$ ya que es la reacción inversa de la que se da.



24 Sabiendo que:



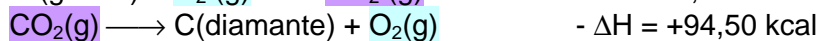
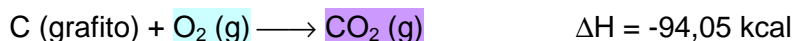
calcula ΔH para el proceso de fabricar diamante a partir de grafito:



Al convertirse el grafito en diamante, ¿se desprende o se absorbe calor?



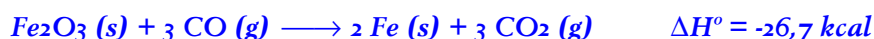
Sumamos 2ª – 1ª:



Como la variación entálpica es positiva, se absorbe calor, es endotérmica.



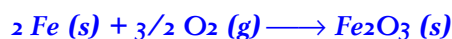
25 El monóxido de carbono se utiliza a menudo en metalurgia para eliminar el oxígeno de muchos óxidos metálicos y obtener así el metal libre. La ecuación termoquímica del CO con el óxido de hierro (III) es:



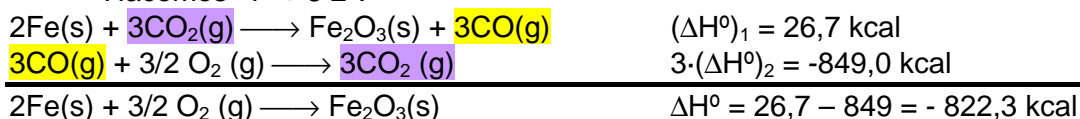
Utiliza esta ecuación y la de combustión del CO:



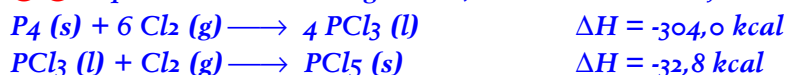
para calcular el valor de ΔH° de la reacción:



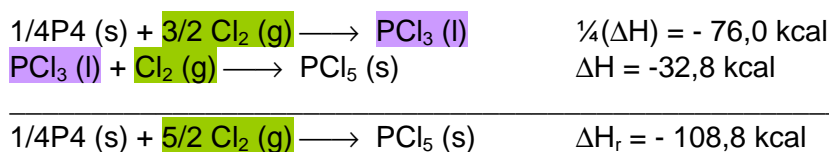
Hacemos $-1^a + 3 \cdot 2^a$:



26 A partir de los datos siguientes, calcula el calor de formación del pentacloruro de fósforo sólido:



Ley de Hess, $1/4 \cdot 1^a + 2^a$:



ENERGÍAS DE ENLACE

27 En la reacción entre el flúor atómico y el hidrógeno molecular se libera energía:



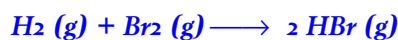
¿Qué enlace es más fuerte, el H - H o el H - F?



Es más fuerte el enlace H - H ya que se libera energía, el proceso es exotérmico, lo que quiere decir que los reactivos son más energéticos que los productos.



28 Usando los valores de las energías de enlace, calcula la entalpía de la reacción de formación de dos moles de bromuro de hidrógeno gaseoso a partir de sus elementos:



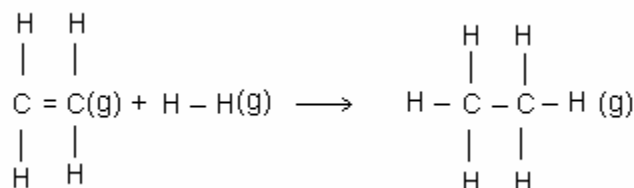
Energías de enlace en kJ/mol: H - H: 436; Br - Br: 194; H - Br: 366



$$\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = E_{\text{H-H}} + E_{\text{Br-Br}} - 2E_{\text{H-Br}} = 436 + 194 - 2 \cdot 366 = -102 \text{ kJ/mol.}$$



②① La energía absorbida o liberada en una reacción química puede estimarse a partir de las llamadas «energías de enlace», que indican la energía que hay que aportar para romper un enlace o que se libera cuando dicho enlace se forma a partir de los átomos gaseosos. Calcula el valor de ΔH de la reacción:



Energías de enlace en kJ/mol: C=C: 612; H-H: 436; C-C: 347; C-H: 414



$$\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = E(\text{C} = \text{C}) + 4 \cdot E(\text{C} - \text{H}) + E(\text{H} - \text{H}) - [E(\text{C} - \text{C}) + 6 \cdot E(\text{C} - \text{H})] = 612 + 4 \cdot 414 + 436 - (347 + 6 \cdot 414) = -127 \text{ kJ/mol.}$$



③① Usando los valores de las entalpías de enlace, calcula la energía desprendida en esta reacción:



Entalpías de enlace (kJ/mol): C=O: 736; C-O: 356; H-H: 436; O-H: 464; C-H: 393

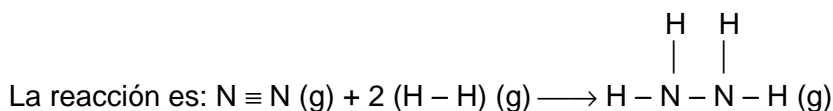


$$\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = E(\text{C} = \text{O}) + 2 \cdot E(\text{H} - \text{H}) - [3 \cdot E(\text{C} - \text{H}) + E(\text{C} - \text{O}) + E(\text{O} - \text{H})] = 736 + 2 \cdot 436 - (3 \cdot 393 + 356 + 464) = -391 \text{ kJ/mol.}$$



③① Usando los valores de las energías de enlace, calcula ΔH para la reacción entre el hidrógeno y el nitrógeno para formar un mol de hidracina, N_2H_4 , en estado gaseoso.

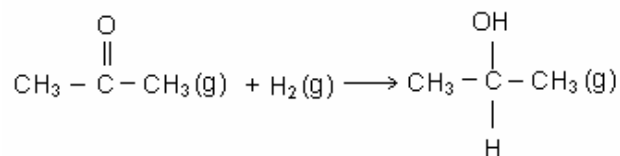
Energías (entalpías) de enlace en kJ/mol: H-H: 436; N-H: 389; N-N: 159; $\text{N} \equiv \text{N}$: 941



$$\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = E(\text{N} \equiv \text{N}) + 2 \cdot E(\text{H} - \text{H}) - [E(\text{N} - \text{N}) + 4 \cdot E(\text{N} - \text{H})] = 941 + 2 \cdot 436 - (159 + 4 \cdot 389) = 98 \text{ kJ/mol.}$$



③② El alcohol isopropílico puede obtenerse por reacción entre la acetona (principal componente de los quitaesmaltes de uñas) y el hidrógeno:



Calcula ΔH para esta reacción.

Energías de enlace en kJ/mol: H-H: 436; C-H: 414; O-H: 464 C-o: 351; C=O: 736



$$\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = 2 \cdot E(\text{C} - \text{C}) + 6 \cdot E(\text{C} - \text{H}) + E(\text{C} = \text{O}) + E(\text{H} - \text{H}) - [2 \cdot E(\text{C} - \text{C}) + 7 \cdot E(\text{C} - \text{H}) + E(\text{C} - \text{O}) + E(\text{O} - \text{H})] = E(\text{C} = \text{O}) + E(\text{H} - \text{H}) - E(\text{C} - \text{H}) - E(\text{C} - \text{O}) - E(\text{O} - \text{H}) = 736 + 436 - 414 - 351 - 464 = -57 \text{ kJ/mol.}$$



CAMBIOS DE ENTROPÍA, ENERGÍA DE GIBBS Y ESPONTANEIDAD

③③ Indica, de forma razonada, si los procesos siguientes representan un aumento o disminución de la entropía del sistema:

- Congelación del agua.
- Demolición de un edificio.
- Condensación de amoníaco gaseoso.
- Separación de los componentes de una mezcla.



Como la entropía es una medida del desorden de manera que la entropía aumenta con este y disminuye con la ordenación:

- La entropía disminuye pues las moléculas se ordenan en cristales aumentando el orden.
- La entropía aumenta pues crece el desorden.
- La entropía disminuye pues el orden crece al colocarse las moléculas de amoníaco, que antes tenían libertad total de movimientos en posiciones más rígidas, pueden fluir en torno a posiciones dadas.
- La entropía disminuye ya que el orden aumenta.



③④ Predice el signo de ΔS para las siguientes reacciones:

- $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$
- $\text{C} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \longrightarrow \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- $\text{S} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{SO}_2 (\text{l})$



Es como el ejercicio anterior, si el desorden aumenta $\Delta S > 0$ y si disminuye (aumenta el orden) $\Delta S < 0$, si se forma un compuesto o este tiene más especies que los reactivos $\Delta S < 0$, si hay descomposiciones $\Delta S > 0$:

- a) $\Delta S < 0$.
- b) $\Delta S > 0$.
- c) $\Delta S < 0$.
- d) $\Delta S < 0$.



35 Dada esta reacción exotérmica:



indica razonadamente el signo de ΔH , ΔS y ΔG del proceso.



Como dice que es exotérmica $\Delta H < 0$, al aumentar el orden $\Delta S < 0$ y para ΔG hay que discutirlo:

Como $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ y como sabemos ya que tanto la variación entálpica como la entrópica son negativas

$$\begin{cases} \text{Si } |\Delta H| > |T\Delta S| \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow \text{espontánea} \\ \text{Si } |\Delta H| < |T\Delta S| \Rightarrow \Delta G > 0 \Rightarrow \text{espontánea en sentido inverso} \end{cases}$$


36 Discute el efecto de un cambio de temperatura en la espontaneidad de las siguientes reacciones a la presión de 1 atmósfera:

- a) $2 PbO (s) + 2 SO_2 (g) \longrightarrow 2 PbS (s) + 3 O_2 (g)$ $\Delta H^\circ = +830,8 \text{ kJ}; \Delta S^\circ = +168 \text{ J/K}$
- b) $2 As (s) + 3 F_2 (g) \longrightarrow 2 AsF_3 (l)$ $\Delta H^\circ = -1643 \text{ kJ}; \Delta S^\circ = -0,316 \text{ J/K}$
- c) $CO (g) \longrightarrow C (s) + 1/2 O_2 (g)$ $\Delta H^\circ = +110,5 \text{ kJ}; \Delta S^\circ = -89,4 \text{ J/K}$



a) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 830\,800 \text{ J} - 168T \text{ J}$ que se anula para $T = \frac{830800}{168} = 4945,24 \text{ K}$, para temperaturas superiores ΔG° será negativo y el proceso, que hasta esa temperatura no era espontáneo, pasa a ser espontáneo.

b) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -1\,643\,000 \text{ J} + 0,316T \text{ J}$ que se anula para $T = \frac{1643000}{0,316} = 5199367 \text{ K}$, para temperaturas superiores ΔG° será positivo y el proceso, que hasta esa temperatura era espontáneo, pasa a ser no espontáneo, como esa temperatura es difícil de alcanzar (en la Tierra), el proceso será espontáneo.

c) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 110\,500 \text{ J} + 89,4T \text{ J}$ que nunca será espontánea ya que al ser los dos términos positivos, y las temperaturas absolutas no pueden ser negativas, nunca será $\Delta G^\circ < 0$.



- ③⑦ Cuando el yoduro de potasio, KI, se disuelve en agua, la mezcla se enfría. Razona para este proceso:
- Cuál será el signo de ΔH .
 - Qué cantidad es mayor, ΔH o $T\Delta S$.



- Si la mezcla se enfría es porque absorbe calor luego el proceso es endotérmico y por tanto $\Delta H > 0$.
- Ya que el proceso es espontáneo $\Delta G < 0$, como hemos visto que $\Delta H > 0$, $|T\Delta S| > |\Delta H|$ y negativo.



- ③⑧ Explica cómo variará con la temperatura la espontaneidad de una reacción exotérmica cuyos productos están más ordenados que los reactivos.



Si la reacción es exotérmica $\Delta H < 0$ y si los productos están más ordenados que los reactivos $\Delta S < 0$, ya que aumenta el orden, luego $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -|\Delta H| + T\Delta S$, es decir habrá una temperatura $T = |\Delta H| / \Delta S$ a partir de la cual el proceso sea espontáneo y por debajo de la cual no lo sea.



- ③⑨ Los tubos de estaño de los órganos en las iglesias muy frías sufren la llamada «peste del estaño», consistente en que el estaño blanco (forma metálica del estaño) se transforma en estaño gris (forma no metálica que presenta un aspecto pulverulento). A partir de los datos siguientes:

Sn (blanco): $\Delta H_f^\circ = 0,00 \text{ kJ/mol}$; $S^\circ = 51,55 \text{ J/mol K}$

Sn (gris): $\Delta H_f^\circ = -2,09 \text{ kJ/mol}$; $S^\circ = 44,14 \text{ J/mol K}$

determina a partir de qué temperatura se produce la peste del estaño.



El proceso es: $\text{Sn}(\text{blanco}) \longrightarrow \text{Sn}(\text{gris})$

La variación entálpica del proceso es $\Delta H_r^\circ = \Delta H^\circ_{\text{productos}} - \Delta H^\circ_{\text{reactivos}} = -2,09 - 0,00 = -2,09 \text{ kJ/mol}$

La variación entrópica del proceso es $\Delta S_r^\circ = S^\circ_{\text{productos}} - S^\circ_{\text{reactivos}} = 44,14 - 51,55 = -7,41 \text{ J/mol}$

Como $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -2090 - T(-7,41) = -2090 + 7,41T = 0 \Leftrightarrow T = \frac{2090}{7,41} = 282 \text{ K} = 282 -$

$273 = 9 \text{ }^\circ\text{C}$. Es decir por debajo de 9°C la transformación de estaño blanco en gris es espontánea y por encima de esa temperatura no lo es.



- ④⑩ Para una reacción química dada se sabe que, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , $\Delta H = 200 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 80 \text{ J/K}$. Razona si, en estas condiciones, la reacción será endotérmica o exotérmica, y si será o no espontánea.



$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 200\,000\text{ J} - 298\text{K} \cdot 80\text{ J/K} = 200\,000\text{ J} - 23\,840\text{ J} = 176\,160\text{ J}.$$

Como $\Delta H = 200\text{ kJ/mol} > 0$ la reacción es endotérmica y como $\Delta G > 0$ no es espontánea.



④① A partir de los siguientes datos termoquímicos, correspondientes a la temperatura de 298 K:

	$\Delta H_f^\circ(\text{kJ/mol})$	$\Delta G_f^\circ(\text{kJ/mol})$
NO(g)	90,25	86,57
NO ₂ (g)	33,18	51,30

razona si la formación de dióxido de nitrógeno a partir de monóxido de nitrógeno y oxígeno, en condiciones estándar, es o no:

- a) Exotérmica.
b) Espontánea.



La reacción es: $\text{NO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}_2(\text{g})$

a) La variación entálpica del proceso es $\Delta H_r^\circ = \Delta H_{\text{productos}}^\circ - \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{NO}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) = 33,18 - 90,25 - 0 = -57,07\text{ kJ/mol}$, como es negativa el proceso es exotérmico.

b) La variación de energía libre del proceso es $\Delta G_r^\circ = \Delta G_{\text{productos}}^\circ - \Delta G_{\text{reactivos}}^\circ = \Delta G_f^\circ(\text{NO}_2) - \Delta G_f^\circ(\text{NO}) - \Delta G_f^\circ(\text{O}_2) = 51,30 - 86,57 - 0 = -35,27\text{ KJ/mol}$, como es negativa el proceso es espontáneo.



HACIA LA UNIVERSIDAD

④ ¿Por qué se dice que en el cero absoluto de temperatura cualquier reacción exotérmica será espontánea?



Si es exotérmica $\Delta H < 0$ y como en el cero absoluto la entropía es nula, $\Delta G = \Delta H < 0$ y cualquier reacción es espontánea.



⑤ a) ¿Qué se entiende por calor? ¿Bajo qué condiciones se transfiere calor de un sistema a otro? Si una reacción química ocurre a presión constante, ¿qué denominación especial recibe el calor implicado en ella? ¿Y si ocurre a volumen constante?

b) Se sabe que la expansión de un gas requiere 1,55 kJ de calor y que su energía interna aumenta en 1,32 kJ. ¿Qué cantidad de trabajo está implicado en el proceso? ¿Realiza trabajo el sistema o lo recibe de los alrededores? Nombra y formula la ley que utilizas para calcular el trabajo.



a) El **calor** es una forma de transferir energía entre sistemas. El calor se transfiere de uno a otro sistema si existe entre ellos un gradiente o diferencia de estado en cuanto su energía, fluyendo del de mayor energía al de menor energía. Si una reacción química ocurre a presión constante, el calor implicado es igual a la **variación de entalpía** ΔH y si ocurre a volumen constante es la **variación de energía interna** ΔU .

b) Se nos dice que $Q = 1,55 \text{ kJ}$ y $\Delta U = 1,32 \text{ kJ}$, si aplicamos **la primera ley de la termodinámica**:

$\Delta U = Q + T \Rightarrow T = \Delta U - Q = 1,32 \text{ kJ} - 1,55 \text{ kJ} = - 0,23 \text{ kJ}$, como el trabajo es negativo es el sistema el que realiza ese trabajo.

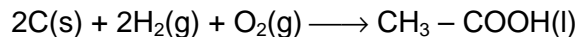


6) *El calor de combustión del ácido acético (l) (ácido etanoico) es -874 kJ/mol. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del CO_2 (g) y del H_2O (l) son, respectivamente, -393,3 y -285,6 kJ/mol:*

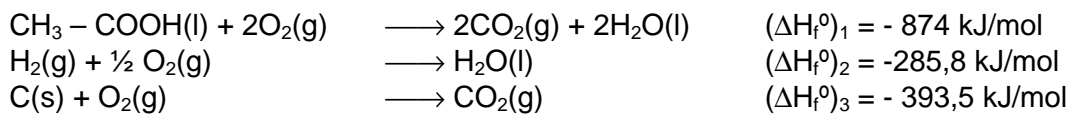
- a) *¿Cuál será la entalpía de formación estándar del ácido acético (l)?*
- b) *¿Qué producirá más calor: la combustión de 1 kg de carbono o la de 1 kg de ácido acético?*



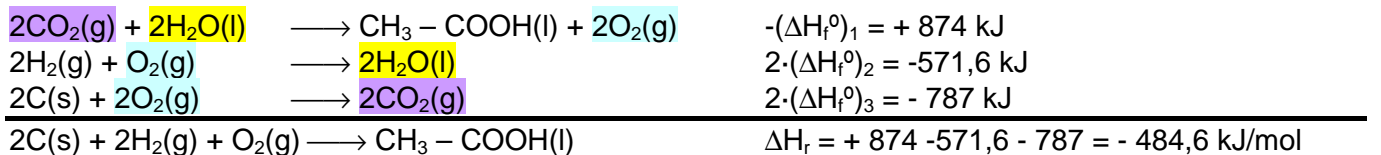
a) Queremos conocer la variación entálpica de la reacción:



conocidas:



La combinación lineal que hacemos es $-1^a + 2 \cdot 2^a + 2 \cdot 3^a$:



b) Como las masas moleculares del C y del $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ son 12 g/mol y 60 g/mol:

$$1 \text{ kg de C} = 1000 \text{ g de C} = 1000 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de C}} \cdot \frac{- 393,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de CO}_2} = - 32792 \text{ kJ}$$

$$1000 \text{ g de acético} = 1000 \text{ g de C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_3 - \text{COOH}}{60 \text{ g de CH}_3 - \text{COOH}} \cdot \frac{- 484,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de CH}_3 - \text{COOH}} = - 8077 \text{ kJ}$$

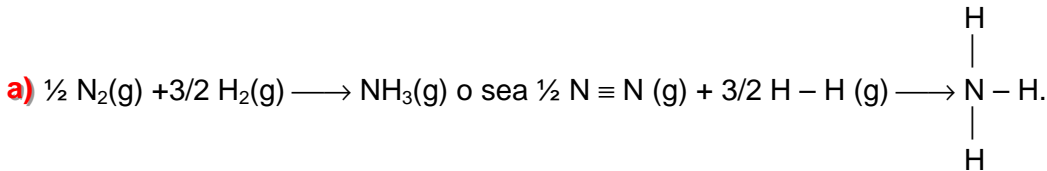
Luego produce más calor la combustión de 1 kg de carbono.



- 7 a)** Escribe la reacción de formación del amoniaco gaseoso a partir de sus elementos, explicando qué enlaces se forman y cuáles se rompen en la misma.
b) Calcula la variación de entalpía para la reacción anterior, expresándola en kJ/mol de amoniaco.
c) Calcula la variación de entalpía para la oxidación del amoniaco:



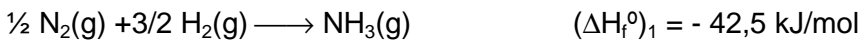
Energías de enlace (kJ/mol): N≡N: 941; N-H: 389; H-H: 436, ΔHf° (kJ/mol): NO (g) = +90,4; H2O (g) = -241,8



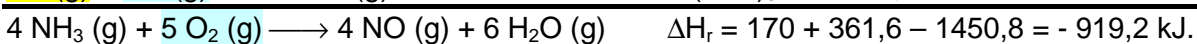
Se forman 3 enlaces N – H y se rompen medio enlace N ≡ N y 3/2 de enlace H – H.

b) $\Delta H_r = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = \frac{1}{2} E (\text{N} \equiv \text{N}) + 3/2 E (\text{H} - \text{H}) - 3 E (\text{N} - \text{H}) = \frac{1}{2}(941) + 3/2(436) - 3 \cdot 389 = -42,5 \text{ kJ/mol.}$

c) Partimos de:



y queremos obtener: $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 4 \text{NO} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, para lo cual combinamos $-4 \cdot 1^a + 4 \cdot 2^a + 6 \cdot 3^a$:



8 La combustión del ácido benzoico, C₆H₅-COOH (s), para dar CO₂ (g) y H₂O (l) a 298 K tiene lugar con una variación de energía interna ΔU = -770,2 kcal/mol. Calcula la variación de entalpía de la reacción.

Dato: l at - l = 24,3 cal



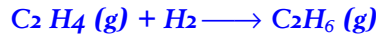
La reacción es C₆H₅-COOH(s) + 15/2O₂(g) → 7CO₂(g) + 3H₂O(l)

La variación en el número de moles es Δn = moles de CO₂ – moles de O₂ = 7 – 15/2 = - 1/2

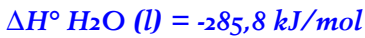
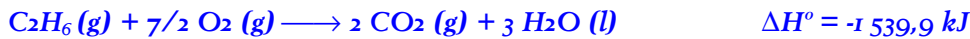
ΔH = ΔU + ΔnRT = - 770 200 cal + (-1/2)·0,082·298·24,3 = - 770 200 - 296,9 = - 770 496,9 cal /mol.



a) *Calcula la variación de entalpía de la reacción:*



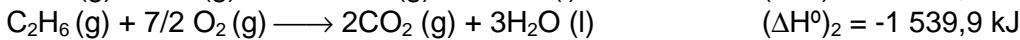
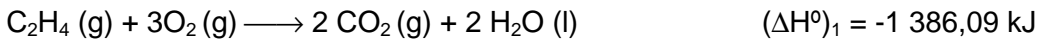
a partir de los datos siguientes:



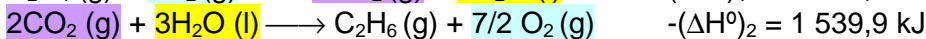
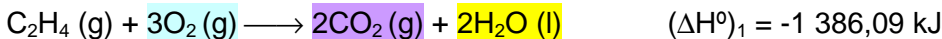
b) *Calcula el calor puesto en juego cuando 11,3 litros de H₂ (g) a 1 atm y 0 °C hidrogenan la correspondiente cantidad de etileno.*



a) Partimos de:



Para hallar la variación entálpica de $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g}) + \text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})$ hemos de combinar $1^a - 2^a + 3^a$:



b) Primero hallamos los moles de hidrógeno que reacción suponiendo que el gas se comporta como ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 11,3\text{L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}} = 0,5 \text{ moles de H}_2 \text{ reaccionan}$$

Y ahora podemos hallar el calor liberado:

$$0,5 \text{ moles de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4}{1 \text{ mol de H}_2} \cdot \frac{131,99 \text{ kJ}}{\text{desprenden 1 mol de C}_2\text{H}_4} = 66 \text{ kJ}$$



11) *Las entalpías de las reacciones de combustión del etanol CH₃-CH₂OH (l) y del acetaldehído CH₃-CHO (l) son, respectivamente, -327,6 y -279,0 kcal/mol.*

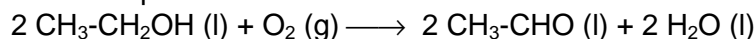
a) *Ajusta las reacciones de combustión del etanol y del acetaldehído.*

b) *Calcula la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol a acetaldehído:*

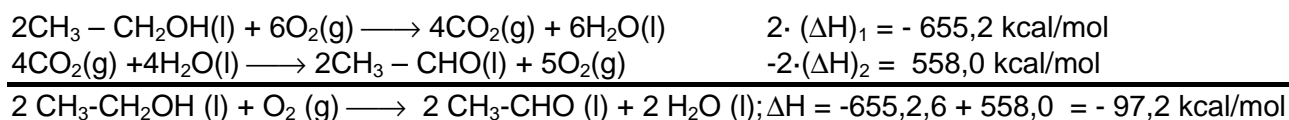


a)
 Combustión del **etanol**: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} (\text{l}) + 3\text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad (\Delta H)_1 = -327,6 \text{ kcal/mol}$
 Combustión del **acetaldehído**: $\text{CH}_3 - \text{CHO} (\text{l}) + 5/2\text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \quad (\Delta H)_2 = -279,0 \text{ kcal/mol}$

b) Para obtener la variación entálpica de la reacción:



Aplicamos la ley de Hess con las dos del apartado anterior, $2 \cdot 1^a - 2 \cdot 2^a$:



11 Una reacción química tiene los siguientes valores para las variaciones de su entalpía y su entropía: $\Delta\text{H} = 93 \text{ kJ}$; $\Delta\text{S} = 0,275 \text{ kJ K}^{-1}$. Indica razonadamente si la reacción será espontánea a las siguientes temperaturas:

- a) $50 \text{ }^\circ\text{C}$
- b) $500 \text{ }^\circ\text{C}$



La espontaneidad viene medida por la variación de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - \text{T}\Delta\text{S} = 93 \text{ kJ} - \text{T}(0,275) \text{ kJ} = 93 - 0,275\text{T} \text{ kJ}$$

a) $\text{T} = 50^\circ\text{C} = 50 + 273 \text{ K} = 323 \text{ K}$; $\Delta\text{G} = 93 - 0,275\text{T} \text{ kJ} = 93 - 0,275 \cdot 323 \text{ kJ} = 4,175 \text{ kJ}$, como es positiva no es espontánea a 50°C .

b) $\text{T} = 500^\circ\text{C} = 500 + 273 \text{ K} = 773 \text{ K}$; $\Delta\text{G} = 93 - 0,275\text{T} \text{ kJ} = 93 - 0,275 \cdot 773 \text{ kJ} = -119,6 \text{ kJ}$, como es negativa es espontánea a 500°C .



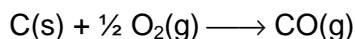
12 Durante la década de 1940, y debido a la escasez de gasolina, se utilizó como combustible para automóviles el monóxido de carbono obtenido a partir del carbón en los «gasógenos». Sabiendo que la combustión del CO (g) para dar CO₂ (g) tiene una variación de entalpía de -283 kJ/mol a $25 \text{ }^\circ\text{C}$:

- a) Calcula la entalpía de formación del monóxido de carbono.
- b) ¿Qué cantidad de calor se podría obtener al quemar 100 m^3 de CO medidos a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mm Hg ?
- c) ¿Qué volumen ocuparía el O₂ necesario para la combustión del apartado anterior, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura que el CO?

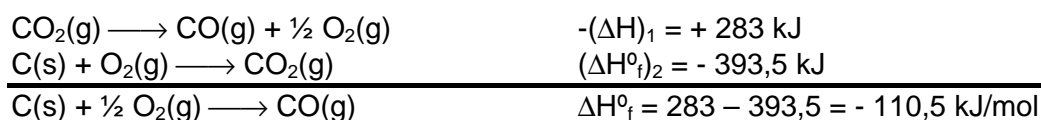
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\Delta\text{H}_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$



a) Queremos hallar la variación entálpica de:



Partiendo de:



b) Hallamos los moles de Co que hay en ese volumen en las condiciones dadas suponiendo

comportamiento de gas ideal: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 100000 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 4\,038,5$ moles de CO que desprenden

$$4\,038,5 \text{ moles de CO} \cdot \frac{-283 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de CO}} = 1\,142\,889 \text{ kJ.}$$

c) Como según la estequiometría de la reacción de combustión ($\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$) por cada mol de CO se necesita medio de oxígeno, por 100 m^3 de CO se necesitará (en las mismas condiciones) la mitad de Oxígeno, $V(\text{O}_2) = 50 \text{ m}^3$.

