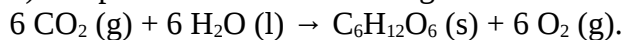


## PROBLEMAS DE SELECTIVIDAD. TEMA 3: TERMOQUÍMICA

**2015**

1) Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:



a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25°C, indicando si es exotérmica o endotérmica.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s})] = -673,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;

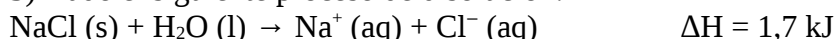
$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  .

2) Teniendo en cuenta que las entalpías estándar de formación a 25°C del butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  , dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente,  $-125,7$ ,  $-393,5$  y  $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  , calcule el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:

a) A presión constante. b) A volumen constante.

DATOS:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  .

3) Dado el siguiente proceso de disolución:



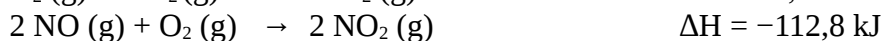
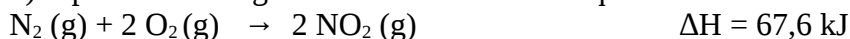
Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El proceso es exotérmico.

b) Se produce un aumento de la entropía.

c) El proceso es siempre espontáneo.

4) A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, del monóxido de nitrógeno.

b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

Datos: Composición volumétrica del aire: 21%  $\text{O}_2$  y 79%  $\text{N}_2$  .

5) a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, de la sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  ).

b) Si nuestros músculos convierten en trabajo sólo el 30% de la energía producida en la combustión de la sacarosa, determine el trabajo muscular que podemos realizar al metabolizar 1 g de sacarosa.

Datos:  $\Delta H^\circ_{\text{combustión}} (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = -5650 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ; Masas atómicas  $\text{C}=12$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{H}=1$ .

6) El propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$  ) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.

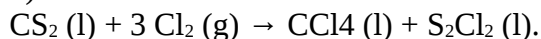
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a 25 °C y 760 mmHg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  . Energías medias de enlace ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ):  $(\text{C}-\text{C})=347$ ;

$(\text{C}-\text{H})=415$ ;  $(\text{O}-\text{H})=460$ ;  $(\text{O}=\text{O})=494$  y  $(\text{C}=\text{O})=730$ .

## 2014

1) Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcula el calor de reacción a presión constante, a 25 °C y en condiciones estándar.

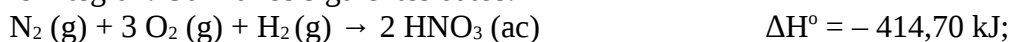
b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de  $\text{CCl}_4$  cuya densidad es  $1,4 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  ?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 98,70 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CCl}_4) = -135,40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ(\text{S}_2\text{Cl}_2) = -59,80 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ .

2) Determina:

a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$  a partir de los elementos que lo integran. Utiliza los siguientes datos:



b) La energía necesaria para la formación de 50 L de  $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$  a 25 °C y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran.

DATOS:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  .

3) Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) a volumen constante y a 25 °C se desprenden 98,53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:

a) El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.

b) El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  . Masas atómicas  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ .

4) a) Razone si las reacciones con valores positivos de  $\Delta S^\circ$  siempre son espontáneas a alta temperatura.

b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica:  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .

Justifique si a presión constante se desprende más, igual o menos calor que a volumen constante.

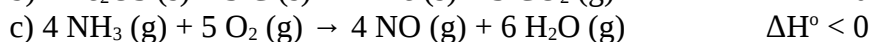
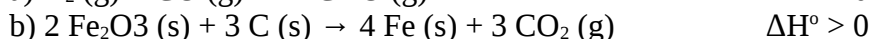
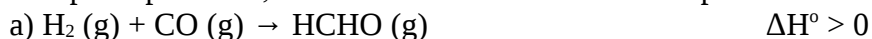
c) Razone si en un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.

5) A 291 K, las entalpías de formación del amoníaco en los estados gaseoso y líquido son  $-46,05$  y  $-67,27 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  , respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de vaporización del amoníaco.

b) La energía que se desprende cuando se forman  $1,5 \cdot 10^{22}$  moléculas de amoníaco líquido a 291 K.

6) Sin efectuar cálculo alguno justifique, para cada uno de los siguientes procesos, si será siempre espontáneo, si no lo será nunca o si lo será dependiendo de la temperatura:



7) A partir de los siguientes valores de energías de enlace en kJ/mol:  $\text{C}=\text{O}$  (707);  $\text{O}=\text{O}$  (498);  $\text{H}-\text{O}$  (464);  $\text{C}-\text{H}$  (414), calcule:

a) La variación de entalpía para la reacción:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .

b) ¿Qué energía se desprende al quemar  $\text{CH}_4(\text{g})$  con 10,5 L de  $\text{O}_2$  medidos a 1 atm y 125 °C?

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  .

## 2013

1) Para la reacción siguiente:  $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \quad \Delta H < 0.$

Razona:

- Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera lugar a presión constante.
- Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.
- Si la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

2) a) La entalpía de formación del  $\text{NH}_3 (\text{g})$  a 298 K es  $\Delta H = -46,11 \text{ kJ/mol}$ . Escriba la ecuación química a la que se refiere este valor.

b) ¿Cuál es la variación de energía interna ( $\Delta U$ ) de un sistema si absorbe un calor de 67 J y realiza un trabajo de 67 J? Razone la respuesta.

c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

3) a) Establezca el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de  $\text{CaCl}_2 (\text{s})$ .

b) Calcule la afinidad electrónica del cloro.

Datos: Entalpía de formación del  $\text{CaCl}_2 (\text{s}) = -748 \text{ kJ/mol}$ ; Energía de sublimación del calcio =  $178,2 \text{ kJ/mol}$ ; Primer potencial de ionización del calcio =  $590 \text{ kJ/mol}$ ; Segundo potencial de ionización del calcio =  $1145 \text{ kJ/mol}$ ; Energía de disociación del enlace Cl-Cl =  $243 \text{ kJ/mol}$ ; Energía reticular del  $\text{CaCl}_2 (\text{s}) = -2258 \text{ kJ/mol}$ .

4) Tanto el etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) como la gasolina (supuestamente octano puro,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) se usan como combustibles para automóviles.

a) Escriba las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule las entalpías de combustión estándar del etanol y de la gasolina.

b) ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?

Datos: Densidades ( $\text{g/mL}$ ) etanol =  $0,7894$ ; octano =  $0,7025$ .  $\Delta H (\text{kJ/mol})$ : etanol =  $-277,0$ ; octano =  $-249,9$ ;  $\text{CO}_2 = -393,5$ ;  $\text{H}_2\text{O} = -285,8$ . Masas atómicas H = 1; C = 12; O = 16.

5) Cuando se quema 1 g de gas propano en presencia de un exceso de oxígeno en un calorímetro manteniendo constante el volumen a  $25^\circ\text{C}$ , se desprenden  $52,50 \text{ kJ}$  de calor y se produce gas  $\text{CO}_2$  y agua en estado líquido.

Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) El calor de la reacción a presión constante.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . Masas atómicas C = 12; H = 1.

6) Sabemos que a  $25^\circ\text{C}$  las entalpías de combustión estándar del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas son  $-4192,0 \text{ kJ/mol}$ ,  $-393,5 \text{ kJ/mol}$  y  $-285,8 \text{ kJ/mol}$ , respectivamente. Calcule:

a) La entalpía de formación del hexano líquido a  $25^\circ\text{C}$ .

b) El número de moles de hidrógeno gaseoso consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado  $30 \text{ kJ}$ .

## 2012

1) Dada la ecuación termoquímica, a 25 °C:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ,  $\Delta H^\circ = -92,4 \text{ kJ}$ .

Calcula:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25 °C.

DATOS:  $S^\circ [\text{NH}_3(\text{g})] = 192,3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $S^\circ [\text{N}_2(\text{g})] = 191 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;

$S^\circ [\text{H}_2(\text{g})] = 130,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

2) a) Calcula la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:  $E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $E(\text{N}-\text{H}) = 389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $E(\text{N} \equiv \text{N}) = 945 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) Calcula la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25 °C.

DATOS:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3) En las condiciones adecuadas el cloruro de amonio sólido se descompone en amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno gaseoso. Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de descomposición en condiciones estándar.

b) ¿Qué cantidad de calor, se absorberá o se desprenderá en la descomposición del cloruro de amonio contenido en una muestra de 87 g de una riqueza del 79%?

Datos:

$\Delta H$  (kJ/mol):  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$  315'4;  $\text{NH}_3(\text{g})$  46'3;  $\text{HCl}(\text{g})$  92'3. Masas atómicas. H=1; N=14; Cl=35'5

4) Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Toda reacción exotérmica es espontánea.

b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.

c) En el cambio de estado  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  se produce un aumento de entropía.

5) La reacción de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:

$\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -642'2 \text{ kJ}$

a) Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.

b) Calcula el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H= 1; N=14;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})] = -187'8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241'8 \text{ kJ/mol}$ .  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

6) Las entalpías estándar de combustión a 25 °C del C (grafito), y del CO gaseoso son respectivamente  $-393 \text{ kJ/mol}$  y  $-283 \text{ kJ/mol}$ .

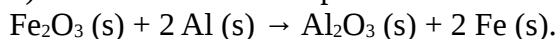
a) Calcule la entalpía estándar, a 25 °C, de formación del CO gaseoso.

b) Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de  $\text{O}_2$  para formar  $\text{CO}_2$  gaseoso ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?

Masas atómicas: C=12; O=16.

## 2011

1) La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:



a) Calcula el calor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  se habrán obtenido cuando se desprendan 10.000 kJ en la reacción?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})] = -1.675,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})] = -824,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$A_r (\text{Al}) = 27 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ .

2) La reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano es:

$\text{CH}_2 = \text{CHCH} = \text{CH}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ . Calcula la entalpía de la reacción a 25 °C y en condiciones estándar:

a) A partir de la entalpía de formación del agua y de las entalpías de combustión del buta-1,3-dieno y del butano.

b) A partir de las entalpías de enlace.

DATOS:  $\Delta H_c^\circ [\text{C}_4\text{H}_6 (\text{g})] = -2.540,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ [\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})] = -2.877,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ \text{C} - \text{C} = 348,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ \text{C} = \text{C} = 612,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H^\circ \text{C} - \text{H} = 415,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ \text{H} - \text{H} = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3) En Andalucía se encalan las casas con cal, que se obtiene por el apagado de la cal viva con agua, según la reacción:  $\text{CaO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s})$

a) Calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar, a 25 °C.

b) ¿Cuánto calor se desprende a presión constante al apagar 250 kg de cal viva del 90 % de riqueza en óxido de calcio?

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CaO} (\text{s}) = -635,1 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s}) = -986,0 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas:  $\text{Ca} = 40$ ;  $\text{O} = 16$ .

4) Dada la reacción:  $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$   $\Delta H^\circ = -483,6 \text{ kJ}$

Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

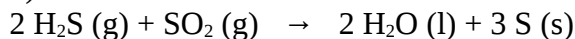
a) Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.

b) Dado que  $\Delta H^\circ < 0$ , la formación de agua es un proceso espontáneo.

c) La reacción de formación de agua es un proceso exotérmico.

Masas atómicas:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{O} = 16$ .

5) Dada la reacción:



a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{S} (\text{g}) = -20,63 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ \text{SO}_2 (\text{g}) = -296,8 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

$S^\circ \text{H}_2\text{S} (\text{g}) = 205,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $S^\circ \text{SO}_2 (\text{g}) = 248,2 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,

$S^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = 69,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $S^\circ \text{S} (\text{s}) = 31,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

6) Dada la reacción  $2 \text{H} (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$ , conteste de forma razonada:

a) ¿Cuánto vale  $\Delta H$  de la reacción si la energía de enlace H-H es 436 kJ/mol?

b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?

c) ¿Cómo afecta la temperatura a la espontaneidad de la reacción?

7) Para la reacción:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- a) Calcule la variación de entalpía y de la entropía de la reacción en condiciones estándar a 25 °C.  
b) Indique razonadamente si el proceso es espontáneo a 100 oC.

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = -74'8 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393'5 \text{ kJ/mol}$ ,  
 $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285'5 \text{ kJ/mol}$ .

$S^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = 186'3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ,  $S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 205'1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ,  
 $S^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = 213'7 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ,  $S^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

## 2010

1) Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La entalpía de formación estándar del mercurio líquido, a 25 °C, es cero.  
b) Todas las reacciones químicas en que  $\Delta G < 0$  son muy rápidas.  
c) A -273 °C la entropía de una sustancia cristalina pura es cero.

2) Para la reacción  $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g})$ .

a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25 °C, a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.

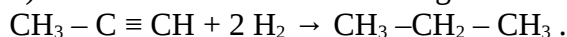
b) Sabiendo que el valor de  $\Delta S$  o de la reacción es  $1,1 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  y utilizando el valor de  $\Delta H$  de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de  $\Delta G^\circ$ , a 25 °C.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4) = -74,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H(\text{C}-\text{H}) = 414 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H(\text{Cl}-\text{Cl}) = 243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H(\text{C}-\text{Cl}) = 339 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H(\text{H}-\text{Cl}) = 432 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

3) Considere la reacción de hidrogenación del propino:

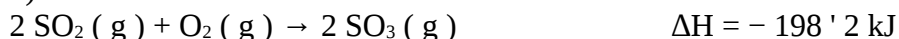


- a) Calcule la entalpía de la reacción, a partir de las entalpías medias de enlace.  
b) Determine la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.

DATOS:  $\Delta H \text{C}-\text{C} = 347 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H \text{C}\equiv\text{C} = 830 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H \text{C}-\text{H} = 415 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H \text{H}-\text{H} = 436 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$ .

4) En la oxidación catalítica a 400 oC del dióxido de azufre se obtiene trióxido de azufre según:



Calcule la cantidad de energía que se desprende en la oxidación de 60'2 g de dióxido de azufre si:

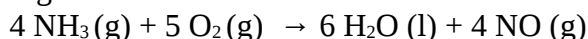
- a) La reacción se realiza a presión constante.  
b) La reacción tiene lugar a volumen constante.

Datos:  $R = 8'3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{O} = 16$ ;  $\text{S} = 32$ .

5) Dada la reacción:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -198'2 \text{ kJ}$

- a) Indique razonadamente el signo de la variación de entropía.  
b) Justifique por qué la disminución de la temperatura favorece la espontaneidad de dicho proceso.

6) Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoníaco, según:



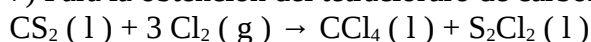
a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoníaco con exceso de oxígeno?

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ \text{NH}_3(\text{g}) = -46,1 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ \text{NO}(\text{g}) = 90,25 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

7) Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25 °C y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?

Datos:  $\Delta H_f^\circ [\text{CS}_2(\text{l})] = 89,70 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4(\text{l})] = -135,4 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59,8 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5.

## **2009**

1) Calcula:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O g}) = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 \text{g}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

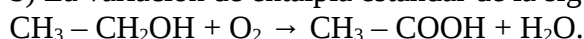
$\Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18} \text{l}) = -250,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; densidad octano líquido =  $0,8 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ ;

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

2) En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29,8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14,5 kJ. Calcula:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.

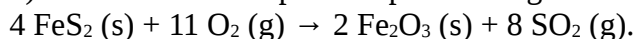
b) La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:



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

## **2008**

1) La tostación de la pirita se produce según:



Calcula:

a) La entalpía de reacción estándar.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90 % de riqueza en peso.

DATOS:  $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{FeS}_2(\text{s})] = -177,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] = -296,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2) Para la siguiente reacción:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$ . Calcula la entalpía de reacción estándar utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

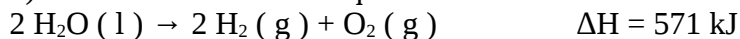
b) Las entalpías de formación estándar.

DATOS:  $\Delta H(\text{C}-\text{Cl}) = 330 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H(\text{Cl}-\text{Cl}) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H(\text{H}-\text{Cl}) = 430 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H(\text{C}-\text{H}) = 415 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ[\text{CCl}_4(\text{g})] = -106,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3) Dada la ecuación termoquímica:



Calcule, en las mismas condiciones de presión y temperatura:

a) La entalpía de formación del agua líquida.

b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera cuando reaccionan 50 g de  $\text{H}_2$  con 50 g de  $\text{O}_2$ .

Masas atómicas:  $\text{O} = 16$ ;  $\text{H} = 1$ .

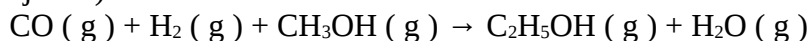
4) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La reacción  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = -95,40 \text{ kJ}$ , es espontánea.

b) La entalpía es una función de estado.

c) Todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.

5) La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):



a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

b) Suponiendo que  $\Delta H$  y  $\Delta S$  no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.

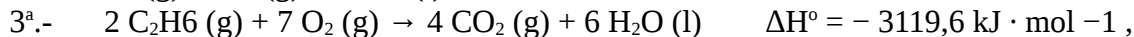
Datos:  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})] = -201,5 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})] = -235,1 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$ .

Variación de entropía de la reacción:  $\Delta S^\circ = -227,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ .

## 2007

1) A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcula:

a) La entalpía de formación estándar del etano.

b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión de 100 g de etano.

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

2) Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La entalpía no es una función de estado.

b) Si un sistema realiza un trabajo se produce un aumento de su energía interna.

c) Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , la reacción es espontánea a cualquier temperatura.



3) Sabiendo que las entalpías de formación estándar del  $C_2H_5OH(l)$ ,  $CO_2(g)$  y  $H_2O(l)$  son:  $-228$ ,  $-394$  y  $-286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente, calcula:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol.

b) El calor que se desprende, a presión constante, si en condiciones estándar se queman 100 g de etanol.

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

4) Dada la reacción:  $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(g) + HCl(g)$

Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

b) Las entalpías de formación estándar.

Datos: Entalpías de enlace en  $\text{kJ/mol}$ :  $(C-H) = 414$ ;  $(Cl-Cl) = 243$ ;  $(C-Cl) = 339$ ;

$(H-Cl) = 432$ .

$\Delta H_f^\circ [CH_4(g)] = -74,9 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [CH_3Cl(g)] = -82 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [HCl(g)] = -92,3 \text{ kJ/mol}$ .

5) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.

b) La entropía disminuye en las reacciones exotérmicas.

c) La energía libre de Gibbs es independiente del camino por el que transcurre la reacción.

6) La descomposición térmica del clorato de potasio se produce según la reacción (sin ajustar):



Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido al obtener 30 L de oxígeno, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atmósfera.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$\Delta H_f^\circ [KClO_3(s)] = -414 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [KCl(s)] = -436 \text{ kJ/mol}$ .

7) Dada la reacción (sin ajustar):  $SiO_2(s) + C(\text{grafito}) \rightarrow SiC(s) + CO(g)$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

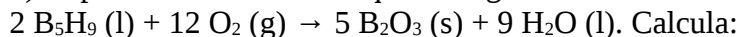
b) Suponiendo que  $\Delta H$  y  $\Delta S$  no varían con la temperatura, calcule la temperatura mínima para que la reacción se produzca espontáneamente.

Datos:  $\Delta H_f^\circ [SiC(s)] = -65,3 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [SiO_2(s)] = -910,9 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ [CO(g)] = -110,5 \text{ kJ/mol}$ . Variación de entropía de la reacción:  $\Delta S_o = 353 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

## **2006**

1) El pentaborano nueve se quema según la reacción:



Calcula:

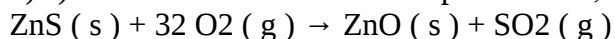
a) La entalpía estándar de la reacción a  $25^\circ\text{C}$ .

b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de 1 g de  $B_5H_9$ .

DATOS:  $\Delta H_f^\circ [B_5H_9(l)] = 73,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [B_2O_3(s)] = -1263 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $A_r(H) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r(B) = 11 \text{ u}$ .

2) a) Calcule la variación de entalpía estándar, a 25 °C, de la reacción:



b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 150 g de ZnS con oxígeno gaseoso?

Datos:  $\Delta H_f^\circ [\text{ZnS(s)}] = -203 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [\text{ZnO(s)}] = -348 \text{ kJ/mol}$ ,

$\Delta H_f^\circ [\text{SO}_2 \text{ (g)}] = -296 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: S = 32; Zn = 65'4.

3) a) ¿Qué se entiende por energía reticular?

b) Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.

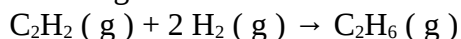
c) Exprese la entalpía de formación ( $\Delta H_f$ ) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio, la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.

4) Para una reacción determinada  $\Delta H = 100 \text{ kJ}$  y  $\Delta S = 300 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ . Suponiendo que  $\Delta H$  y  $\Delta S$  no varían con la temperatura razone:

a) Si la reacción será espontánea a temperatura inferior a 25 °C.

b) La temperatura a la que el sistema estará en equilibrio.

5) Calcule la variación de entalpía estándar de hidrogenación, a 25 °C, del acetileno para formar etano según la reacción:

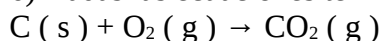


a) A partir de las energías medias de enlace.

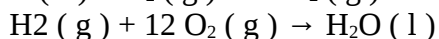
b) A partir de las entalpías estándar de formación, a 25 °C.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415; (H-H) = 436; (C-C) = 350; (C≡C) = 825.  $\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}] = -85 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_2 \text{ (g)}] = 227 \text{ kJ/mol}$ .

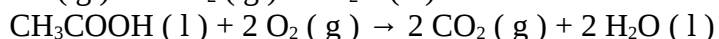
6) Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:



$$\Delta H^\circ = -393'5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -285'8 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -870'3 \text{ kJ}$$

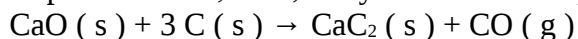
Calcule:

a) La entalpía estándar de formación del ácido acético.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la combustión de 1 kg de este ácido.

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

7) Las entalpías estándar de formación a 25 °C del CaO(s), CaC<sub>2</sub>(s) y CO(g) son, respectivamente, -636, -61 y -111 kJ/mol. A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:



calcule:

a) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener una tonelada de CaC<sub>2</sub>.

b) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener 2 toneladas de CaC<sub>2</sub> si el rendimiento del proceso es del 80 %.

Masas atómicas: C = 12; Ca = 40.

## 2005

1) a) Calcula la entalpía de formación estándar del naftaleno,  $C_{10}H_8$ .

b) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_c^\circ (C_{10}H_8) = -4928,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r(C) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(H) = 1 \text{ u}$ .

2) Las entalpías de formación estándar del agua líquida, ácido clorhídrico en disolución acuosa y óxido de plata sólido son, respectivamente:  $-285,8$ ,  $-165,6$  y  $-30,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:

$Ag_2O(s) + 2 HCl(aq) \rightarrow 2 AgCl(s) + H_2O(l) \quad \Delta H = -176,6 \text{ kJ}$ , calcula:

a) La entalpía de formación estándar de  $AgCl(s)$ .

b) Los moles de agua que se forman cuando se consumen 4 L de  $HCl$  0,5 M.

3) a) Distinga entre  $\Delta H$  y  $\Delta H^\circ$  para una determinada reacción.

b) Distinga entre proceso endotérmico y exotérmico.

c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

4) En la combustión de 5 g de metano,  $CH_4$ , llevada a cabo a presión constante y a  $25^\circ C$ , se desprenden 275 kJ. En estas condiciones, determine:

a) La entalpía de formación y de combustión del metano.

b) El volumen de metano necesario para producir  $1 \text{ m}^3$  de  $CO_2$ , medidos a  $25^\circ C$  y 1 atm.

Datos:  $\Delta H_f^\circ [CO_2(g)] = -393 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas:  $C = 12$ ;  $H = 1$ .

5) Cuando se quema 1 g de etanol líquido ( $C_2H_6O$ ) y 1 g de ácido acético líquido ( $C_2H_4O_2$ ), en condiciones estándar, se desprenden 29,7 y 14,6 kJ, respectivamente. En ambas reacciones se forma agua líquida y dióxido de carbono gaseoso. Calcule:

a) Las entalpías estándar de combustión del etanol y del ácido acético.

b) La variación de entalpía en la oxidación de 1 mol de etanol (l) en ácido acético (l), en condiciones estándar.

Masas atómicas:  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $H = 1$ .

6) Razone si una reacción puede ser espontánea, cuando se cumplen las siguientes condiciones:

a)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ .

b)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ .

c)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ .

7) El dióxido de manganeso se reduce con aluminio según la reacción:

$3 MnO_2(s) + 4 Al(s) \rightarrow 2 Al_2O_3(s) + 3 Mn(s) \quad \Delta H_o = -1772,4 \text{ kJ}$

Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del  $Al_2O_3(s)$ .

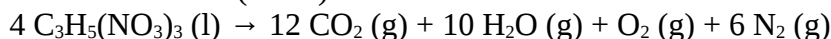
b) La energía que se desprende cuando se ponen a reaccionar, en las mismas condiciones, 50 g de  $MnO_2(s)$  con 50 g de  $Al(s)$ .

Datos:  $\Delta H_f^\circ [MnO_2(s)] = -520 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas:  $Al = 27$ ;  $Mn = 55$ ;  $O = 16$ .

## 2004

1) La nitroglicerina,  $C_3H_5(NO_3)_3$ , se descompone según la ecuación termoquímica:

$$\Delta H_o = -5700 \text{ kJ (25 }^\circ\text{C)}$$



a) Calcula la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina.

b) Calcula el calor desprendido cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (CO_2)(g) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (H_2O)(g) = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$A_r (C) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r (H) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (N) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r (O) = 16 \text{ u}$ .

2) a) Calcula la entalpía de enlace H – Cl sabiendo que la energía de formación del HCl

(g) es  $-92,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y las de disociación del  $H_2$  y  $Cl_2$  son  $436$  y  $244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente.

b) ¿Qué energía habrá que comunicar para disociar 20 g de HCl?

DATOS:  $A_r (H) = 1 \text{ u}$ ;  $A_r (Cl) = 35,5 \text{ u}$ .

3) Calcule:

a) La entalpía de formación del amoníaco:  $N_2 (g) + 3 H_2 (g) \rightarrow 2 NH_3 (g)$

b) La energía desprendida al formarse 224 litros de amoníaco en condiciones normales.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol:  $(N \equiv N) = 946$ ;  $(H-H) = 436$ ;  $(N-H) = 390$ .

4) Justifique si en determinadas condiciones de temperatura puede ser espontánea una reacción química, la cual:

a) Es exotérmica y en ella disminuye el desorden.

b) Es endotérmica y en ella disminuye el desorden.

c)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ .

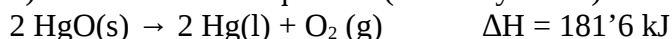
5) Las entalpías de formación estándar del  $CH_3CH_2OH (l)$ ,  $CO_2 (g)$  y  $H_2O (l)$  son, respectivamente,  $-277'30 \text{ kJ/mol}$ ,  $-393'33 \text{ kJ/mol}$  y  $-285'50 \text{ kJ/mol}$ . Calcule:

a) La entalpía de combustión del etanol.

b) El calor que se produce al quemar 4'60 g de etanol.

Masas atómicas:  $C = 12$ ;  $H = 1$ ;  $O = 16$ .

6) Dada la ecuación química (a  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ ):



Calcule:

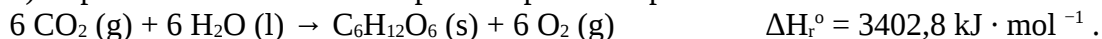
c) La energía necesaria para descomponer 60'6 g de óxido de mercurio.

d) El volumen de oxígeno, medido a  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ , que se produce al calentar suficiente cantidad de HgO para absorber 418 kJ.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $Hg = 200'5$ ;  $O = 16$ .

## 2003

1) El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcula:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ .

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

2) Calcula:

a) La variación de entalpía estándar para la descomposición de 1 mol de carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$  (s), en dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$  (g), y óxido de calcio,  $\text{CaO}$  (s).

b) La energía necesaria para preparar 3 kg de óxido de calcio.

DATOS:  $\Delta H^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ [\text{CaCO}_3 \text{ (s)}] = -1.206,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  
 $\Delta H^\circ [\text{CaO} \text{ (g)}] = -635,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $A_r \text{ (Ca)} = 40 \text{ u}$ ;  $A_r \text{ (O)} = 16 \text{ u}$ .

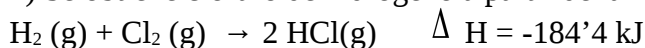
3) A efectos prácticos se puede considerar la gasolina como octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). Las entalpías de formación estándar de  $\text{H}_2\text{O}$ (g),  $\text{CO}_2$  (g) y  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  (l) son, respectivamente:  $-241,8 \text{ kJ/mol}$ ,  $-393,5 \text{ kJ/mol}$  y  $-250,0 \text{ kJ/mol}$ . Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, expresada en kJ/mol, sabiendo que se forman  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  gaseosos.

b) La energía, en kilojulios, que necesita un automóvil por cada kilómetro, si su consumo es de 5 L de octano líquido por cada 100 km.

Datos: Densidad del octano líquido =  $0,8 \text{ kg/L}$ . Masas atómicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ .

4) Se obtiene cloruro de hidrógeno a partir de la reacción:



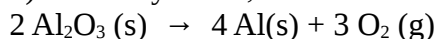
Calcule:

a) La energía desprendida para la producción de 100 kg de cloruro de hidrógeno.

b) La entalpía del enlace H-Cl, si las entalpías de enlace H-H y Cl-Cl son, respectivamente,  $435 \text{ kJ/mol}$  y  $243 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35,5$ ;  $\text{H} = 1$ .

5) A  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, la variación de entalpía es  $3351 \text{ kJ}$  para la reacción:



Calcule:

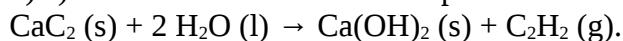
a) La entalpía de formación estándar del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

b) La variación de entalpía cuando se forman 10 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Masas atómicas:  $\text{Al} = 27$ ;  $\text{O} = 16$ .

## 2002

1) a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción:



b) Qué calor se desprende en la combustión de  $100 \text{ dm}^3$  de acetileno, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm.

DATOS:  $\Delta H_f^\circ (\text{CaC}_2) = -59 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = 227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Ca(OH)}_2] = -986 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2) a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.

b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:

Entalpía de formación del  $[\text{LiF(s)}] = -594,1 \text{ kJ/mol}$

Energía de sublimación del litio =  $155,2 \text{ kJ/mol}$

Energía de disociación del  $\text{F}_2 = 150,6 \text{ kJ/mol}$

Energía de ionización del litio =  $520,0 \text{ kJ/mol}$

Afinidad electrónica del flúor =  $-333,0 \text{ kJ/mol}$ .

3) Dadas las entalpías estándar de formación del  $\text{CO}_2$ ,  $-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y del  $\text{SO}_2$ ,  $-296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  y la de combustión:  $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g}) \Delta H^\circ = -1072 \text{ kJ}$   
Calcule:

- La entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono.
- La energía necesaria para la síntesis de  $2,5 \text{ kg}$  de disulfuro de carbono.  
Masas atómicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{S} = 32$ .

4) La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:  
 $2 \text{B}_5\text{H}_9(\text{l}) + 12 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 5 \text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) + 9 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Calcule:

- La entalpía estándar de la reacción.
- El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de pentaborano.

Datos: Masas atómicas:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{B} = 11$ .

$\Delta H_f^\circ[\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})] = 73,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ[\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1263,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;

$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

5) Determine los valores de las entalpías de las siguientes reacciones:

a)  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$

b)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3(\text{g})$

Datos: Energías de enlace ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ):  $(\text{H}-\text{H}) = 436,0$ ;  $(\text{Cl}-\text{Cl}) = 242,7$ ;  $(\text{C}-\text{H}) = 414,1$ ;

$(\text{C}=\text{C}) = 620,1$ ;  $(\text{H}-\text{Cl}) = 431,9$ ;  $(\text{C}-\text{C}) = 347,1$ .

## **2001**

1) Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo  $348,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , a la presión de  $1 \text{ atm}$ . El torrente sanguíneo absorbe, por término medio  $26 \text{ moles}$  de  $\text{O}_2$  en  $24 \text{ horas}$ . Con esta cantidad de oxígeno:

- ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?
- ¿Cuántos  $\text{kJ}$  se producirán en la combustión?

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

2) El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:

$2 \text{ZnS}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ZnO}(\text{s}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$

Si las entalpías de formación de las diferentes especies son:

$\Delta H_f^\circ(\text{ZnS}) = -184,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{ZnO}) = -349,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -70,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de  $1 \text{ atm}$ , que se desprenderá cuando reaccionen  $17 \text{ g}$  de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno?

b) ¿Cuántos litros de  $\text{SO}_2$ , medidos a  $25^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ , se obtendrán?

DATOS:  $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .