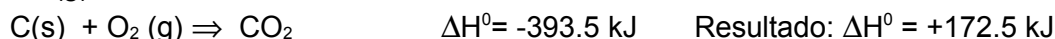


## Ejercicios de termoquímica con solución

### Energía de reacción y Ley de Hess

- 1) Calcular la  $\Delta H^0$  de la reacción:  $C(s) + CO_2(g) \Rightarrow 2 CO(g)$   
Sabido que:



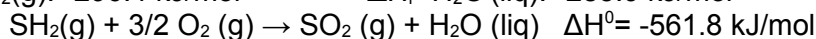
- 2) Las entalpías estándar de formación del  $CO_2(g)$  y del  $H_2O(l)$  son respectivamente  $-393 \text{ kJ/mol}$  y  $-286 \text{ kJ/mol}$  y la entalpía estándar de combustión del etanal  $C_2H_4O(l)$  es  $-1164 \text{ kJ/mol}$ . Calcular:

- a) La entalpía de formación del etanal. Resultado:  $\Delta H^0 = -194 \text{ kJ/mol}$   
b) La energía que se libera al quemar 10 gramos de etanal.

$$\text{Resultado: } E = 264,5 \text{ J}$$

- 3) La entalpía estándar de formación del dióxido de carbono (g) es  $-393,5 \text{ kJ/mol}$ , la del agua líquida  $-285,8 \text{ kJ/mol}$  y la del metano (g)  $-748,0 \text{ kJ/mol}$ . Calcular la variación de entalpía estándar de la reacción de combustión del gas metano.  
Resultado:  $\Delta H^0 = -217,1 \text{ kJ/mol}$

- 4) Escribe la reacción de formación del  $SH_2(g)$  y calcula su entalpía estándar de formación a partir de los siguientes datos:



$$\text{Resultado: } \Delta H_f^0 SH_2(g): -20.5 \text{ kJ/mol}$$

- 5) El tolueno ( $C_7H_8$ ) es un hidrocarburo líquido muy importante en la industria orgánica, utilizándose como disolvente, y también en la fabricación de tintes, colorantes, medicamentos y explosivos como el TNT.

Si cuando se quema un gramo de tolueno ( $C_7H_8$ ) se desprenden 42,5 kilojulios.

- a) ¿Cuál será el valor de su entalpía de combustión?

- b) Calcula la entalpía estándar de formación del tolueno, utilizando la ley de Hess.

$$\text{(Resultado: } \Delta H_f^0 = +10.2 \text{ kJ/mol)}$$

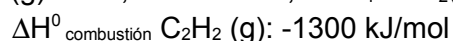
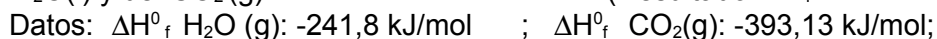
Datos: mas. atóm. (C) = 12 ; mas. atóm. (H) = 1

Entalpía estándar de formación del  $CO_2(g)$ :  $-393,8 \text{ kJ/mol}$

Entalpía estándar de formación del  $H_2O(l)$ :  $-285,8 \text{ kJ/mol}$ .

PAU ULL Sept 2005

- 6) Calcular el calor de formación del acetileno (etino,  $C_2H_2$ ), conocidos los calores de formación del  $H_2O(l)$  y del  $CO_2(g)$ . (Resultado:  $\Delta H_f^0 = +272 \text{ kJ/mol}$ )



- 7) El motor de una máquina cortacésped funciona con una gasolina de composición única octano ( $C_8H_{18}$ ). Calcula:

- a) La entalpía de combustión estándar del octano aplicando la ley de Hess.

- b) El calor que se desprende en la combustión de 2 kg de octano.

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

Entalpías estándar de formación del  $CO_2(g)$ , del  $H_2O(l)$  y del  $C_8H_{18}(l)$  son respectivamente:  $-393,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $-285,8 \text{ kJ/mol}$  y  $-264,0 \text{ kJ/mol}$

$$\text{(Resultados: a) } \Delta H_f^0 = -5458,6 \text{ kJ/mol); b) } 95743,8 \text{ kJ}$$

PAU ULL jun 2013

Solución

Solución

Solución

Solución

Solución

Solución

Solución

8) Calcula el calor de formación del ácido metanoico (H-COOH), a partir de los siguientes calores de reacción:

Entalpía de formación del CO [ $\Delta H_f^\circ = -110,4$  kJ/mol]

Entalpía de formación del H<sub>2</sub>O [ $\Delta H_f^\circ = -285,5$  kJ/mol]

Entalpía de combustión del CO [ $\Delta H_f^\circ = -283,0$  kJ/mol]

Entalpía de combustión del H-COOH [ $\Delta H_f^\circ = -259,6$  kJ/mol]

b) Calcula la cantidad de calor que se desprende cuando se obtiene un kilogramo de ácido metanoico.

Datos: Masas atómicas: C=12 u ; H =1 u ; O= 16 u

(Resultados: a)  $\Delta H_c^\circ = -419,3$  kJ/mol); b) 9115,6 kJ)

PAU ULL jun 2014

9) Las entalpías de combustión del etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) y del etanal (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O) son, respectivamente -1370,7 kJ/mol y -1167,30 kJ/mol.

a) Escriba las reacciones de combustión del etanol y del etanal ajustadas.

b) Calcule la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol líquido en exceso de oxígeno para dar etanal y agua, ambos compuestos en estado líquido.

c) ¿Cuál de las dos sustancias producirá más calor en el proceso de combustión?

(Resultados: b)  $\Delta H_c^\circ = -203,7$  kJ/mol);

b) Desprende más calor por unidad de masa el etanol)

PAU ULL jul 2014

10) Las entalpías de formación del CO<sub>2</sub> (gas), del H<sub>2</sub>O (líq), del benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) (líq) y del etino (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) (gas) son por este orden: -376,2 kJ/mol ; -273,3 kJ/mol; +46,9 kJ/mol y - 226,7 kJ/mol. Calcula:

a) La entalpía de combustión del benceno líquido empleando la ley de Hess.

b) La entalpía de la reacción:  $3 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$

PAU ULL jun 2015

## Energía libre de Gibbs

21) Calcular la variación de entropía que se produce en la combustión del metanol.

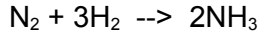
Datos:

$$\begin{aligned} S^{\circ} \text{CH}_3\text{OH} (\text{l}) &= 126.8 \text{ J/mol K} & S^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) &= 213.4 \text{ J/mol K} \\ S^{\circ} \text{O}_2 (\text{g}) &= 204.8 \text{ J/mol K} & S^{\circ} \text{H}_2\text{O} (\text{g}) &= 188.7 \text{ J/mol K} \end{aligned}$$

$$\text{Resultado: } \Delta S^{\circ} = +156.8 \text{ J/K}$$

Solución

22) Calcular la variación de entropía para la reacción de síntesis del amoníaco:



Datos:

$$\begin{aligned} S^{\circ} \text{N}_2 (\text{g}) &= 191.5 \text{ J/mol K} & S^{\circ} \text{H}_2 (\text{g}) &= 130.7 \text{ J/mol K} \\ S^{\circ} \text{NH}_3 (\text{g}) &= 192.3 \text{ J/mol K} \end{aligned}$$

$$\text{Resultado: } \Delta S^{\circ} = -199 \text{ J/K}$$

Solución

23) Determina si es espontánea la formación del  $\text{CO}_2$  a partir de sus elementos a  $25^{\circ}\text{C}$

Datos:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) &= -393.5 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) &= 213.4 \text{ J/mol K} \\ S^{\circ} \text{O}_2 (\text{g}) &= 204.8 \text{ J/mol K} & S^{\circ} \text{C} (\text{s}) &= 5.7 \text{ J/mol K} \end{aligned}$$

$$\text{Resultado: } \Delta G^{\circ} = -394.4 \text{ kJ, será espontánea}$$

Solución

24) Predecir la espontaneidad de la siguiente reacción:



$$\text{Datos de la reacción: } \Delta H = 30,6 \text{ kJ} \quad \Delta S^{\circ} = 60,2 \text{ J/K}$$

$$\text{Resultado: } \Delta H_f^{\circ} \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) = -30.6 \text{ kJ/mol} \quad \Delta G^{\circ} = -48.54 \text{ kJ}$$

Solución

25) Para una determinada reacción, a  $25^{\circ}\text{C}$ , los valores de  $\Delta H^{\circ}$  y  $\Delta S^{\circ}$  son, respectivamente,  $10,5 \text{ kJ}$  y  $30,0 \text{ J/K}$ .

a) Justificar numéricamente si la reacción será espontánea o no.

b) ¿Es una reacción exotérmica? ¿Por qué?

c) Supuestas constantes ambas funciones de estado, calcular la temperatura a la que el sistema está en equilibrio.

$$\text{Resultado: a) } \Delta G^{\circ} = 1560 \text{ J, no espontánea} \quad \text{b) Endotérmica} \quad \text{c) } T_{\text{equilibrio}} = 350 \text{ K}$$

Solución

26) Calcular la variación de la energía libre de Gibbs para la combustión del metano a  $298 \text{ K}$ .

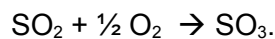
Datos:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^{\circ} \text{CH}_4 (\text{g}) &= -74.8 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{CH}_4 (\text{g}) &= 186.3 \text{ J/mol K} \\ \Delta H_f^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) &= -393.5 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{CO}_2 (\text{g}) &= 213.4 \text{ J/mol K} \\ \Delta H_f^{\circ} \text{H}_2\text{O} (\text{g}) &= -241.6 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{H}_2\text{O} (\text{g}) &= 188.7 \text{ J/mol K} \\ & & S^{\circ} \text{O}_2 (\text{g}) &= 49.0 \text{ J/mol K} \end{aligned}$$

$$\text{Resultado: } \Delta G^{\circ} = -893.2 \text{ kJ, espontánea}$$

Solución

27) Calcular la variación de la energía libre de Gibbs y la temperatura de equilibrio, supuestas constantes  $\Delta H$  e  $\Delta S$ , para la oxidación del  $\text{SO}_2$  a  $\text{SO}_3$ :



Datos:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^{\circ} \text{SO}_3 (\text{g}) &= -395.7 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{SO}_3 (\text{g}) &= 255.9 \text{ J/mol K} \\ \Delta H_f^{\circ} \text{SO}_2 (\text{g}) &= -296.4 \text{ kJ/mol} & S^{\circ} \text{SO}_2 (\text{g}) &= 248.3 \text{ J/mol K} \\ & & S^{\circ} \text{O}_2 (\text{g}) &= 204.8 \text{ J/mol K} \end{aligned}$$

$$\text{Resultado: } \Delta H = -99.3 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S = -94.8 \text{ J/mol K} \quad T_{\text{eq}} = 1047 \text{ K}$$

Solución

28) Discutir el efecto de un cambio de espontaneidad de las siguientes reacciones a  $1 \text{ atm}$ , suponiendo constantes  $\Delta H$  e  $\Delta S$ , cuando cambia la temperatura:

	$\Delta H^{\circ} (\text{kJ})$	$\Delta S^{\circ} (\text{J/K})$
a) $2\text{PbO} (\text{s}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{PbS} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$	+ 830.8	+168
b) $2 \text{As} (\text{s}) + 3 \text{F}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{AsF}_3 (\text{l})$	-1643	-0.316
c) $\text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{C} (\text{s}) + 1/2 \text{O}_2 (\text{g})$	+110.5	-89.4

$$\text{Resultado: a) Siempre espontánea} \quad \text{b) Espontánea a T baja} \quad \text{c) Nunca espontánea}$$

Solución

29) La "peste del estaño" consiste en un cambio de sistema de cristalización por el que estaño blanco se transforma en estaño gris. Calcular a qué temperatura se produce este cambio.

Estaño blanco  $\Delta H_f^0 = 0.0 \text{ kJ/mol}$   $S^0 = 51.55 \text{ J/mol K}$

Estaño gris  $\Delta H_f^0 = -2.09 \text{ kJ/mol}$   $S^0 = 44.14 \text{ J/mol K}$

Resultado:  $T_{eq} = 282 \text{ K} = 9^\circ\text{C}$