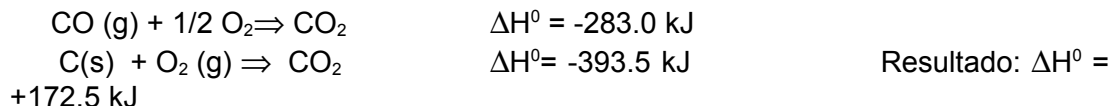


Ejercicios de termoquímica con solución

Energía de reacción y Ley de Hess

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



Solución

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

Resultado:

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

Solución

- 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: $\Delta H^0 = -217,1 \text{ kJ/mol}$

Solución

- 4) Escribe la reacción de formación del $SH_2(g)$ y calcula su entalpía estándar de formación a partir de los siguientes datos:
 $\Delta H_f^0 SO_2(g): -296.4 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_f^0 H_2O(l): -285.9 \text{ kJ/mol}$
 $SH_2(g) + 3/2 O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + H_2O(l)$ $\Delta H^0 = -561.8 \text{ kJ/mol}$
Resultado: $\Delta H_f^0 SH_2(g): -20.5 \text{ kJ/mol}$

Solución

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

Solución

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: $\Delta H_f^0 = +272 \text{ kJ/mol}$)
Datos: $\Delta H_f^0 H_2O(g): -241,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 CO_2(g): -393,13 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H^0_{\text{combustión}} C_2H_2(g): -1300 \text{ kJ/mol}$

Solución

Energía libre de Gibbs

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

Datos:

$$S^0 CH_3OH(l) = 126.8 \text{ J/mol K}$$

$$S^0 CO_2(g) = 213.4 \text{ J/mol K}$$

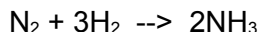
$$S^0 O_2(g) = 204.8 \text{ J/mol K}$$

$$S^0 H_2O(g) = 188.7 \text{ J/mol K}$$

$$\text{Resultado: } \Delta S^0 = +156.8 \text{ J/K}$$

Solución

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



Datos:

$$S^\circ \text{N}_2(\text{g}) = 191.5 \text{ J/mol K} \quad S^\circ \text{H}_2(\text{g}) = 130.7 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{NH}_3(\text{g}) = 192.3 \text{ J/mol K}$$

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

Solución

23) Determina si es espontánea la formación del CO_2 a partir de sus elementos a 25°C

Datos:

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = 213.4 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 204.8 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{C}(\text{s}) = 5.7 \text{ J/mol K}$$

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

Solución

24) Predecir la espontaneidad de la siguiente reacción:



Datos de la reacción:

$$\Delta H = 30,6 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = 60,2 \text{ J/K}$$

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

Solución

25) Para una determinada reacción, a 25°C , los valores de ΔH° y ΔS° 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 K .

Datos:

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = -74.8 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = 186.3 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = 213.4 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241.6 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 188.7 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 49.0 \text{ J/mol K}$$

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

Solución

27) Calcular la variación de la energía libre de Gibbs y la temperatura de equilibrio, supuestas constantes ΔH e ΔS , para la oxidación del SO_2 a SO_3 : $\text{SO}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$. Datos:

$$\Delta H_f^\circ \text{SO}_3(\text{g}) = -395.7 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{SO}_3(\text{g}) = 255.9 \text{ J/mol K}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{SO}_2(\text{g}) = -296.4 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ \text{SO}_2(\text{g}) = 248.3 \text{ J/mol K}$$

$$S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 204.8 \text{ J/mol K}$$

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

Solución

28) Discutir el efecto de un cambio de espontaneidad de las siguientes reacciones a 1 atm , suponiendo constantes ΔH e ΔS , 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

Resultado: a) Siempre espontánea b) Espontánea a T baja 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.

$$\text{Estaño blanco} \quad \Delta H_f^\circ = 0.0 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ = 51.55 \text{ J/mol K}$$

$$\text{Estaño gris} \quad \Delta H_f^\circ = -2.09 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ = 44.14 \text{ J/mol K}$$

Solución

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