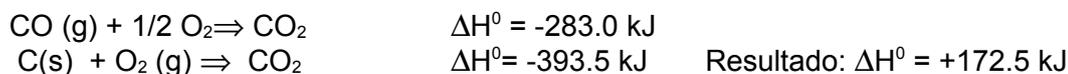


Ejercicios de termoquímica con solución

Energía de reacción y Ley de Hess

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



- 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:

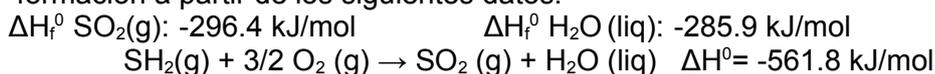
- a) La entalpía de formación del etanal. Resultado: $\Delta H^0 = -194 \text{ kJ/mol}$
b) La energía que se libera al quemar 10 gramos de etanal.

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

- 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.

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

- 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.

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

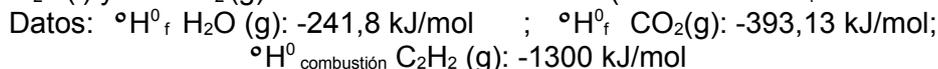
Datos: mas. atóm. (C) = 12 ; mas. atóm. (H) = 1

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 H₂O [$\Delta H_f^\circ = -285,5$ 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

Solución

9) Las entalpías de combustión del etanol (C₂H₅OH) y del etanal (C₂H₄O) 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);

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

PAU ULL jul 2014

Solución

10) Las entalpías de formación del CO₂ (gas), del H₂O (líq), del benceno (C₆H₆) (líq) y del etino (C₂H₂) (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

Solución

Energía libre de Gibbs

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

Datos:

$S^\circ \text{CH}_3\text{OH} (\text{l}) = 126,8$ J/mol K

$S^\circ \text{CO}_2 (\text{g}) = 213,4$ J/mol K

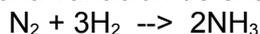
$S^\circ \text{O}_2 (\text{g}) = 204,8$ J/mol K

$S^\circ \text{H}_2\text{O} (\text{g}) = 188,7$ J/mol K

Resultado: $\Delta S^\circ = +156,8$ J/K

Solución

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



Datos:

$S^\circ \text{N}_2 (\text{g}) = 191,5$ J/mol K

$S^\circ \text{H}_2 (\text{g}) = 130,7$ J/mol K

$S^\circ \text{NH}_3 (\text{g}) = 192,3$ J/mol K

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

Solución

23) Determina si es espontánea la formación del CO₂ a partir de sus elementos a 25°C

Datos:

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

$S^\circ \text{CO}_2 (\text{g}) = 213,4$ J/mol K

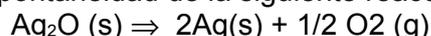
$S^\circ \text{O}_2 (\text{g}) = 204,8$ J/mol K

$S^\circ \text{C} (\text{s}) = 5,7$ J/mol K

Resultado: $\Delta G^\circ = -394,4$ kJ, será espontánea

Solución

24) Predecir la espontaneidad de la siguiente reacción:



Datos de la reacción:

$\Delta H_f^\circ = 30,6$ kJ

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

Resultado: $\Delta H_f^\circ \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) = -30,6$ kJ/mol $\Delta G^\circ = -48,54$ kJ

Solución

25) Para una determinada reacción, a 25 °C, los valores de ΔH° y ΔS° son, respectivamente, 10,5 kJ y 30,0 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.

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

Solución

26) Calcular la variación de la energía libre de Gibbs para la combustión del metano a 298 K.

Datos:

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

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

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

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

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

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

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

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

Solución

27) Calcular la variación de la energía libre de Gibbs y la temperatura de equilibrio, supuestas constantes $^\circ H$ e ΔS , para la oxidación del SO_2 a SO_3 :



Datos:

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

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

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

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

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

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

Solución

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

	$^\circ H^\circ$ (kJ)	ΔS° (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) $\text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	+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.

Estaño blanco $^\circ H_f^\circ = 0.0$ kJ/mol

$S^\circ = 51.55$ J/mol K

Estaño gris $^\circ H_f^\circ = -2.09$ kJ/mol

$S^\circ = 44.14$ J/mol K

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

Solución