

Ejercicios Termoquímica

Gonzalo Esteban

26 de agosto de 2019

1 Calor y entalpía

Entalpía de reacción

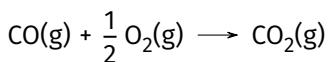
1.1 Escribe las ecuaciones termoquímicas que describen los procesos de formación de las siguientes sustancias a partir de sus elementos constituyentes en estado estándar:

a) CO (g).

b) H₂O (g).

c) H₂O (l).

1.2 Calcula la entalpía de la reacción:

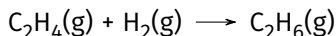


sabiendo que en la formación de 1,0 g de producto se desprenden 6,43 kJ.

1.3 Calcula la entalpía de formación del ácido acético, CH₃COOH, sabiendo que su entalpía de combustión es -870,3 kJ/mol y que las entalpías estándar de formación del CO₂ y del H₂O (l) son -393,5 kJ/mol y -285,8 kJ/mol, respectivamente.

Termoquímica

- 1.4** Calcula la entalpía de la reacción de hidrogenación de eteno, C_2H_4 , a etano, C_2H_6 :



sabiendo que las entalpías de combustión, en kcal/mol, del eteno, del etano y del hidrógeno son -337,3, -372,9 y -68,38, respectivamente.

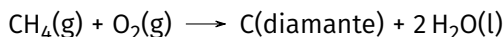
- 1.5** Utilizando los datos tabulados en tu libro de texto (o buscándolos en internet), calcular la variación de entalpía en la formación de las siguientes sustancias.

- a) 180 g de agua en estado gaseoso.
- b) 300 g de óxido de nitrógeno(II) gaseoso.

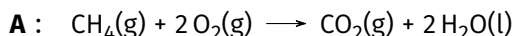
- 1.6** La energía que proporciona una golosina de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, es la misma si la digerimos que si la quemamos en el aire. La diferencia es la velocidad de liberación de la energía.

- a) Escribir la ecuación termoquímica de la combustión de la glucosa si la entalpía de combustión es 2800 kJ/mol.
- b) Calcular la energía que proporciona una golosina con 18 g de glucosa.

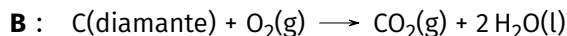
- 1.7** Alguien ha propuesto fabricar diamantes a partir de la oxidación del metano, según la reacción:



Calcular la variación de entalpía del proceso conocidas las variaciones de entalpía de las siguientes reacciones:

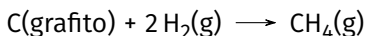


$$\Delta H_A = -890 \text{ kJ}$$

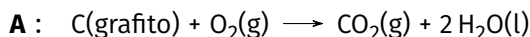


$$\Delta H_B = -395 \text{ kJ}$$

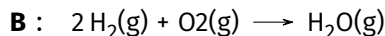
- 1.8** La variación de entalpía de la reacción de síntesis del metano no se puede calcular directamente:



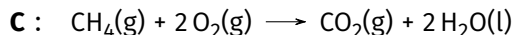
Calcular su valor a partir de las siguientes reacciones:



$$\Delta H_A = -394 \text{ kJ}$$

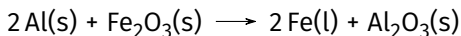


$$\Delta H_B = -572 \text{ kJ}$$

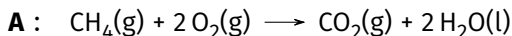


$$\Delta H_C = -890 \text{ kJ}$$

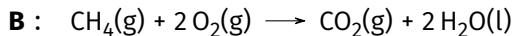
- 1.9** La aluminotermia es una técnica utilizada para obtener hierro, a partir de aluminio y óxido de hierro(III), según la reacción:



- a) Deducir la entalpía de dicha reacción a partir de las ecuaciones termoquímicas:



$$\Delta H_A = -890 \text{ kJ}$$



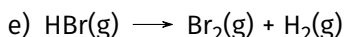
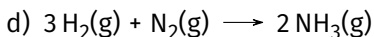
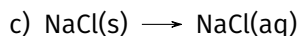
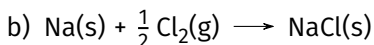
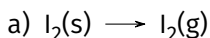
$$\Delta H_B = -890 \text{ kJ}$$

- b) Calcular el calor desprendido en la aluminotermia de 16 g de óxido de hierro(III).
c) ¿Qué cantidad de hierro se habrá formado cuando se liberan 195 kJ?

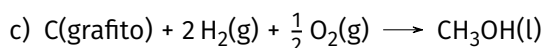
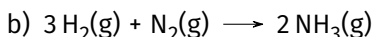
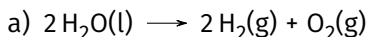
2 Entropía y espontaneidad

Entropía

2.1 Razona el signo que cabe esperar para la variación de entropía de los siguientes procesos:

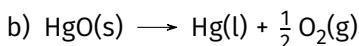
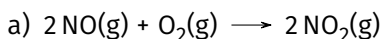


2.2 Predice el cambio de entropía de las siguientes reacciones:



2.3 Indica el signo de la variación de la entropía cuando un charco de agua se hiela en invierno.

2.4 Sabiendo la entropía molar estándar de las sustancias que intervienen en las siguientes reacciones, calcula la variación de entropía de ambas:



Espontaneidad y energía libre de Gibbs

2.5 Razona si una reacción será espontánea a 25 °C, conociendo las variaciones de entalpía y de entropía a dicha temperatura: $\Delta H^0 = -2 \text{ kJ}$; $\Delta S^0 = -3 \text{ J/K}$.

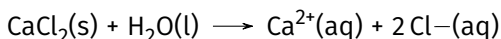
2.6 Calcula la variación de entropía en la síntesis del amoníaco, a partir de nitrógeno e hidrógeno, a 25 °C y 1 atm, e indica si favorece su espontaneidad. Consulta los valores de entropía estándar en la tabla.

2.7 Determina la variación de energía libre estándar para la reacción de descomposición del carbonato de calcio. Indica a partir de qué temperatura será espontáneo el proceso.

Datos: $\Delta H^0 = 178 \text{ kJ}$; $\Delta S^0 = 161 \text{ J/K}$.

2.8 En la reacción $\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HF}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, la variación de entropía es $\Delta S_r^0 = -6,04 \text{ J/K}$. Si sabemos que en la reacción de 2 L de $\text{F}_2(\text{g})$ se desprenden 28,87 kJ, ¿la reacción es espontánea a 25 °C?

2.9 El proceso que ocurre en las llamadas “bolsas de calor” es el siguiente:



$$\Delta H = -83 \text{ kJ}$$

Indica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El proceso sólo es espontáneo si $T < |\Delta H|/|\Delta S|$.
- b) El proceso siempre será espontáneo.

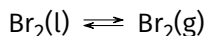
2.10 Mediante la fotosíntesis, el dióxido de carbono se combina con el agua transformándose en hidratos de carbono, como la glucosa, y oxígeno molecular. Su fuente de energía es la luz del sol.

- a) Escribe la ecuación para 1 mol de glucosa.
- b) Calcula la mínima energía solar necesaria para formar 100 L de oxígeno a 25 °C y 1 atm.
- c) ¿Se trata de un proceso espontáneo a 298 K? Razona y justifica la respuesta.

Termoquímica

	Sust.	$\Delta H_f^0(\text{kJ/mol})$	$S^0(\text{J/(K mol)})$
Datos:	$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5	213,6
	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8	69,9
	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1273,5	212,1
	$\text{O}_2(\text{g})$	0	205

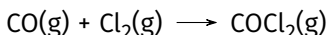
2.11 Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en equilibrio a 1 atm de presión, es decir, $\Delta G^0 = 0$, y considerando la evaporación del bromo como:



- Calcula ΔH^0 a 25 °C.
- Calcula S^0 .
- Calcula ΔG^0 a 25 °C e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.
- Determina la temperatura de ebullición del Br_2 suponiendo que ΔH^0 y ΔS^0 no varían con la temperatura.

	Sust.	$\Delta H_f^0(\text{kJ/mol})$	$S^0(\text{J/(K mol)})$
Datos:	$\text{Br}_2(\text{l})$	0	152,2
	$\text{Br}_2(\text{g})$	30,61	245,4

2.12 Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos ellos obtenidos a la temperatura de 25 °C, para la siguiente reacción de obtención del fosgeno:



- Indica si será o no espontánea y si este hecho depende de la temperatura.
- Calcula la energía transferida al formarse 5 g de fosgeno e indica, justificando tu respuesta, si se desprende o se absorbe la energía en el proceso.

	Sust.	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/(K mol))
Datos:	CO(g)	-110,4	197,7
	Cl ₂ (g)	0,0	223,1
	COCl ₂ (g)	-222,8	288,8

- 2.13** La fermentación alcohólica supone la transformación de la glucosa sólida en etanol líquido y dióxido de carbono gas. Sabiendo que para esta reacción es $\Delta H^\circ = -69,4$ kJ a 25 °C, razona si el proceso será espontáneo a cualquier temperatura y calcula ΔG° a 25 °C.

Datos: $S^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 182,4$ J/(mol K); $S^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 160,7$ J/(mol K); $S^\circ(\text{CO}_2) = 213,7$ J/(mol K).