

# Ejercicios Termoquímica

Gonzalo Esteban

25 de agosto de 2019

## 1 Calor y entalpía

### Entalpía de reacción

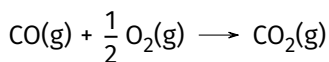
**1.1** Escribe las ecuaciones termoquímicas que describen los procesos de formación de las siguientes sustancias a partir de sus elementos constituyentes en estado estándar:

a) CO (g).

b) H<sub>2</sub>O (g).

c) H<sub>2</sub>O (l).

**1.2** Calcula la entalpía de la reacción:



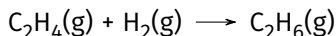
sabiendo que en la formación de 1,0 g de producto se desprenden 6,43 kJ.

**1.3** Calcula la entalpía de formación del ácido acético, CH<sub>3</sub>COOH, sabiendo que su entalpía de combustión es -870,3 kJ/mol y que las entalpías estándar de formación del CO<sub>2</sub> y del H<sub>2</sub>O (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.

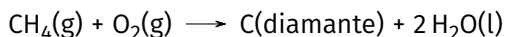
- 1.5** Utilizando los datos tabulados en tu libro de texto (o buscándolos en internet), calcular la variación de entalpía en la formación de las siguientes sustancias.

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

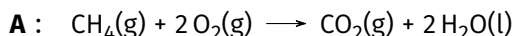
- 1.6** La energía que proporciona una golosina de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , es la misma si la digerimos que si la quemamos en el aire. La diferencia es la velocidad de liberación de la energía.

- 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.

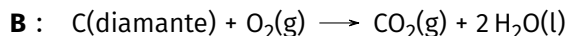
- 1.7** Alguien ha propuesto fabricar diamantes a partir de la oxidación del metano, según la reacción:



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

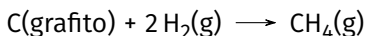


$$\Delta H_A = -890 \text{ kJ}$$

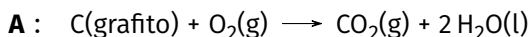


$$\Delta H_B = -395 \text{ kJ}$$

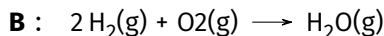
- 1.8** La variación de entalpía de la reacción de síntesis del metano no se puede calcular directamente:



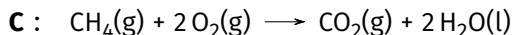
Calcular su valor a partir de las siguientes reacciones:



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

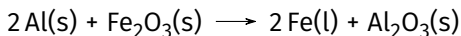


$$\Delta H_B = -572 \text{ kJ}$$

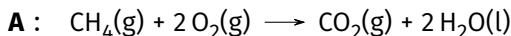


$$\Delta H_C = -890 \text{ kJ}$$

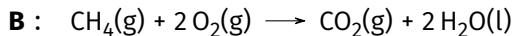
- 1.9** La aluminotermia es una técnica utilizada para obtener hierro, a partir de aluminio y óxido de hierro(III), según la reacción:



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



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



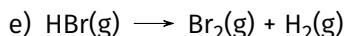
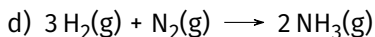
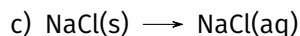
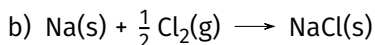
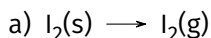
$$\Delta H_B = -890 \text{ kJ}$$

- 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?

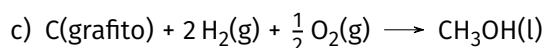
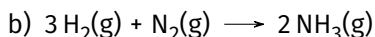
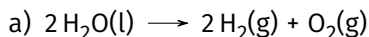
## 2 Entropía y espontaneidad

### Entropía

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

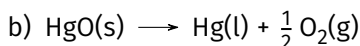
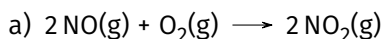


**2.2** Predice el cambio de entropía de las siguientes reacciones:



**2.3** Indica el signo de la variación de la entropía cuando un charco de agua se hiel a 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:  $\Delta H^0 = -2 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S^0 = -3 \text{ J/K}$ .

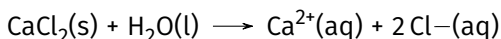
**2.6** Calcula la variación de entropía en la síntesis del amoníaco, a partir de nitrógeno e hidrógeno, a 25 °C y 1 atm, e indica si favorece su espontaneidad. Consulta los valores de entropía estándar en la tabla.

**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.

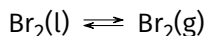
**2.10** Mediante la fotosíntesis, el dióxido de carbono se combina con el agua transformándose en hidratos de carbono, como la glucosa, y oxígeno molecular. Su fuente de energía es la luz del sol.

- 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

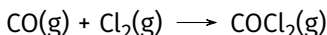
**2.11** Sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en equilibrio a 1 atm de presión, es decir,  $\Delta G^0 = 0$ , y considerando la evaporación del bromo como:



- Calcula  $\Delta H^0$  a 25 °C.
- Calcula  $S^0$ .
- Calcula  $\Delta G^0$  a 25 °C e indica si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.
- Determina la temperatura de ebullición del  $\text{Br}_2$  suponiendo que  $\Delta H^0$  y  $\Delta S^0$  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.	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)	$S^0$ (J/(K mol))
Datos:	CO(g)	-110,4	197,7
	Cl <sub>2</sub> (g)	0,0	223,1
	COCl <sub>2</sub> (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  $\Delta H^0 = -69,4$  kJ a 25 °C, razona si el proceso será espontáneo a cualquier temperatura y calcula  $\Delta G^0$  a 25 °C.

Datos:  $S^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 182,4$  J/(mol K);  $S^0(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 160,7$  J/(mol K);  $S^0(\text{CO}_2) = 213,7$  J/(mol K).