



Hoja de ejercicios de Termoquímica

Nivel: PAU / 2º Bachillerato

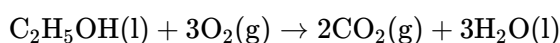
Dificultad: Media-Alta

Condiciones generales: Presión constante. Considerar gases ideales cuando proceda.

I. Cálculo de entalpía de reacción (fórmula directa)

Problema 1

La combustión del etanol se describe mediante la ecuación:



Datos:

ΔH°_f (kJ·mol⁻¹):

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -277,0$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$; $\text{O}_2(\text{g}) = 0$

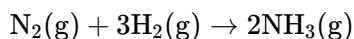
Apartados: a) Calcula ΔH° de la reacción.

b) Indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

c) Calcula el calor intercambiado al quemar 46,0 g de etanol.

Problema 2

La síntesis del amoníaco viene dada por:



Datos:

ΔH°_f (kJ·mol⁻¹):

$\text{NH}_3(\text{g}) = -46,1$; $\text{N}_2(\text{g}) = 0$; $\text{H}_2(\text{g}) = 0$

Apartados: a) Calcula la entalpía estándar de reacción.

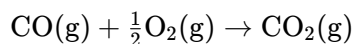
b) Calcula la energía liberada al formarse 34,0 g de NH_3 .

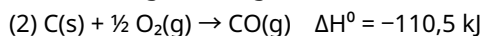
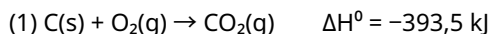
c) Determina la cantidad de H_2 consumida.

II. Cálculo de entalpía mediante la ley de Hess

Problema 3

Determina la entalpía de combustión del monóxido de carbono:



Datos:

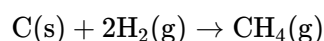
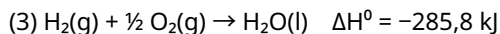
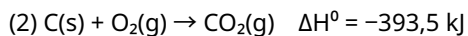
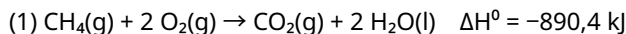
Apartados: a) Aplica la ley de Hess para obtener la reacción buscada.

b) Calcula ΔH° de la reacción.

c) Calcula el calor desprendido al quemar 28,0 g de CO.

Problema 4

Calcula la entalpía de formación del metano:

**Datos:**

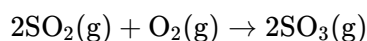
Apartados: a) Combina las ecuaciones aplicando Hess.

b) Calcula ΔH°_f del CH_4 .

c) Calcula el calor intercambiado al formarse 16,0 g de CH_4 .

Problema 5

Determina la entalpía de reacción:

**Datos:**

ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$):

$\text{SO}_2(\text{g}) = -296,8$; $\text{SO}_3(\text{g}) = -395,7$; $\text{O}_2(\text{g}) = 0$

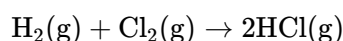
Apartados: a) Calcula ΔH° mediante Hess.

b) Indica el carácter térmico de la reacción.

c) Calcula el calor liberado al reaccionar 64,1 g de SO_2 .

Problema 6

Calcula la entalpía de reacción:

**Datos:**

ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$):

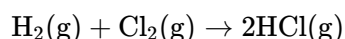
$\text{HCl(g)} = -92,3$; $\text{H}_2(\text{g}) = 0$; $\text{Cl}_2(\text{g}) = 0$

- Apartados:** a) Calcula ΔH° de reacción.
b) Determina el calor intercambiado al obtener 36,5 g de HCl.
c) Calcula la cantidad de Cl_2 consumida.
-

III. Cálculo de entalpía mediante energías de enlace

Problema 7

Para la reacción:



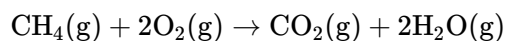
Datos ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$):

$E(\text{H-H}) = 436$; $E(\text{Cl-Cl}) = 243$; $E(\text{H-Cl}) = 431$

- Apartados:** a) Calcula ΔH de la reacción usando energías de enlace.
b) Compara el signo con el obtenido por entalpías de formación.
c) Calcula el calor intercambiado al reaccionar 2,0 mol de H_2 .
-

Problema 8

Para la reacción:



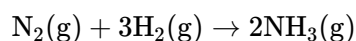
Datos ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$):

$\text{C-H} = 413$; $\text{O=O} = 498$; $\text{C=O} = 799$; $\text{O-H} = 463$

- Apartados:** a) Calcula ΔH mediante energías de enlace.
b) Justifica posibles diferencias con el valor experimental.
c) Calcula el calor liberado al quemar 8,0 g de CH_4 .
-

IV. Entropía y energía libre de Gibbs

Problema 9



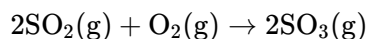
Datos:

$\Delta H^\circ = -92,2 \text{ kJ}$

$\Delta S^\circ = -198 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

- Apartados:** a) Calcula ΔG° a 298 K.
b) Indica si la reacción es espontánea a 298 K.
c) Calcula la temperatura a la que se alcanza el equilibrio.
-

Problema 10



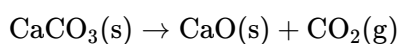
Datos:

$$\Delta H^\circ = -198 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = -187 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

- Apartados:** a) Calcula ΔG° a 298 K.
b) Determina si la reacción es espontánea a dicha temperatura.
c) Calcula la temperatura de equilibrio.
-

Problema 11



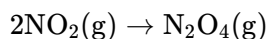
Datos:

$$\Delta H^\circ = +178 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = +161 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

- Apartados:** a) Calcula ΔG° a 298 K.
b) Indica si la reacción es espontánea.
c) Calcula la temperatura mínima a la que la reacción es espontánea.
-

Problema 12



Datos:

$$\Delta H^\circ = -57,2 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = -175 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$$

- Apartados:** a) Calcula ΔG° a 298 K.
b) Analiza la espontaneidad a baja temperatura.
c) Calcula la temperatura de equilibrio.
-

V. Espontaneidad según signos de ΔH y ΔS

Problema 13

Una reacción presenta $\Delta H^\circ < 0$ y $\Delta S^\circ > 0$.

- Apartados:** a) Analiza teóricamente la espontaneidad.
b) Indica el signo de ΔG° a cualquier temperatura.
c) Da un ejemplo de reacción real con este comportamiento.
-

Problema 14

Una reacción presenta $\Delta H^0 > 0$ y $\Delta S^0 < 0$.

- Apartados:** a) Analiza la espontaneidad de la reacción.
b) Justifica si puede ser espontánea a alguna temperatura.
c) Relaciona el resultado con el equilibrio químico.
-

Masas atómicas:

H = 1,0 ; C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0 ; Cl = 35,5 ; S = 32,1 ; Ca = 40,1