



# Hoja de ejercicios de Termoquímica

**Nivel:** PAU / 2º Bachillerato

**Dificultad:** Media-Alta

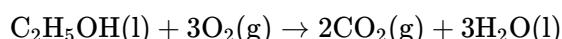
**Condiciones generales:** Presión constante. Considerar gases ideales cuando proceda.

---

## I. Cálculo de entalpía de reacción (fórmula directa)

### Problema 1

La combustión del etanol se describe mediante la ecuación:



**Datos:**

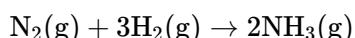
$\Delta H^0f$  (kJ·mol<sup>-1</sup>):

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

- Apartados:** a) Calcula  $\Delta H^0$  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:**

$\Delta H^0f$  (kJ·mol<sup>-1</sup>):

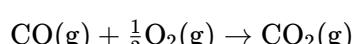
$\text{NH}_3\text{(g)} = -46,1$  ;  $\text{N}_2\text{(g)} = 0$  ;  $\text{H}_2\text{(g)} = 0$

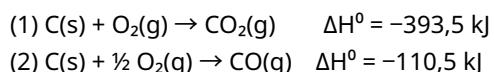
- Apartados:** a) Calcula la entalpía estándar de reacción.  
b) Calcula la energía liberada al formarse 34,0 g de  $\text{NH}_3$ .  
c) Determina la cantidad de  $\text{H}_2$  consumida.
- 

## 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.

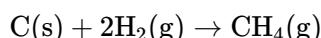
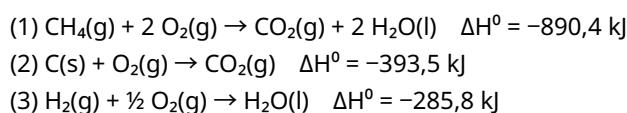
b) Calcula  $\Delta H^0$  de la reacción.

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.

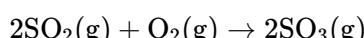
b) Calcula  $\Delta H^0f$  del  $CH_4$ .

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

---

**Problema 5**

Determina la entalpía de reacción:

**Datos:**

$\Delta H^0f$  (kJ·mol<sup>-1</sup>):

$SO_2(g) = -296,8$  ;  $SO_3(g) = -395,7$  ;  $O_2(g) = 0$

**Apartados:** a) Calcula  $\Delta H^0$  mediante Hess.

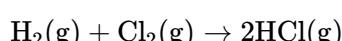
b) Indica el carácter térmico de la reacción.

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

---

**Problema 6**

Calcula la entalpía de reacción:

**Datos:**

$\Delta H^0f$  (kJ·mol<sup>-1</sup>):

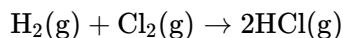
$HCl(g) = -92,3$  ;  $H_2(g) = 0$  ;  $Cl_2(g) = 0$

- Apartados:** a) Calcula  $\Delta H^0$  de reacción.  
b) Determina el calor intercambiado al obtener 36,5 g de HCl.  
c) Calcula la cantidad de  $\text{Cl}_2$  consumida.
- 

### III. Cálculo de entalpía mediante energías de enlace

#### Problema 7

Para la reacción:



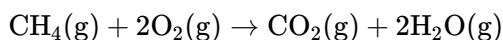
**Datos (kJ·mol<sup>-1</sup>):**

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

- Apartados:** a) Calcula  $\Delta H$  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  $\text{H}_2$ .
- 

#### Problema 8

Para la reacción:



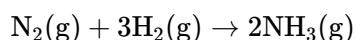
**Datos (kJ·mol<sup>-1</sup>):**

$$C-H = 413 ; O=O = 498 ; C=O = 799 ; O-H = 463$$

- Apartados:** a) Calcula  $\Delta H$  mediante energías de enlace.  
b) Justifica posibles diferencias con el valor experimental.  
c) Calcula el calor liberado al quemar 8,0 g de  $\text{CH}_4$ .
- 

### IV. Entropía y energía libre de Gibbs

#### Problema 9



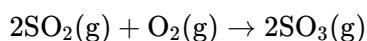
**Datos:**

$$\Delta H^0 = -92,2 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^0 = -198 \text{ J·K}^{-1}$$

- Apartados:** a) Calcula  $\Delta G^0$  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  $\Delta G^\circ$  a 298 K.

b) Determina si la reacción es espontánea a dicha temperatura.

c) Calcula la temperatura de equilibrio.

---

### Problema 11



**Datos:**

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

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

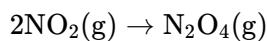
**Apartados:** a) Calcula  $\Delta G^\circ$  a 298 K.

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  $\Delta G^\circ$  a 298 K.

b) Analiza la espontaneidad a baja temperatura.

c) Calcula la temperatura de equilibrio.

---

## V. Espontaneidad según signos de $\Delta H$ y $\Delta S$

### 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  $\Delta G^\circ$  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