

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Reserva 1, Ejercicio 4, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción B

Dada la reacción:  $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$

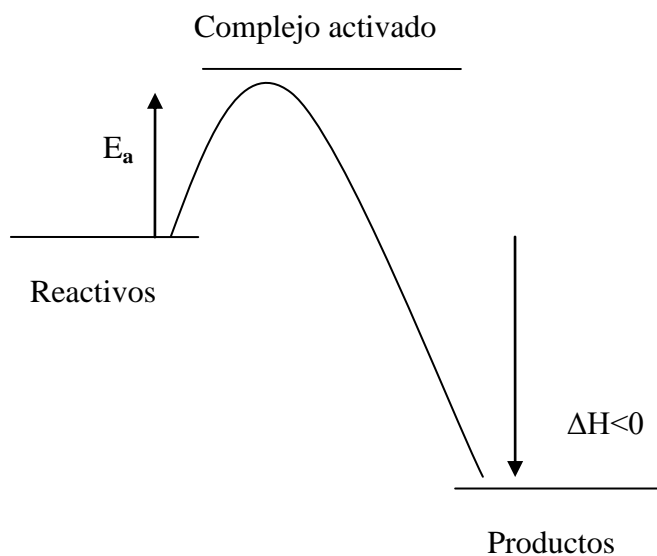
a) Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.

b) Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

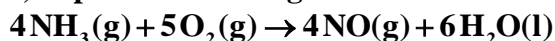
### R E S O L U C I Ó N

a)



b) Es exotérmica ya que:  $\Delta H = 134 - 360 = -226 \text{ kJ}$

El amoníaco, a 25 °C y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:



Calcule: a) La variación de entalpía. b) La variación de energía interna.

Datos:  $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = -46'2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{NO}(\text{g})] = 90'4 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$

QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

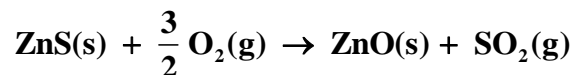
a) Para cualquier reacción:  $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$ , luego:

$$\Delta H_R = 4 \cdot 90'4 + 6 \cdot (-285'4) - 4 \cdot (-46'2) = -1168'4 \text{ kJ}$$

b)

$$U = \Delta H - pV = \Delta H - nRT = -1168'4 - (-5) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -1156'01 \text{ kJ}$$

a) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la reacción:



b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 100 g de ZnS(s) con oxígeno en exceso?

Datos:  $\Delta H_f^0[\text{ZnS(s)}] = -202'9 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{ZnO(s)}] = -348 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'1 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65'4

QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción:  $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$ , luego:

$$\Delta H_R^0 = -348 - 296'1 - (-202'9) = -441'2 \text{ kJ}$$

b)

$$100 \text{ g} \cdot \frac{-441'2 \text{ kJ}}{97'4 \text{ g ZnS}} = -452'97 \text{ kJ}$$

Luego, se desprenden  $-452'97 \text{ kJ}$

a) Calcule la variación de entalpía estándar de formación del acetileno (etino) a partir de las entalpías estándares de combustión (kJ/mol) de hidrógeno, C (grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente:  $-285'3$ ;  $-393'3$  y  $-1298'3$ .

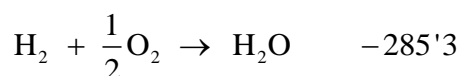
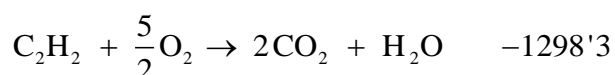
b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 Kg de acetileno.

Masas atómicas: H = 1; C = 12

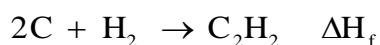
QUÍMICA. 2000. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos las reacciones de combustión:



A partir de estas reacciones tenemos que calcular la entalpía de la reacción:



Luego, vemos que:  $\Delta H_f = 1298'3 + 2 \cdot (-393'3) + (-285'3) = 226'4 \text{ kJ/mol}$

$$\text{b) } 1000 \text{ g} \cdot \frac{-1.298'3 \text{ kJ}}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} = -49.934'61 \text{ kJ}$$

**Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

**a) Toda reacción exotérmica es espontánea.**

**b) En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.**

**c) En el cambio de estado  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  se produce un aumento de entropía.**

**QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Para que una reacción química sea espontánea se tiene que cumplir que:  $\Delta G < 0$ , y como  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , para una reacción en donde  $\Delta S < 0$  y T sea alta, no sería espontánea a pesar de que fuese exotérmica.

b) Falsa. Si T fuese baja, puede ocurrir que  $\Delta H > T\Delta S$ , con lo cual no sería espontánea.

c) Cierta. Ya que al pasar del estado líquido al gaseoso aumenta el desorden, con lo cual aumenta la entropía.