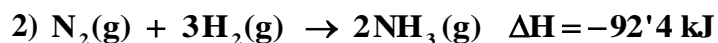
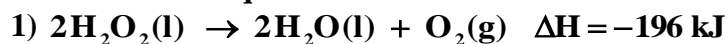


## QUÍMICA

### TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Justifique:

- El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.
- El proceso que será siempre espontáneo.
- El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) La variación de entropía  $\Delta\text{S}$  es positiva para los procesos en que aumenta el desorden molecular.

En la reacción (1) aumenta el número de moléculas y además se generan gases, por lo tanto,  $\Delta\text{S} > 0$ . En la reacción (2) disminuye el número de moléculas y de moles de gas, por lo tanto,  $\Delta\text{S} < 0$ .

b) Los procesos espontáneos son aquellos en que  $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} < 0$ .

En la reacción (1),  $\Delta\text{H} < 0$  y  $\Delta\text{S} > 0$ , por lo tanto,  $\Delta\text{G} < 0$ , luego, el proceso será siempre espontáneo.

c) En la reacción (2),  $\Delta\text{H} < 0$  y  $\Delta\text{S} < 0$ , entonces: si la temperatura es alta  $\Delta\text{G} > 0$  y no es espontánea, en cambio, si la temperatura es baja,  $\Delta\text{G} < 0$ , y la reacción es espontánea.

Dada la ecuación termoquímica a 25°C:



Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25°C.

Datos:  $S^0[(\text{NH}_3)_\text{g}] = 192'3 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ ;  $S^0[(\text{N}_2)_\text{g}] = 191 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ ;

$S^0[(\text{H}_2)_\text{g}] = 130'8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ ;  $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) El calor de reacción a volumen constante es  $\Delta U^0$ , luego:

$$\Delta U^0 = \Delta H^0 - \Delta n \cdot R \cdot T = -92.300 - (-2) \cdot 8'31 \cdot 298 = -87.347'24 \text{ J} = -87'34 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la variación de entropía:

$$\Delta S^0 = \sum(S^0)_{\text{productos}} - \sum(S^0)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot 192'3 - 191 - 3 \cdot 130'8 = -198'8 \text{ J/K}$$

Calculamos la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -92.300 - 298 \cdot (-198'8) = -33.057'6 \text{ J} = -33'06 \text{ kJ}$$

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

**QUIMICA. 2012. RESERVA 1. 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.

Las entalpías estándar de combustión a 25 °C del C (grafito), y del CO gaseoso son respectivamente  $-393 \text{ kJ/mol}$  y  $-283 \text{ kJ/mol}$ .

a) Calcule la entalpía estándar, a 25 °C, de formación del CO gaseoso.

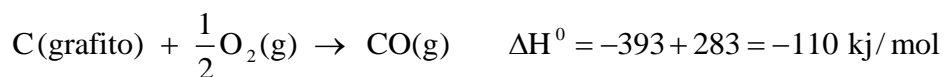
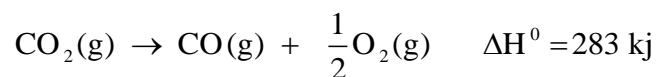
b) Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de  $\text{O}_2$  para formar  $\text{CO}_2$  gaseoso ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?

Masas atómicas: C=12; O=16.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



b)

$$140 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{-283 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = -1.415 \text{ kJ}$$

En las condiciones adecuadas el cloruro de amonio sólido se descompone en amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno gaseoso. Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de descomposición en condiciones estándar.

b) ¿Qué cantidad de calor, se absorberá o se desprenderá en la descomposición del cloruro de amonio contenido en una muestra de 87 g de una riqueza del 79%?

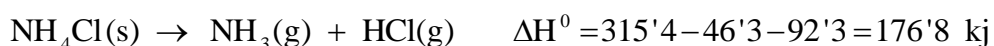
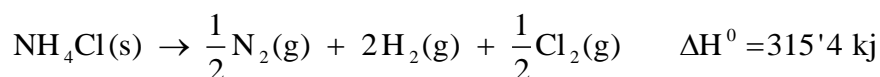
Datos:  $\Delta H_f^0$  (Kj/mol):  $\text{NH}_4\text{Cl(s)} = -315'4$ ;  $\text{NH}_3(\text{g}) = -46'3$ ;  $\text{HCl(g)} = -92'3$ . Masas atómicas.

H = 1 ; N = 14 ; Cl = 35'5

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

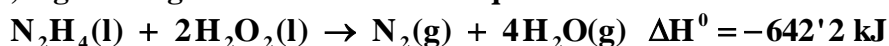


b)

$$87 \text{ gr muestra} \cdot \frac{79 \text{ gr NH}_4\text{Cl}}{100 \text{ gr muestra}} \cdot \frac{176'8 \text{ kJ}}{53'5 \text{ gr NH}_4\text{Cl}} = 227'13 \text{ kJ}$$

Luego, se absorben 227'13 kJ

La reacción de la hidracina,  $N_2H_4$ , con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:



a) Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.

b) Calcula el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H= 1; N=14;  $\Delta H_f^0 [H_2O_2(l)] = -187'8 \text{ kJ/mol}$  ;

$$\Delta H_f^0 [H_2O(g)] = -241'8 \text{ kJ/mol} ; R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 5. 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:

$$-642'2 = 4 \cdot (-241'8) - 2 \cdot (-187'8) - \Delta H_f^0 \Rightarrow \Delta H_f^0 = 50'6 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$320 \text{ g} \cdot \frac{28 \text{ g de } N_2}{32 \text{ g de } N_2H_4} = 280 \text{ g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{280}{28} \cdot 0'082 \cdot 873}{\frac{650}{760}} = 837 \text{ L de } N_2$$

$$320 \text{ g} \cdot \frac{4 \cdot 18 \text{ g de } H_2O}{32 \text{ g de } N_2H_4} = 720 \text{ g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{720}{18} \cdot 0'082 \cdot 873}{\frac{650}{760}} = 3.348 \text{ L de } H_2O$$

Luego, se obtienen  $837 + 3.348 = 4.185$  L de gases.

a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:

$$E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}-\text{H}) = 389 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}\equiv\text{N}) = 945 \text{ kJ/mol}$$

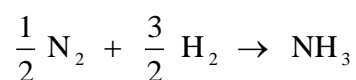
b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25° C.

$$\text{Dato: } R = 8'31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de formación del amoníaco



$$\Delta H_{\text{R}}^0 = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$

$$\Delta H_{\text{R}}^0 = \frac{1}{2} \cdot 945 + \frac{3}{2} \cdot 436 - 3 \cdot 389 = 472'5 + 654 - 1167 = -40'5 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos la energía interna

$$U = \Delta H - p \cdot V = \Delta H - nRT = -40'5 - (-1) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -38'02 \text{ kJ/mol}$$

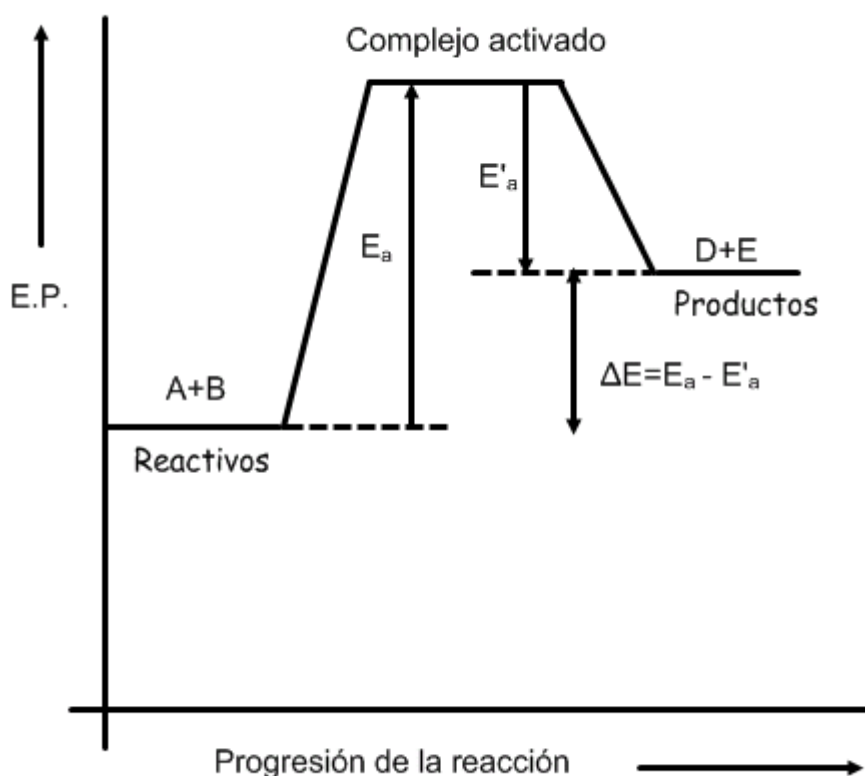


En una reacción endotérmica: a) Dibuja el diagrama entálpico de la reacción. b) ¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa? c) ¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?

QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es endotérmica cuando se suministra calor a los reactivos para formar los productos. El diagrama entálpico es:



b) Como vemos en el diagrama, la energía de activación directa,  $E_a$ , es mayor que la inversa,  $E'_a$ .

c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, se incrementa la velocidad de reacción. Por lo tanto, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose más bajo en el diagrama, haciendo más pequeña tanto la energía de activación directa como la inversa.