

**PROBLEMAS RESUELTOS  
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA  
2008**

**QUÍMICA**

**TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS**

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

**La tostación de la piritita se produce según:  $4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{SO}_2(\text{g})$**

**Calcule:**

**a) La entalpía de reacción estándar.**

**b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de piritita del 90 % de riqueza en peso.**

Datos:  $\Delta H_f^0[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177'5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822'2 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: Fe = 55'8; S = 32

**QUÍMICA. 2008. JUNIO 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:

$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-822'2) + 8 \cdot (-296'8) - 4 \cdot (-177'5) = -3308'8 \text{ kJ}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 4 \cdot 119'8 \text{ g de Piritita} \rightarrow -3308'8 \\ 25 \cdot 0'9 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -155'35 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden 155'35 kJ

**Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.
- b) La entropía del sistema disminuye en las reacciones exotérmicas.
- c) El calor de reacción a presión constante es igual a la diferencia entre la entalpía de los productos y de los reactivos.

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 3 OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Falso. La velocidad no está relacionada con la espontaneidad. La velocidad depende de la temperatura, de la concentración de los reactivos y de la energía de activación, mientras que la espontaneidad depende de la energía libre de Gibbs. Una reacción espontánea puede transcurrir rápida o lentamente.
- b) Falso. No tiene que ocurrir necesariamente aunque si puede ocurrir. No tiene nada que ver el criterio de que sea exotérmica (entalpía negativa), con el aumento de orden de la reacción (entropía negativa).
- c) Verdadero. Es la definición de calor de reacción a presión constante.

Dada la ecuación termoquímica:  $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} = 571 \text{ kJ}$

Calcule, en las mismas condiciones de presión y temperatura:

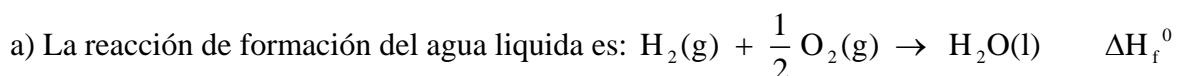
a) La entalpía de formación del agua líquida.

b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera cuando reaccionan 50 g de  $\text{H}_2$ , con 50 g de  $\text{O}_2$ .

Masas atómicas: O = 16 ; H = 1.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N



Luego,  $\Delta\text{H}_f^0 = -\frac{\Delta\text{H}^0}{2} = -\frac{571}{2} = -285'5 \text{ kJ/mol}$

b) El reactivo limitante es el oxígeno, luego:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{1}{2} \text{ mol de O}_2 \rightarrow -285'5 \text{ kJ} \\ \frac{50}{32} \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} x = -892'18 \text{ kJ}$$

**Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

- a) La reacción  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$   $\Delta H = -95'40 \text{ kJ}$ , es espontánea.
- b) La entalpía es una función de estado.
- c) Todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. La reacción es espontánea si  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$ . En nuestro caso hay aumento de desorden ( $\Delta S > 0$ ) y  $\Delta H < 0$ , luego:  $\Delta G < 0$
- b) Verdadero. La entalpía es una función de estado cuya variación expresa la cantidad de calor absorbido o desprendido en un sistema termodinámico a presión constante.
- c) Verdadero. El Segundo Principio de la Termodinámica sostiene que cualquier proceso que ocurre espontáneamente produce un aumento de entropía en el universo.

**La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):**



**a) Calcule la entalpía de reacción estándar.**

**b) Suponiendo que  $\Delta H$  y  $\Delta S$  no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.**

Datos:  $\Delta H_f^0[\text{CO(g)}] = -110'5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{CH}_3\text{OH(g)}] = -201'5 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(g)}] = -235'1 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O(g)}] = -241'8 \text{ kJ/mol}$ .

Variación de entropía de la reacción:  $\Delta S^0 = -227'4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ .

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 6. 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:

$$\Delta H_R^0 = (-235'1) + (-241'8) - (-110'5) - (-201'5) = -164'9 \text{ kJ}$$

b) La reacción deja de ser espontánea cuando la variación de la energía libre de Gibas sea positiva.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-164'9}{-0'2274} = 725^\circ\text{K}$$

A  $725^\circ\text{ K}$ , la reacción está en equilibrio y por encima de esa temperatura, la reacción no es espontánea.

**Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas, en las mismas condiciones:**



**Calcule:**

a) La entalpía de formación del  $\text{PCl}_5\text{(g)}$ , en las mismas condiciones.

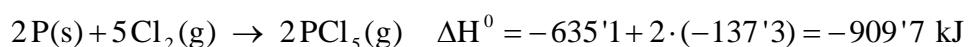
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de  $\text{PCl}_5\text{(g)}$  a partir de sus elementos.

Masas atómicas: P = 31 ; Cl = 35'5 .

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

**R E S O L U C I Ó N**

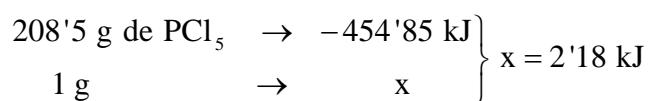
a) Aplicamos la ley de Hess.



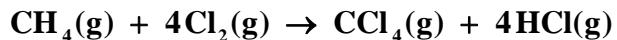
Esta es la entalpía correspondiente a la formación de 2 moles, luego, la entalpía de formación será:

$$\Delta H_f^0 = \frac{-909'7}{2} = -454'85 \text{ kJ/mol}$$

b)



Para la siguiente reacción:



Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

- a) Las entalpías de enlace.
- b) Las entalpías de formación estándar.

Datos:

Entalpías de enlace en kJ/mol: (C–H) = 415 ; (Cl–Cl) = 244 ; (C–Cl) = 330 ; (H–Cl) = 430 ;

$$\Delta H_f^0[\text{CH}_4(\text{g})] = -74'9 \text{ kJ/mol} ; \Delta H_f^0[\text{CCl}_4(\text{g})] = -106'6 \text{ kJ/mol} ;$$

$$\Delta H_f^0[\text{HCl}(\text{g})] = -92'3 \text{ kJ/mol}$$

#### QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

#### R E S O L U C I Ó N

a)  $\Delta H_R^0 = \sum(\text{Energía de enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía de enlaces formados})$

$$\Delta H_R^0 = 4 \cdot 415 + 4 \cdot 244 - 4 \cdot 330 - 4 \cdot 430 = -404 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta H_R^0 = -106'6 + 4 \cdot (-92'3) - (-74'9) = -400'9 \text{ kJ}$$