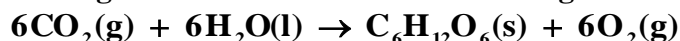


## QUÍMICA

### TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:



a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25°C, indicando si es exotérmica o endotérmica.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?.

Datos:  $\Delta H_f^0[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})] = -673'3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16

QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

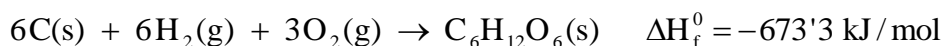
## R E S O L U C I Ó N

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

$$\Delta H_R^0 = -673'3 - 6 \cdot (-393'5) - 6 \cdot (-285'8) = 3.402'5 \text{ kJ}$$

Luego, la reacción es endotérmica.

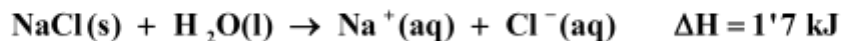
b) Escribimos la reacción de formación de la glucosa a partir de sus elementos.



Calculamos el calor desprendido

$$500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{-673'3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = -1.870'27 \text{ kJ}$$

**Dado el siguiente proceso de disolución:**



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

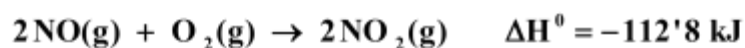
- a) El proceso es exotérmico.
- b) Se produce un aumento de la entropía.
- c) El proceso es siempre espontáneo.

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa, ya que  $\Delta H$  es positivo, por lo tanto, es un proceso endotérmico.
- b) Cierta, ya que pasamos de un estado ordenado (cristal de cloruro de sodio) a otro muy desordenado como es la disolución. Aumenta, por lo tanto, el desorden y con él la entropía.
- c) Falsa. Una reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ . Teniendo en cuenta la fórmula de la variación de energía libre:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  podemos hacer la discusión. En nuestro caso:  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ , entonces  $\Delta G < 0$  solo si la temperatura es alta y, en ese caso, la reacción será espontánea.

A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, del monóxido de nitrógeno.

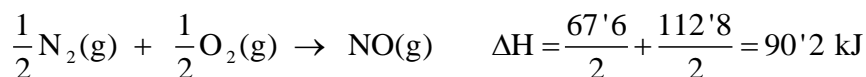
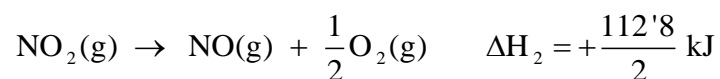
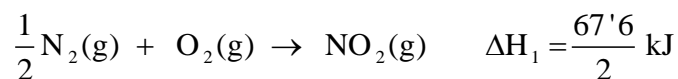
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

Datos: Composición volumétrica del aire: 21% O<sub>2</sub> y 79% N<sub>2</sub>.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la ley de Hess



b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$50 \text{ L de NO} \cdot \frac{1 \text{ L de O}_2}{2 \text{ L de NO}} \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{21 \text{ L de O}_2} = 119'05 \text{ L de aire}$$

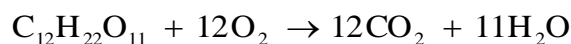
- a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, de la sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).
- b) Si nuestros músculos convierten en trabajo sólo el 30% de la energía producida en la combustión de la sacarosa, determine el trabajo muscular que podemos realizar al metabolizar 1 g de sacarosa.

Datos:  $\Delta H_{\text{combustión}}^{\circ}(C_{12}H_{22}O_{11}) = -5650 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^{\circ}[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$ ;  
 $\Delta H_f^{\circ}[H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$ ; Masas atómicas C = 12; O = 16; H = 1.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

- a) Escribimos la reacción de combustión de la sacarosa:



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

$$-5.650 = 12 \cdot (-393'5) + 11 \cdot (-285'8) - \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -2.215'8 \text{ kJ/mol}$$

- b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$1 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-5.650 \text{ kJ}}{342 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{30}{100} = -4'95 \text{ kJ}$$

Luego, podemos realizar un trabajo muscular de 4'95 kJ

**El propano ( $C_3H_8$ ) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.**

**a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.**

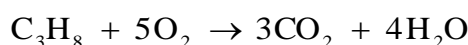
**b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a  $25^\circ C$  y  $760 \text{ mmHg}$ , si la energía intercambiada ha sido de  $5990 \text{ kJ}$ .**

**Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$ . Energías medias de enlace ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ):  $(C - C) = 347$ ;  $(C - H) = 415$ ;  $(O - H) = 460$ ;  $(O = O) = 494$  y  $(C = O) = 730$ .**

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos y ajustamos la reacción de combustión



Calculamos la entalpía de combustión

$$\Delta H_c = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}} = 2 \cdot 347 + 8 \cdot 415 + 5 \cdot 494 - 6 \cdot 730 - 8 \cdot 460 = -1.576 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos los moles de dióxido de carbono

$$5.990 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1.576 \text{ kJ}} = 11'4 \text{ moles } CO_2$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{11'4 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 278'57 \text{ L de } CO_2.$$

Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación a 25°C del butano,  $C_4H_{10}$ , dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente,  $-125'7$ ,  $-393'5$  y  $-285'5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , calcula el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:

a) A presión constante.

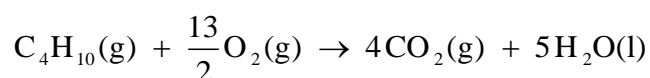
b) A volumen constante.

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

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción de combustión:



a) Calculamos el calor a presión constante:

$$\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}} = 4 \cdot (-393'5) + 5 \cdot (-285'5) - (-125'7) = -2.875'8 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos el calor a volumen constante:

$$Q_v = \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T = -2.875'8 - \left( -\frac{7}{2} \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 \right) = -2.867'13 \text{ kJ/mol}$$