

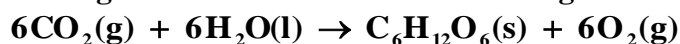
QUÍMICA

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

emestrada

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.

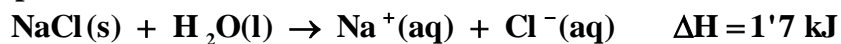
b) Escribimos la reacción de formación de la glucosa a partir de sus elementos.



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 ΔH 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.

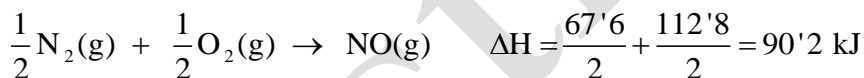
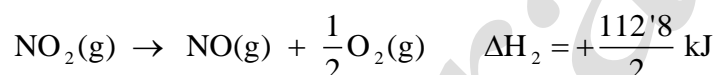
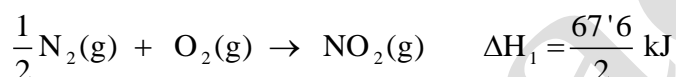
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

Datos: Composición volumétrica del aire: 21% O₂ y 79% N₂.

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.

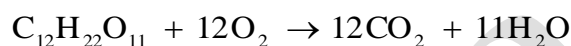
Datos: $\Delta H_{\text{combustión}}^0(C_{12}H_{22}O_{11}) = -5650 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; 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: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, 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.

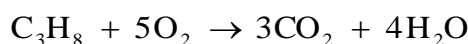
- a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a $25^\circ C$ y 760 mmHg , si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ .

Datos: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. 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.

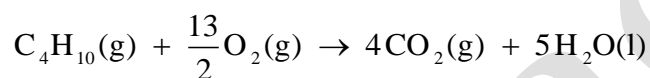
b) A volumen constante.

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:

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