

■ Actividades PAU de bloque

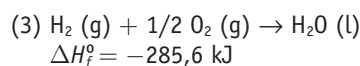
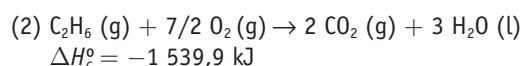
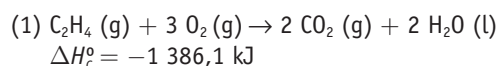
1. La reacción de hidrogenación del eteno para dar etano es:
 $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$.

a) Calcula, a partir de las entalpías de combustión del eteno y del etano y de la entalpía de formación del agua, la entalpía de la reacción de hidrogenación, haciendo uso de la ley de Hess.

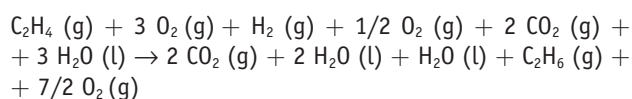
b) Calcula la cantidad de calor que acompaña a la reacción de hidrogenación cuando se consumen 11,3 litros de H_2 a 1 atm de presión y 0 °C.

Datos: ΔH° combustión (C_2H_4) = -1386,1 kJ/mol; ΔH° combustión (C_2H_6) = -1539,9 kJ/mol; ΔH_f° (H_2O) = -285,6 kJ/mol; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

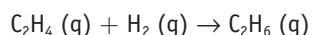
a) Las ecuaciones de combustión del eteno y del etano, así como la de formación del agua, se pueden expresar como:



Sumando a las ecuaciones (1) y (3), la inversa de la ecuación (2), se obtiene:



Que simplificando equivale a:



que es la ecuación de hidrogenación del eteno.

Utilizando la ley de Hess:

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_c^\circ + \Delta H_f^\circ + (-\Delta H_c^\circ)$$

$$\Delta H_R^\circ = (-1386,1) + (-285,6) + (1539,9)$$

$$\Delta H_R^\circ = -131,8 \text{ kJ/mol etano}$$

b) El volumen de hidrógeno que se consume está medido en condiciones normales; por tanto:

$$11,3 \text{ L}(\text{H}_2) \cdot \frac{1 \text{ mol}(\text{H}_2)}{22,4 \text{ L}(\text{H}_2)} \cdot \frac{-131,8 \text{ kJ}}{\text{mol}(\text{H}_2)} = -66,49 \text{ kJ}$$

se desprenden en el proceso.

2. Las entalpías de combustión del propano y el butano, a 25 °C y 1 atm, son -2 220 kJ/mol y -2 876 kJ/mol, respectivamente.

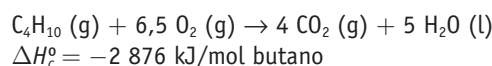
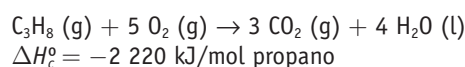
a) Calcula la diferencia de calor desprendido al quemar 10 gramos de cada uno de estos gases.

b) Calcula la diferencia de calor desprendido al quemar 10 litros de cada uno de estos gases, medidos a 25 °C y 1 atm.

Datos: masas atómicas: carbono: 12; hidrógeno: 1.

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

a) Las ecuaciones de combustión de ambos hidrocarburos se pueden expresar:



A partir de la estequiometría de ambas reacciones:

$$10 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{-2220 \text{ kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8} = -504,5 \text{ kJ}$$

se desprenden.

$$10 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-2876 \text{ kJ}}{\text{mol C}_4\text{H}_{10}} = -495,9 \text{ kJ}$$

se desprenden.

Por tanto, en la combustión de los 10 g de propano se desprenden 8,6 kJ más que en la combustión de los 10 g de butano.

b) A partir de la ecuación de los gases: $pV = nRT$:

$$n = \frac{pV}{RT}; n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol}$$

de C_3H_8 y 0,41 moles de C_4H_{10} se queman.

$$0,41 \text{ moles C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-2220 \text{ kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8} = -908,5 \text{ kJ se desprenden.}$$

$$0,41 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{-2876 \text{ kJ}}{\text{mol C}_4\text{H}_{10}} = -1177 \text{ kJ se desprenden.}$$

Por tanto, en la combustión de los 10 litros de butano se desprenden 268,5 kJ más que en ese mismo volumen de propano.

3. Para la reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, la ecuación de la velocidad determinada experimentalmente es, $v = k [\text{A}] [\text{B}]$. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál es el orden de la reacción?

b) Si el valor de $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, ¿la reacción será espontánea?

c) ¿Se trata de una reacción exotérmica?

d) Si se añade un catalizador, ¿variarán los valores de ΔH e ΔG ?

a) El orden total de reacción será la suma de los órdenes parciales de los reactivos A y B, que según la ecuación cinética son $1 + 1 = 2$.

b) La reacción será espontánea cuando ΔG tenga valor negativo:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

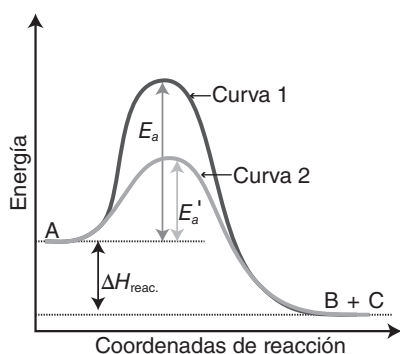
Como ΔH es negativo y ΔS es positivo, el término $T \Delta S$ será negativo siempre; por tanto ΔG será también siempre negativo, con lo que la reacción será espontánea.

c) La reacción será exotérmica porque el valor de ΔH es negativo.

d) Si se añade un catalizador, las constantes termodinámicas no variarán, lo que cambia es la energía de activación E_a , y por tanto la velocidad aumentará porque se alcanza con más facilidad el intermedio de reacción.

4. Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción: $A \rightarrow B + C$, contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
- ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
- ¿Qué les sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
- ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?



- Que se haya introducido en el segundo caso un catalizador que disminuya la E_a sin cambiar el resto de las variables termodinámicas.
- Para la segunda, pues la E_a es menor y por tanto se conseguirá llegar al estado de transición con más facilidad.
- La constante de velocidad aumentará al aumentar la velocidad, pues según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT}$, a mayor T mayor k .
Por otra parte, al aumentar la temperatura aumentará la E_c de las moléculas, con lo cual tendrán mayor velocidad y el número de choques efectivos será mayor, ello implicará que muchas moléculas adquirirán una energía mayor que la de activación, E_a ; con ello aumentará la velocidad de reacción.
- La reacción será exotérmica, pues del diagrama se desprende que ΔH será negativo en ambos casos.

5. Para la reacción de hidrogenación del eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$), determina:

- La entalpía de reacción a 298 K.
- El cambio de energía de Gibbs de reacción a 298 K.

c) El cambio de entropía de reacción a 298 K.

d) El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea.

Datos a 298 K	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	CH_3-CH_3
$\Delta H_f^\circ/\text{kJ mol}^{-1}$	52,3	84,7
$\Delta G_f^\circ/\text{kJ mol}^{-1}$	68,1	32,9

- $\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos}) = 84,7 - 52,3 = 32,4 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\Delta G_R^\circ = \sum \Delta G_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta G_f^\circ(\text{reactivos}) = 32,9 - 68,1 = -35,2 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Utilizamos la ecuación $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$, de donde:
 $\Delta S = (\Delta H - \Delta G)/T = (32,4 - (-35,2))/298 = 226,8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- Para hallar en qué intervalo de temperaturas la reacción no es espontánea, tendremos que calcular en qué intervalo ΔG es positiva:
 $\Delta G = \Delta H - T \Delta S > 0 \Rightarrow T < \Delta H/\Delta S$ (ya que ΔS es positiva)
 $T < 32\,400 \text{ kJ mol}^{-1}/227 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 143 \text{ K} (-130 \text{ }^\circ\text{C})$

6. a) Ordena razonadamente las siguientes sales de mayor a menor solubilidad en agua: BaSO_4 , ZnS , CaCO_3 , AgCl .

b) Explica si se formará un precipitado de cloruro de plata al mezclar 100 mL de cloruro de sodio, NaCl , $2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ con 100 mL de nitrato de plata, AgNO_3 , $6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Datos: productos de solubilidad, K_{ps} : $\text{BaSO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-10}$; $\text{ZnS} = 2,5 \cdot 10^{-22}$; $\text{CaCO}_3 = 9 \cdot 10^{-9}$; $\text{AgCl} = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

- Como todas ellas forman dos iones (uno de cada signo) en disolución acuosa, sus solubilidades guardan proporcionalidad con sus productos de solubilidad, por lo que el orden será:
Más soluble: $\text{CaCO}_3 > \text{BaSO}_4 = \text{AgCl} > \text{ZnS}$: Menos soluble
- Tanto el cloruro de sodio como el nitrato de plata se disocian completamente en disolución acuosa, por lo que las concentraciones iónicas son idénticas a las iniciales (al obtenerse un solo ion de cada signo en la disociación).

Al juntarse cantidades idénticas en volumen de ambas disoluciones, la concentración iónica de cada especie se reduce a la mitad, por lo que tenemos una disolución de concentración 10^{-5} M en ion Cl^- y $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ en ion Ag^+ :

$$[\text{Cl}^-][\text{Ag}^+] = 10^{-5} \cdot 3 \cdot 10^{-5} = 3 \cdot 10^{-10} > K_s$$

Como el producto de concentraciones es mayor que el producto de solubilidad, se produce la precipitación, aunque, al ser un valor tan cercano, habrá unas cantidades ínfimas de precipitado.