

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Reserva 1, Ejercicio C2
- Reserva 2, Ejercicio B1
- Reserva 3, Ejercicio C4
- Julio, Ejercicio B5

emestrada

Para la siguiente reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{N}_2(\text{g})$

Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.

b) La variación de energía interna (calor a volumen constante) a 25°C.

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

Enlace	N-H	O=O	N≡N	O-H
Energía ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	390	499	946	460

QUÍMICA. 2024. RESERVA 1. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la entalpía de reacción:

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

$$\Delta H_{\text{R}}^0 = 4 \cdot 3 \cdot 390 + 3 \cdot 499 - 6 \cdot 2 \cdot 460 - 2 \cdot 946 = -1.235 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la energía interna

$$U = \Delta H - p \cdot V = \Delta H - nRT = -1.235 - (-5) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -1.222'62 \text{ kJ}$$

Dada la siguiente reacción: $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \quad \Delta H^0 = 1'7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

- a) La reacción es exotérmica.
- b) Se produce un aumento de la entropía.
- c) La reacción es espontánea a cualquier temperatura.

QUÍMICA. 2024. RESERVA 2. EJERCICIO B1

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.

Una aplicación para el hidrógeno verde es, utilizando CO_2 atmosférico, su conversión a CH_3OH , ya que éste es fácil de transportar y puede ser utilizado como combustible. La reacción es la siguiente: $2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

a) Obtenga la variación de entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías estándar de formación de los compuestos implicados.

b) Calcule la variación de entropía y determine la variación de energía libre de Gibbs a 500 K.

Datos	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-393'5	0	-238'6	0
$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	213'8	130'7	127'2	205'2

QUÍMICA. 2024. RESERVA 3. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

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

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (-238'6) - 2 \cdot (-393'5) = 309'8 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la variación de entropía:

$$\Delta S^\circ = \sum (S^\circ)_{\text{productos}} - \sum (S^\circ)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot 127'2 + 205'2 - 2 \cdot 213'8 - 4 \cdot 130'7 = -490'8 \text{ J/K}$$

Calculamos la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 309.800 - 500 \cdot (-490'8) = 555.200 \text{ J} = 555'2 \text{ kJ}$$

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

QUIMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO B5

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.