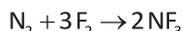


$$\Delta H_{\text{reacción}} = \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-110,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 4 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] - \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-74,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] = -71,4 \text{ kJ}$$

53. A temperatura ambiente, el trifluoruro de nitrógeno es un gas muy tóxico. Se utiliza para trabajos de microelectrónica. Calcula la entalpía de formación del trifluoruro de nitrógeno a partir de las entalpías de enlace que se citan. Datos de entalpías medias de enlace: $H^0[\text{F-F}] = 158 \text{ kJ/mol}$, $H^0[\text{N=N}] = 944 \text{ kJ/mol}$, $H^0[\text{N-F}] = 283 \text{ kJ/mol}$.

Escribimos la ecuación química ajustada del proceso:



Desde el punto de vista de las entalpías de enlace:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces nuevos}}$$

Analizamos los enlaces que se rompen y los que se forman en el proceso:

N_2	3 F_2	\rightarrow	2 NF_3
$\text{N}\equiv\text{N}$	$3 (\text{F-F})$		$2 (3 \text{ N-F})$

En el proceso se rompen: un enlace triple ($\text{N}\equiv\text{N}$) en el N_2 , tres enlaces simples (F-F) en el F_2 . Se forman seis enlaces simples (N-F) en el NF_3 .

$$\Delta H_{\text{reac}} = [H^0(\text{N}\equiv\text{N}) + 3 \cdot H^0(\text{F-F})] - 6 \cdot H^0(\text{N-F})$$

Sustituimos las entalpías de enlace a partir de los datos del enunciado:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \left[1 \text{ mol} \cdot 944 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot 158 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] - 6 \text{ mol} \cdot 283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -280 \text{ kJ}$$

La reacción que hemos usado produce 2 mol de trifluoruro de nitrógeno. Queremos conocer la entalpía de formación del trifluoruro de nitrógeno referida a un solo mol:

$$\Delta H = \frac{\Delta H_{\text{reacción}}}{n} = \frac{-280 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -140 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

El valor teórico es $-131,1 \text{ kJ}$.

Espontaneidad de los procesos

54. Explica por qué las entalpías de formación estándar de algunas sustancias son positivas y otras negativas mientras que las entropías estándar de todas las sustancias son positivas.

La entalpía de formación de una sustancia es la energía que se libera cuando se forma 1 mol de esa sustancia a partir de las sustancias simples formadas por los elementos que la integran, en su estado termodinámico más estable. Dependiendo de que un compuesto sea más estable o no que esas sustancias simples, la entalpía de la sustancia podrá ser positiva o negativa.

La entropía de una sustancia es una medida del desorden de las partículas. La entropía de una sustancia es cero a 0 K, porque a esa temperatura el movimiento de sus partículas es nulo. A cualquier otra temperatura, una sustancia tiene una entropía mayor, por eso las entropías de todas las sustancias son positivas.

55. Predice el signo de la variación de entropía de los siguientes procesos. Luego utiliza los datos y calcúlalos. ¿Se confirman tus predicciones?

- $3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ O}_3 (\text{g})$
- $\text{SO}_3 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $\text{I}_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HI} (\text{g})$

Datos en la tabla 5.3.

- Cuando los reactivos se transforman en productos, disminuye el número de partículas gaseosas. Variación de entropía negativa.

Confirmación numérica:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum S_{\text{productos}} - \sum S_{\text{reactivos}} = 2 \cdot S[\text{O}_3(g)] - 3 \cdot S[\text{O}_2(g)]$$

Sustituimos los datos de la tabla 5.3 y obtenemos el resultado:

$$\Delta S = 2 \text{ mol} \cdot 238,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 3 \text{ mol} \cdot 205,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = -137,5 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

- b) Cuando los reactivos se transforman en productos, no varía el número de partículas en fase gas. Variación de entropía pequeña.

Confirmación numérica:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum S_{\text{productos}} - \sum S_{\text{reactivos}} = \{S[\text{SO}_2(g)] + S[\text{H}_2\text{O}(g)]\} - \{S[\text{SO}_3(g)] + S[\text{H}_2(g)]\}$$

Sustituimos los datos de la tabla 5.3 y obtenemos el resultado:

$$\Delta S = \left(1 \text{ mol} \cdot 248,2 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 188,8 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) - \left(1 \text{ mol} \cdot 256,8 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 130,7 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) = 49,5 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

- c) Cuando los reactivos se transforman en productos, aumenta el número de partículas en fase gas. Variación de entropía positiva.

Confirmación numérica:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum S_{\text{productos}} - \sum S_{\text{reactivos}} = 2 \cdot S[\text{HI}(g)] - \{S[\text{I}_2(s)] + S[\text{H}_2(g)]\}$$

Sustituimos los datos de la tabla 5.3 y obtenemos el resultado:

$$\Delta S = 2 \text{ mol} \cdot 206,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - \left(1 \text{ mol} \cdot 116,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 130,7 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) = 166,4 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 150)

56. Razona si un proceso endotérmico puede ser espontáneo en alguna circunstancia.

Un proceso es espontáneo si da lugar a una variación de energía libre de Gibbs negativa, es decir, $\Delta G < 0$.

Se puede calcular el valor de ΔG de un proceso a partir de la expresión: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

Para un proceso endotérmico, $\Delta H > 0$. Con todo, ΔG puede ser menor que cero si $\Delta S > 0$ y la temperatura es suficientemente alta para que el término $T \cdot \Delta S$ supere el valor de ΔH .

En resumen, un proceso endotérmico puede ser espontáneo si la entropía del sistema aumenta y se produce a una temperatura suficientemente alta.

57. Explica si un proceso que implique una disminución de la entropía del sistema puede ser espontáneo en alguna circunstancia.

Un proceso es espontáneo si da lugar a una variación de energía libre de Gibbs negativa, es decir, $\Delta G < 0$.

Se puede calcular el valor de ΔG de un proceso a partir de la expresión: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

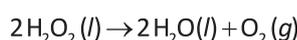
Como la temperatura absoluta T es siempre un número positivo, el término $-T \cdot \Delta S$, tendrá un valor positivo si $\Delta S < 0$. Cuando esto sucede, ΔG solo será negativo si $\Delta H < 0$ (proceso exotérmico) y con un valor suficientemente elevado como para que compense el término $-T \cdot \Delta S$.

En resumen, un proceso que implique una disminución de la entropía del sistema solo será espontáneo si es exotérmico ($\Delta H < 0$), y su temperatura es suficientemente baja para hacer el término $-T \cdot \Delta S$ compensable.

58. Teniendo en cuenta los datos de la tabla, determina si el agua oxigenada se descompone espontáneamente en agua y oxígeno a 50 °C.

Escribamos la ecuación química de la descomposición del agua oxigenada:

	H ₂ O ₂ (l)	H ₂ O (l)	O ₂ (g)
H _f (kJ/mol)	-187,8	-285,8	0
S [J/(K · mol)]	109,6	69,9	205,1



La espontaneidad de un proceso viene dada por su variación de energía libre de Gibbs. Es espontáneo si $\Delta G < 0$.

Calcularemos el valor de ΔG del proceso a partir de la expresión:

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

En primer lugar debemos determinar ΔH y ΔS del proceso.

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}} = \{2 \cdot H_f[\text{H}_2\text{O}(l)] + H_f[\text{O}_2(g)]\} - \{2 \cdot H_f[\text{H}_2\text{O}_2(l)]\}$$

Sustituimos los datos disponibles:

$$\Delta H = \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] - \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-187,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \right] = -196,2 \text{ kJ}$$

Calculamos también la entropía como:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum S_{\text{productos}} - \sum S_{\text{reactivos}} = \{2 \cdot S[\text{H}_2\text{O}(l)] + S[\text{O}_2(g)]\} - \{2 \cdot S[\text{H}_2\text{O}_2(l)]\}$$

Sustituimos los datos y obtenemos el resultado:

$$\Delta S = \left[2 \text{ mol} \cdot 69,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 205,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] - \left[2 \text{ mol} \cdot 109,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] = 125,7 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

Determinamos la espontaneidad a $50 \text{ }^\circ\text{C} = (50 + 273) \text{ K} = 323 \text{ K}$.

$$\Delta G_{323\text{K}} = \Delta H - T \cdot \Delta S = -196,2 \text{ kJ} - 323 \text{ K} \cdot \left(125,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right) = -236,8 \text{ kJ}$$

El **proceso es espontáneo** a la temperatura pedida $50 \text{ }^\circ\text{C}$.

Nota: El proceso es exotérmico y su variación de entropía es positivo, por tanto será, espontáneo a cualquier temperatura.

Reacciones de combustión

59. Imagínate que eres el alcalde de tu ciudad. Propón las tres medidas que consideres más importantes para lograr un consumo eficiente de la energía. Elige acciones que sea posible llevarlas a cabo de manera razonable.

- Dar ayudas para cambiar las calderas de calefacción y agua caliente comunitaria que sean poco eficientes por otras más modernas y de menor consumo energético.
- Crear una oficina que estudie de forma gratuita cómo mejorar la eficiencia energética de las viviendas. Así, los vecinos sabrán si es más adecuado cambiar las ventanas, aislar las fachadas, el tejado, etc.
- Establecer en la ciudad amplias zonas peatonales en las que solo se comparta la vía con el transporte público.
- Facilitar los desplazamientos en bicicleta.
- Utilizar paneles solares para que funcionen los semáforos, los parquímetros, etc.
- Utilizar bombillas de bajo consumo o de led en los sistemas de iluminación, semáforos, paneles, etc.
- Hacer campañas publicitarias que motiven a los vecinos a no derrochar agua caliente, calefacción, etc.

60. Busca información y elabora una presentación multimedia que muestre:

- Las cantidades disponibles de los distintos combustibles.
- Las ventajas que comprende su utilización.
- Las dificultades asociadas a su empleo.

Respuesta libre.

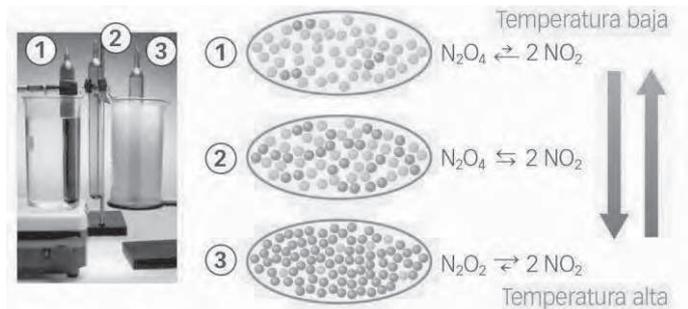
Se debe insistir en que utilicen fuentes de información solventes, como organismos oficiales o internacionales. Si es posible, contrastar lo obtenido con la información de otras fuentes menos objetivas.

Se debe cuidar la forma en que se realiza la presentación. En la medida de lo posible, se deben utilizar gráficos o esquemas que faciliten la lectura.

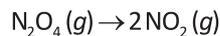
Ampliación (página 150)

61. En determinadas condiciones, el tetraóxido de dinitrógeno se descompone dando dióxido de nitrógeno. Determina hasta qué temperatura podemos guardar tetraóxido de dinitrógeno sin riesgo de que se descomponga.

Datos: $H_f^\circ[\text{N}_2\text{O}_4(g)] = 9,2 \text{ kJ/mol}$,
 $H_f^\circ[\text{NO}_2(g)] = 33,1 \text{ kJ/mol}$,
 $S^\circ[\text{N}_2\text{O}_4(g)] = 304,3 \text{ kJ/(K}\cdot\text{mol)}$,
 $S^\circ[\text{NO}_2(g)] = 240,1 \text{ kJ/(K}\cdot\text{mol)}$.



Escribimos la ecuación química de la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno y analizamos las condiciones de espontaneidad:



La espontaneidad de un proceso viene dada por su variación de energía libre de Gibbs. Es espontáneo si $\Delta G < 0$.

Calcularemos el valor de ΔG del proceso a partir de la expresión:

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

En primer lugar debemos determinar ΔH y ΔS para este proceso en particular.

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}} = 2 \cdot H_f^\circ[\text{NO}_2(g)] - H_f^\circ[\text{N}_2\text{O}_4(g)]$$

Sustituimos los datos disponibles:

$$\Delta H^\circ = 2 \text{ mol} \cdot 33,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 9,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 57,2 \text{ kJ}$$

Calculamos también la entropía como:

$$\Delta S_{\text{reacción}} = \sum S_{\text{productos}} - \sum S_{\text{reactivos}} = 2 \cdot S^\circ[\text{NO}_2(g)] - S^\circ[\text{N}_2\text{O}_4(g)]$$

Sustituimos los datos y obtenemos el resultado:

$$\Delta S^\circ = 2 \text{ mol} \cdot 240,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 304,3 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 175,9 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

El proceso es endotérmico y provoca un aumento de entropía. En consecuencia, puede ser espontáneo a temperaturas suficientemente altas para que el término entrópico compense al término entálpico. El límite es aquel valor de la temperatura para el que $\Delta G = 0$.

Calcularemos la temperatura, T , de la expresión. Sustituimos los valores hallados en esta última expresión que permite calcular el valor de T . Ojo con las unidades:

$$0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ \quad \Rightarrow \quad T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{57,2 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{175,9 \frac{\text{J}}{\text{K}}} = 325 \text{ K}$$

La descomposición del N_2O_4 se produce de forma espontánea por encima de $325 \text{ K} = (54 + 273) \text{ K} = 54^\circ \text{C}$. Podemos guardarlo sin riesgo de que se descomponga a temperaturas inferiores a ese valor.

62. Cuando se calienta, el $\text{KClO}_3(s)$ se descompone en $\text{KCl}(s)$ y gas oxígeno. Determina:

- La variación de entalpía de la reacción indicando si es exotérmica o endotérmica.
- El signo de la variación de entropía.
- Si la reacción va a ser o no espontánea siempre o en algún caso.

Datos: $H_f^\circ[\text{KClO}_3(s)] = -398 \text{ kJ/mol}$, $H_f^\circ[\text{KCl}(s)] = -437 \text{ kJ/mol}$.

Escribimos la ecuación química ajustada del proceso:



a) Calculamos la variación de entalpía:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}} = \{2 \cdot H_f^0[\text{KCl}(s)] + 3 \cdot H_f^0[\text{O}_2(g)]\} - 2 \cdot H_f^0[\text{KClO}_3(s)]$$

Sustituimos valores y calculamos:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \left[2 \text{ mol} \cdot \left(-437 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 3 \text{ mol} \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] - 2 \text{ mol} \cdot \left(-398 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -78 \text{ kJ}$$

Si ponemos en referencia a los dos moles de clorato de potasio que se descomponen:

$$\Delta H^0 = \frac{\Delta H_{\text{reacción}}^0}{n} = \frac{-78 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -39 \text{ kJ}$$

El proceso es exotérmico, puesto que $\Delta H < 0$.

b) En el proceso aumenta el número de partículas en fase gas, por tanto, $\Delta S > 0$.

c) Un proceso es espontáneo si $\Delta G < 0$. Como $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, y el proceso presenta $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, es espontáneo a cualquier temperatura.

63. Determina la variación de entropía que experimentan 100 g de agua en fase gas, a 100 °C, cuando se convierten en líquido a 100 °C. Compara el resultado con la variación de entropía que experimentan 100 g de agua en fase líquida, a 0 °C, cuando se convierten en hielo a 0 °C. Trata de encontrar una explicación a la diferencia entre ambos valores. Datos: $L_{\text{vap., agua}} = 2248,8 \text{ kJ/kg}$; $L_{\text{f, agua}} = 334,4 \text{ kJ/kg}$.

En cualquier proceso la variación de entropía es, por definición, comparar la cantidad de calor intercambiado con la temperatura:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Se puede calcular fácilmente la variación de entropía de los procesos que se citan en el enunciado porque, en cada uno, la temperatura permanece constante.

- Cálculo de la variación de entropía en el proceso de condensación del agua:

$$\Delta S_{\text{condensación}} = \frac{Q_c}{T_c} = \frac{m \cdot (-L_{\text{vap., agua}})}{T_c}$$

La condensación del agua es un proceso exotérmico, de ahí el signo negativo del calor latente que empleamos. Sustituimos los valores en las unidades adecuadas y calculamos:

$$\Delta S_{\text{condensación}} = \frac{0,1 \text{ kg} \cdot \left(-2248,8 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right)}{(100 + 273) \text{ K}} = -602,9 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

- Cálculo de la variación de entropía en el proceso de solidificación del agua:

$$\Delta S_{\text{solidificación}} = \frac{Q_s}{T_s} = \frac{m \cdot (-L_{\text{f, agua}})}{T_s}$$

La solidificación del agua es un proceso exotérmico, de ahí el signo negativo del calor latente que empleamos. Sustituimos los valores en las unidades adecuadas y calculamos:

$$\Delta S_{\text{condensación}} = \frac{0,1 \text{ kg} \cdot \left(-334,4 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right)}{(0 + 273) \text{ K}} = -122,5 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

Representa una mayor variación de entropía el cambio de estado gas a líquido. En fase gas, las moléculas se mueven con total libertad y el desorden del sistema es mucho mayor que en fase líquida.

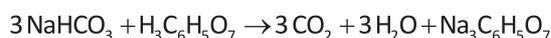
Aunque también es mayor la entropía del sistema en fase líquida que en fase sólida, la diferencia entre ambos no es tan notoria, pues en ambos casos existen fuerzas de unión entre sus partículas.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 152)

INTERPRETA

1. **Escribe la reacción química ajustada del hidrogenocarbonato de sodio con el ácido cítrico para dar dióxido de carbono, agua y citrato de trisodio.**

La ecuación química de la reacción entre el ácido cítrico y el hidrogenocarbonato de sodio es:



2. **Calcula la temperatura umbral por debajo de la cual la reacción anterior deja de ser espontánea.**

Un proceso es espontáneo si $\Delta G < 0$. La variación de energía libre de Gibbs para el proceso se puede calcular mediante la expresión: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Si el proceso presenta $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, su espontaneidad depende de la temperatura. El proceso puede ser espontáneo a temperaturas por encima de una dada. Calculamos el valor límite determinando el valor de T que hace que $\Delta G = 0$.

Sustituimos los valores expresándolos en las unidades adecuadas. Suponemos que los valores se refieren a la reacción ajustada para 1 mol de ácido cítrico:

$$0 = \Delta H - T \cdot \Delta S \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{78,8 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{902 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 87,4 \text{ K} = -185,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

3. **Con 3 g de NaHCO₃ y zumo de limón en exceso, ¿cuántos gramos de CO₂ se producen? ¿Qué volumen ocupa a los 180 °C del horno suponiendo 1 atm de presión?**

La estequiometría de la reacción indica que por cada mol de NaHCO₃ que reacciona, se obtiene 1 mol de CO₂. Calculamos los moles de NaHCO₃ que reaccionan haciendo uso de las masas molares:

$$M(\text{NaHCO}_3) = 23,00 + 1,008 + 12,00 + 16,00 \cdot 3 = 84,01 \text{ g/mol}; \quad M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

$$3 \text{ g de NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84,01 \text{ g de NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = 3,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{44,00 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = \mathbf{1,57 \text{ g de CO}_2}$$

El CO₂ es un gas ideal. Calculamos el volumen que ocupa en las condiciones del enunciado utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (180 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{1,33 \text{ L}}$$

REFLEXIONA

4. **El recipiente que introduzcamos en el horno, ¿debe ser de mayor volumen que la masa? Justifica tu respuesta.**

La cantidad de CO₂ que se produce durante el horneado hace que la masa ocupe mayor volumen, por eso se procura que el recipiente sea de mayor tamaño que la masa.

5. **¿Por qué disminuye el tamaño de la masa después de sacarla del horno?**

Cuando se saca la masa del horno disminuye su temperatura. Esto hace que el gas que ocupaba las burbujas disminuya el volumen y si la estructura de la masa no es suficientemente rígida, toda la masa también disminuye su volumen.

6. **Esta reacción, además de usarse en la cocina, se emplea en las sales efervescentes de baño. También hay otras reacciones similares que producen CO₂. ¿Sirven todas estas reacciones para esponjar la masa en repostería?**

Cualquier carbonato o hidrogenocarbonato producirá burbujas de CO₂ cuando se ponga en contacto con un ácido. En las efervescentes sales de baño, esto es lo único que interesa, pero en repostería, la sal resultante de la reacción va a formar parte de la masa que ingerimos. Hay que cuidar de que ni el anión ni el catión de la sal produzcan efectos nocivos en nuestro organismo, como sucede si la sal que se forma es citrato de sodio.