



Biología y Geología



Volumen práctico

5 de octubre de 2026

Síguenos en Instagram y entérate de nuestras últimas actualizaciones:

 [opositando.shop](https://www.instagram.com/opositando.shop)

# Índice

|     |                                                                                       |     |
|-----|---------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 1.  | Bloque 1: Resolución de problemas y modelización fisicoquímica . . . . .              | 1   |
| 1.1 | Ejercicio 1 . . . . .                                                                 | 1   |
| 1.2 | Ejercicio 2 . . . . .                                                                 | 6   |
| 1.3 | Ejercicio 3 . . . . .                                                                 | 13  |
| 1.4 | Ejercicio 4 . . . . .                                                                 | 17  |
| 1.5 | Ejercicio 5 . . . . .                                                                 | 20  |
| 1.6 | Ejercicio 6 . . . . .                                                                 | 26  |
| 1.7 | Ejercicio 7 . . . . .                                                                 | 32  |
| 1.8 | Ejercicio 8 . . . . .                                                                 | 39  |
| 2.  | Bloque 2: Diseño experimental, trabajo de laboratorio y análisis de datos científicos | 44  |
| 2.1 | Ejercicio 9 . . . . .                                                                 | 44  |
| 2.2 | Ejercicio 10 . . . . .                                                                | 48  |
| 2.3 | Ejercicio 11 . . . . .                                                                | 54  |
| 2.4 | Ejercicio 12 . . . . .                                                                | 61  |
| 2.5 | Ejercicio 13 . . . . .                                                                | 67  |
| 2.6 | Ejercicio 14 . . . . .                                                                | 71  |
| 2.7 | Ejercicio 15 . . . . .                                                                | 79  |
| 2.8 | Ejercicio 16 . . . . .                                                                | 82  |
| 3.  | Bloque 3: Identificación e interpretación de minerales, rocas y procesos de formación | 89  |
| 3.1 | Ejercicio 17 . . . . .                                                                | 89  |
| 3.2 | Ejercicio 18 . . . . .                                                                | 94  |
| 3.3 | Ejercicio 19 . . . . .                                                                | 101 |
| 3.4 | Ejercicio 20 . . . . .                                                                | 106 |
| 3.5 | Ejercicio 21 . . . . .                                                                | 113 |
| 3.6 | Ejercicio 22 . . . . .                                                                | 116 |
| 3.7 | Ejercicio 23 . . . . .                                                                | 125 |
| 3.8 | Ejercicio 24 . . . . .                                                                | 129 |
| 4.  | Bloque 4: Interpretación tectónica, geodinámica y geomorfológica del territorio .     | 133 |
| 4.1 | Ejercicio 25 . . . . .                                                                | 133 |
| 4.2 | Ejercicio 26 . . . . .                                                                | 136 |
| 4.3 | Ejercicio 27 . . . . .                                                                | 142 |
| 4.4 | Ejercicio 28 . . . . .                                                                | 150 |
| 4.5 | Ejercicio 29 . . . . .                                                                | 154 |
| 4.6 | Ejercicio 30 . . . . .                                                                | 158 |
| 4.7 | Ejercicio 31 . . . . .                                                                | 163 |

|     |                                                                                                  |     |
|-----|--------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 4.8 | Ejercicio 32                                                                                     | 167 |
| 5.  | Bloque 5: Reconstrucción de la historia geológica y lectura de mapas, cortes y registros fósiles | 175 |
| 5.1 | Ejercicio 33                                                                                     | 175 |
| 5.2 | Ejercicio 34                                                                                     | 179 |
| 5.3 | Ejercicio 35                                                                                     | 185 |
| 5.4 | Ejercicio 36                                                                                     | 191 |
| 5.5 | Ejercicio 37                                                                                     | 197 |
| 5.6 | Ejercicio 38                                                                                     | 203 |
| 5.7 | Ejercicio 39                                                                                     | 211 |
| 5.8 | Ejercicio 40                                                                                     | 217 |
| 6.  | Bloque 6: Diagnóstico ambiental y propuesta de medidas de gestión, prevención y restauración     | 220 |
| 6.1 | Ejercicio 41                                                                                     | 220 |
| 6.2 | Ejercicio 42                                                                                     | 228 |
| 6.3 | Ejercicio 43                                                                                     | 234 |
| 6.4 | Ejercicio 44                                                                                     | 242 |
| 6.5 | Ejercicio 45                                                                                     | 248 |
| 6.6 | Ejercicio 46                                                                                     | 253 |
| 6.7 | Ejercicio 47                                                                                     | 261 |
| 6.8 | Ejercicio 48                                                                                     | 264 |
| 7.  | Bloque 7: Análisis de estructuras celulares, biomoléculas y procesos metabólicos                 | 271 |
| 7.1 | Ejercicio 49                                                                                     | 271 |
| 7.2 | Ejercicio 50                                                                                     | 277 |
| 7.3 | Ejercicio 51                                                                                     | 281 |
| 7.4 | Ejercicio 52                                                                                     | 286 |
| 7.5 | Ejercicio 53                                                                                     | 293 |
| 7.6 | Ejercicio 54                                                                                     | 298 |
| 7.7 | Ejercicio 55                                                                                     | 302 |
| 7.8 | Ejercicio 56                                                                                     | 308 |
| 8.  | Bloque 8: Clasificación, identificación y comparación de la diversidad de los seres vivos        | 314 |
| 8.1 | Ejercicio 57                                                                                     | 314 |
| 8.2 | Ejercicio 58                                                                                     | 318 |
| 8.3 | Ejercicio 59                                                                                     | 322 |
| 8.4 | Ejercicio 60                                                                                     | 326 |
| 8.5 | Ejercicio 61                                                                                     | 331 |
| 8.6 | Ejercicio 62                                                                                     | 335 |
| 8.7 | Ejercicio 63                                                                                     | 339 |
| 8.8 | Ejercicio 64                                                                                     | 344 |
| 9.  | Bloque 9: Interpretación de la morfología, reproducción y fisiología de plantas y animales       | 350 |
| 9.1 | Ejercicio 65                                                                                     | 350 |

|      |                                                                                                            |     |
|------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 9.2  | Ejercicio 66 . . . . .                                                                                     | 356 |
| 9.3  | Ejercicio 67 . . . . .                                                                                     | 360 |
| 9.4  | Ejercicio 68 . . . . .                                                                                     | 364 |
| 9.5  | Ejercicio 69 . . . . .                                                                                     | 369 |
| 9.6  | Ejercicio 70 . . . . .                                                                                     | 377 |
| 9.7  | Ejercicio 71 . . . . .                                                                                     | 383 |
| 9.8  | Ejercicio 72 . . . . .                                                                                     | 387 |
| 10.  | Bloque 10: Análisis del funcionamiento de ecosistemas, poblaciones, paisajes y recursos bióticos . . . . . | 393 |
| 10.1 | Ejercicio 73 . . . . .                                                                                     | 393 |
| 10.2 | Ejercicio 74 . . . . .                                                                                     | 397 |
| 10.3 | Ejercicio 75 . . . . .                                                                                     | 404 |
| 10.4 | Ejercicio 76 . . . . .                                                                                     | 408 |
| 10.5 | Ejercicio 77 . . . . .                                                                                     | 416 |
| 10.6 | Ejercicio 78 . . . . .                                                                                     | 421 |
| 10.7 | Ejercicio 79 . . . . .                                                                                     | 426 |
| 11.  | Bloque 11: Interpretación de la anatomía, fisiología y salud humana . . . . .                              | 433 |
| 11.1 | Ejercicio 80 . . . . .                                                                                     | 433 |
| 11.2 | Ejercicio 81 . . . . .                                                                                     | 439 |
| 11.3 | Ejercicio 82 . . . . .                                                                                     | 446 |
| 11.4 | Ejercicio 83 . . . . .                                                                                     | 451 |
| 11.5 | Ejercicio 84 . . . . .                                                                                     | 455 |
| 11.6 | Ejercicio 85 . . . . .                                                                                     | 462 |
| 11.7 | Ejercicio 86 . . . . .                                                                                     | 468 |
| 12.  | Bloque 12: Resolución de problemas de genética y explicación de procesos evolutivos                        | 475 |
| 12.1 | Ejercicio 87 . . . . .                                                                                     | 475 |
| 12.2 | Ejercicio 88 . . . . .                                                                                     | 483 |
| 12.3 | Ejercicio 89 . . . . .                                                                                     | 490 |
| 12.4 | Ejercicio 90 . . . . .                                                                                     | 493 |
| 12.5 | Ejercicio 91 . . . . .                                                                                     | 496 |
| 12.6 | Ejercicio 92 . . . . .                                                                                     | 501 |
| 12.7 | Ejercicio 93 . . . . .                                                                                     | 505 |
| 13.  | Bloque 13: Análisis histórico, epistemológico y social de la ciencia y la tecnología                       | 511 |
| 13.1 | Ejercicio 94 . . . . .                                                                                     | 511 |
| 13.2 | Ejercicio 95 . . . . .                                                                                     | 516 |
| 13.3 | Ejercicio 96 . . . . .                                                                                     | 523 |
| 13.4 | Ejercicio 97 . . . . .                                                                                     | 527 |
| 13.5 | Ejercicio 98 . . . . .                                                                                     | 535 |
| 13.6 | Ejercicio 99 . . . . .                                                                                     | 543 |
| 13.7 | Ejercicio 100 . . . . .                                                                                    | 549 |

## 1. Bloque 1: Resolución de problemas y modelización fisicoquímica

### 1.1 Ejercicio 1

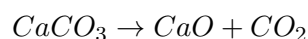
Se descomponen 10 g de carbonato cálcico según la reacción  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ .

- Calcula los moles iniciales de  $\text{CaCO}_3$ .
- Determina la masa teórica de  $\text{CO}_2$  producida.
- Indica qué ley ponderal justifica la conservación de la masa total del sistema cerrado.

### Solución

#### Paso 1: Identificación y estrategia

El ejercicio aborda una **reacción de descomposición térmica** y exige relacionar masa, cantidad de sustancia y estequiometría. La reacción proporcionada es:



Se pide calcular los moles iniciales de carbonato cálcico a partir de una masa de 10 g, determinar la masa teórica de dióxido de carbono producida y citar la ley ponderal que explica la conservación de la masa en un sistema cerrado.

Los conocimientos necesarios son el cálculo de masas molares, la ecuación  $n = \frac{m}{M}$  y la interpretación de los coeficientes estequiométricos. La ecuación ya está ajustada: un mol de carbonato cálcico produce un mol de óxido de calcio y un mol de dióxido de carbono.

La estrategia general consiste en calcular primero la masa molar del reactivo y convertir los gramos iniciales en moles. Después, se aplica la proporción molar de la ecuación ajustada para hallar los moles de producto y, finalmente, se convierten esos moles en masa mediante  $m = nM$ .

#### Paso 2: Resolución razonada

##### Cálculo de los moles iniciales de carbonato cálcico

La cantidad de sustancia se calcula con la expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde  $n$  es la cantidad de sustancia en moles,  $m$  es la masa de la muestra y  $M$  es la masa molar.

Primero se determina la masa molar del carbonato cálcico. Su fórmula contiene un átomo de calcio, un átomo de carbono y tres átomos de oxígeno:

$$M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O})$$

Tomando masas atómicas aproximadas de 40 g/mol para el calcio, 12 g/mol para el carbono y 16 g/mol para el oxígeno:

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

Ahora se sustituyen los datos de la muestra:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,10 \text{ mol}$$

Por tanto, inicialmente hay **0,10 mol de carbonato cálcico**.

### **Relación estequiométrica entre el reactivo y el dióxido de carbono**

La ecuación ajustada es:



Los coeficientes estequiométricos son todos iguales a uno. Esto significa que por cada mol de  $\text{CaCO}_3$  que se descompone se forma un mol de  $\text{CO}_2$ .

Por tanto, suponiendo que la descomposición es completa:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3)$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,10 \text{ mol}$$

La expresión «masa teórica» indica la masa máxima que se obtendría si todo el reactivo se transformase según la ecuación química, sin pérdidas experimentales ni reacciones secundarias.

### **Cálculo de la masa teórica de dióxido de carbono**

La masa molar del dióxido de carbono se calcula sumando la masa de un átomo de carbono y la de dos átomos de oxígeno:

$$M(CO_2) = M(C) + 2M(O)$$

$$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$$

Para transformar los moles de dióxido de carbono en masa se utiliza:

$$m = nM$$

Sustituyendo:

$$m(CO_2) = 0,10 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol}$$

$$m(CO_2) = 4,4 \text{ g}$$

La **masa teórica de dióxido de carbono producida es 4,4 g.**

Como comprobación, puede calcularse la masa de óxido de calcio. Su masa molar es 56 g/mol, de modo que se producirían 5,6 g de  $CaO$ . La masa total de productos sería:

$$m(CaO) + m(CO_2) = 5,6 + 4,4$$

$$m(CaO) + m(CO_2) = 10 \text{ g}$$

La masa de los productos coincide con la masa inicial de carbonato cálcico, como debe ocurrir en un sistema cerrado.

### Ley ponderal aplicable

La ley que justifica la conservación de la masa es la **ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier**. Establece que, en una reacción química realizada en un sistema cerrado, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

En este caso:

$$m(CaCO_3) = m(CaO) + m(CO_2)$$

Es importante precisar que el sistema ha de ser cerrado. Si la reacción se realiza en un recipiente abierto, el dióxido de carbono gaseoso puede escapar y la masa medida del recipiente disminuirá. No obstante, la masa no ha desaparecido: se conserva si se considera conjuntamente el recipiente y el gas liberado al entorno.

### Paso 3: Claves para el examen

El primer requisito es **trabajar siempre con la ecuación química ajustada** antes de usar relaciones estequiométricas. Los coeficientes expresan proporciones entre moles, no entre gramos. En este problema la relación es sencilla, de 1 : 1, pero en otros ejercicios puede ser, por ejemplo, de 2 : 3 o de 1 : 2.

Un error habitual es confundir masa molar y masa de la muestra. La masa molar de  $\text{CaCO}_3$  es 100 g/mol, mientras que la muestra dada tiene una masa de 10 g. La primera permite efectuar conversiones entre gramos y moles; la segunda es el dato experimental inicial.

También es frecuente aplicar directamente una regla de tres entre masas. Aunque puede funcionar en casos simples si se conocen correctamente las masas molares, el procedimiento químicamente más seguro y general es siempre:

- Convertir la masa conocida en moles.
- Aplicar la proporción de moles indicada por la ecuación ajustada.
- Convertir los moles obtenidos en la masa solicitada.

Deben cuidarse las unidades. En la expresión  $n = \frac{m}{M}$ , al dividir gramos entre gramos por mol, se obtiene mol. En la expresión  $m = nM$ , los moles se simplifican y queda una masa expresada en gramos. Es recomendable escribir las unidades en los pasos intermedios para detectar errores.

Al citar la ley ponderal, no basta con escribir solo «Lavoisier» si se pide justificar. Conviene formular brevemente su contenido y añadir la condición de sistema cerrado. Esta precisión demuestra comprensión experimental: en una descomposición que libera un gas, la aparente pérdida de masa en un recipiente abierto se debe a que parte de la materia abandona el sistema considerado.

Una presentación eficaz en el examen incluye la ecuación ajustada, el cálculo explícito de las masas molares, las fórmulas empleadas, las sustituciones numéricas con unidades y una conclusión final claramente destacada.

### Paso 4: Qué debes aprender

Para resolver ejercicios de este tipo debes dominar el concepto de **mol** como unidad de cantidad de sustancia y saber relacionarlo con la masa mediante las expresiones:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = nM$$

Debes saber calcular la **masa molar** a partir de la fórmula química, multiplicando la masa atómica de cada elemento por el número de átomos que aparecen en la fórmula y sumando los resultados.

Asimismo, debes interpretar la ecuación química ajustada como una relación cuantitativa entre cantidades de sustancia. Los coeficientes estequiométricos permiten pasar de los moles de una especie a los de otra, pero no autorizan a relacionar directamente sus masas sin considerar las respectivas masas molares.

El procedimiento universal es: partir del dato disponible, convertirlo a moles, aplicar la estequiometría de la reacción y transformar el resultado a la magnitud solicitada. Finalmente, debes distinguir entre una masa teórica, calculada para una conversión completa e ideal, y una masa real o experimental, que puede ser menor por pérdidas, impurezas o rendimiento incompleto.

Por último, debes asociar la igualdad entre la masa total de reactivos y productos a la **ley de conservación de la masa de Lavoisier**, recordando que su verificación directa exige definir correctamente un sistema cerrado.

## 1.2 Ejercicio 2

En una práctica se hace reaccionar bicarbonato de sodio con ácido clorhídrico para obtener dióxido de carbono, según la ecuación  $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$ . Se emplean 2,52 g de  $NaHCO_3$  y 50,0 mL de una disolución de HCl de concentración 0,400 mol/L. El gas se recoge sobre agua a 25 °C; se mide un volumen de 430 mL y una presión total de 0,965 atm. La presión de vapor del agua a esa temperatura es 0,0313 atm. Considere  $R = 0,08206$  L·atm·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup> y las masas atómicas Na = 23, H = 1, C = 12 y O = 16.

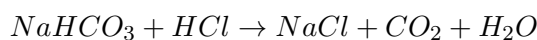
- Determina el reactivo limitante y calcula la cantidad máxima de  $CO_2$ , expresada en moles, que podría obtenerse.
- Corrige la presión del gas recogido y calcula la cantidad experimental de  $CO_2$  mediante la ecuación de los gases ideales; determina después el rendimiento porcentual de la reacción.
- Justifica dos causas plausibles de que el rendimiento experimental no sea del 100 % y propone una modificación concreta del procedimiento que permita mejorar la fiabilidad de la medida.

## Solución

### Paso 1: Identificación y estrategia

El ejercicio integra dos bloques clásicos de estequiometría y gases, propios del Tema 70: el cálculo del **reactivo limitante** y del rendimiento de una reacción, y la aplicación de la **ecuación de los gases ideales**. Además, incorpora una condición experimental muy relevante: el dióxido de carbono se recoge **sobre agua**, por lo que el gas medido no es  $CO_2$  puro, sino una mezcla de  $CO_2$  y vapor de agua.

La reacción proporcionada es:



La ecuación está ajustada: todos sus coeficientes estequiométricos son iguales a 1. Por tanto, un mol de bicarbonato de sodio reacciona con un mol de ácido clorhídrico y, si la reacción es completa, produce un mol de dióxido de carbono.

La estrategia general será la siguiente:

- Transformar las cantidades iniciales de ambos reactivos a moles.
- Comparar esos moles teniendo en cuenta la proporción estequiométrica de la ecuación para identificar el reactivo limitante.
- Calcular, a partir del reactivo limitante, los moles teóricos o máximos de  $CO_2$ .
- Corregir la presión medida, restando la presión parcial del vapor de agua.

- Aplicar la ecuación  $PV = nRT$  para determinar los moles experimentales de  $\text{CO}_2$  recogidos.
- Calcular el rendimiento porcentual comparando la cantidad experimental con la teórica.
- Interpretar críticamente por qué el rendimiento puede ser distinto del 100 % y cómo mejorar el procedimiento.

## Paso 2: Resolución razonada

### Cálculo de los moles iniciales de reactivos

Para el bicarbonato de sodio se proporciona una masa: 2,52 g. Debe convertirse a cantidad de sustancia mediante su masa molar.

La fórmula del bicarbonato de sodio es  $\text{NaHCO}_3$ . Con las masas atómicas indicadas:

$$M(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 3 \cdot 16$$

$$M(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ g mol}^{-1}$$

Por tanto, los moles de bicarbonato empleados son:

$$n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = \frac{2,52}{84} = 0,0300 \text{ mol}$$

Para el HCl se dan el volumen y la concentración molar de la disolución. La concentración molar expresa los moles de soluto por litro de disolución, de modo que:

$$n = C \cdot V$$

Antes de operar, hay que convertir el volumen de mililitros a litros:

$$50,0 \text{ mL} = 0,0500 \text{ L}$$

Así, los moles de ácido clorhídrico son:

$$n(\text{HCl}) = 0,400 \cdot 0,0500$$

$$n(\text{HCl}) = 0,0200 \text{ mol}$$

### Identificación del reactivo limitante

La ecuación ajustada establece la proporción:



Es decir, se requiere un mol de HCl por cada mol de bicarbonato. Se dispone de 0,0300 mol de  $NaHCO_3$ , pero solo de 0,0200 mol de HCl.

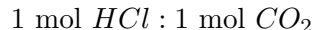
Como la relación necesaria es 1 : 1, el HCl se consumirá por completo antes que el bicarbonato. Por tanto:

- El **reactivo limitante** es el HCl.
- El bicarbonato de sodio está en exceso.

Este resultado puede comprobarse calculando cuánto HCl haría falta para que reaccionasen los 0,0300 mol de bicarbonato. Puesto que la relación es 1 : 1, se necesitarían 0,0300 mol de HCl, pero solo se tienen 0,0200 mol. Falta ácido para consumir todo el bicarbonato.

### Cantidad teórica máxima de dióxido de carbono

Según la ecuación química, un mol de HCl produce un mol de  $CO_2$ :



Puesto que el HCl es limitante, determina directamente la cantidad máxima de gas que podría formarse:

$$n_{teorico}(CO_2) = 0,0200 \text{ mol}$$

Por tanto, la **cantidad máxima teórica de dióxido de carbono** es 0,0200 mol.

Conviene distinguir este valor de una cantidad efectivamente recogida: el valor teórico procede exclusivamente de la estequiometría y supone reacción completa, ausencia de pérdidas y medida perfecta.

### Corrección de la presión del gas recogido

El  $CO_2$  se recoge sobre agua. Esto implica que en el recipiente de recogida hay, al menos, dos gases: dióxido de carbono y vapor de agua. Según la ley de Dalton, la presión total es la suma de las presiones parciales:

$$P_{total} = P_{CO_2} + P_{H_2O}$$

La presión que debe usarse en la ecuación de los gases ideales para hallar los moles de  $CO_2$  es su presión parcial. Por tanto:

$$P_{CO_2} = P_{total} - P_{H_2O}$$

Sustituyendo los datos:

$$P_{CO_2} = 0,965 - 0,0313$$

$$P_{CO_2} = 0,9337 \text{ atm}$$

La corrección es imprescindible. Si se empleara la presión total como si perteneciese íntegramente al  $CO_2$ , se atribuiría al dióxido de carbono una parte de la presión que corresponde al vapor de agua y se sobreestimaría su cantidad.

### **Cálculo de la cantidad experimental de dióxido de carbono**

Se aplica la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Despejando la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Los datos deben expresarse en unidades compatibles con el valor de la constante  $R$ : presión en atmósferas, volumen en litros y temperatura en kelvin. El volumen recogido es:

$$430 \text{ mL} = 0,430 \text{ L}$$

La temperatura absoluta es:

$$T = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

Ahora se sustituyen los valores, usando la presión parcial de  $CO_2$  ya corregida:

$$n_{exp}(CO_2) = \frac{0,9337 \cdot 0,430}{0,08206 \cdot 298,15}$$

El numerador vale:

$$0,9337 \cdot 0,430 = 0,401491$$

El denominador vale aproximadamente:

$$0,08206 \cdot 298,15 = 24,4678$$

Por tanto:

$$n_{exp}(CO_2) = \frac{0,401491}{24,4678} = 0,0164 \text{ mol}$$

La **cantidad experimental de CO<sub>2</sub> recogida** es, con tres cifras significativas, 0,0164 mol.

### Cálculo del rendimiento porcentual

El rendimiento porcentual compara la cantidad que se obtiene realmente con la cantidad máxima que predice la estequiometría:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{n_{exp}}{n_{teorico}} \cdot 100$$

Sustituyendo:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{0,0164}{0,0200} \cdot 100$$

$$\% \text{ rendimiento} = 82,1 \%$$

El **rendimiento de la reacción**, determinado a partir del gas recogido, es aproximadamente 82,1 %.

Este resultado indica que se ha medido una cantidad de CO<sub>2</sub> menor que la esperada teóricamente. No significa necesariamente que solo haya reaccionado el 82,1 % del HCl: el valor integra tanto posibles pérdidas químicas como errores o limitaciones propias de la recogida y medida del gas.

### Interpretación de un rendimiento inferior al 100 % y mejora experimental

Una primera causa plausible es la **pérdida de CO<sub>2</sub> durante el montaje o la reacción**. Si el sistema no es perfectamente estanco, una parte del gas puede escapar por una unión, un tapón o un tubo antes de alcanzar el dispositivo de recogida. También puede perderse gas al cerrar el sistema si la reacción comienza antes de que el montaje quede sellado.

Una segunda causa es la **disolución parcial del CO<sub>2</sub> en el agua de recogida**. El dióxido de carbono tiene una solubilidad apreciable en agua y, además, puede establecer el equilibrio ácido-base asociado a la formación de ácido carbónico. El CO<sub>2</sub> que permanece disuelto no contribuye al volumen gaseoso medido, por lo que la cantidad calculada mediante  $PV = nRT$  es inferior a la cantidad total producida.

También serían razonables otras explicaciones, siempre que se relacionen de forma correcta con un valor experimental menor que el teórico: reacción incompleta por mezcla deficiente,

transferencia incompleta del gas al colector, lectura imprecisa del volumen, o falta de igualación de niveles de agua al medir la presión en una probeta o eudiómetro.

Una modificación concreta para aumentar la fiabilidad consistiría en **recoger el CO<sub>2</sub> con una jeringa de gases seca y hermética, comprobando previamente la estanqueidad de todas las conexiones**. Así se minimiza tanto la disolución del CO<sub>2</sub> en agua como las pérdidas por fugas. Si se mantiene la recogida sobre agua, debe usarse un montaje estanco, esperar a que finalice totalmente la reacción, igualar los niveles de líquido antes de tomar la lectura de presión y aplicar la corrección por presión de vapor.

### Paso 3: Claves para el examen

En estos ejercicios conviene presentar los cálculos en una secuencia lógica: ecuación ajustada, moles iniciales, reactivo limitante, cantidad teórica, corrección de la presión, cantidad experimental y rendimiento. Esta organización no solo facilita la corrección, sino que muestra dominio conceptual y evita usar un dato antes de haberlo interpretado adecuadamente.

Los errores más frecuentes son los siguientes:

- **No ajustar o no interpretar los coeficientes estequiométricos.** En este caso todos son 1, pero no debe suponerse que siempre será así. Para identificar el limitante se comparan las cantidades disponibles con la proporción indicada por la ecuación ajustada.
- **Olvidar convertir unidades.** Para calcular moles con concentración molar, el volumen debe estar en litros. En la ecuación de gases ideales, con el valor dado de  $R$ , deben emplearse atmósferas, litros y kelvin.
- **\*\*Usar grados Celsius directamente en  $PV = nRT$ .\*\*** La temperatura siempre ha de expresarse en escala absoluta. Se debe sumar 273,15 a la temperatura en grados Celsius.
- **Usar la presión total como presión de CO<sub>2</sub>.** Cuando un gas se recoge sobre agua, la presión total incluye vapor de agua. La presión parcial del gas buscado se obtiene restando la presión de vapor del agua a la presión total.
- **Calcular el rendimiento con el reactivo equivocado.** El rendimiento se calcula comparando cantidad experimental y cantidad teórica del producto, no comparando sin más las cantidades iniciales de reactivos.
- **Confundir rendimiento de reacción con pureza o con porcentaje de reactivo consumido.** El rendimiento es una relación entre producto real obtenido y producto máximo calculado.
- **No justificar las causas de discrepancia.** Una causa válida debe explicar coherentemente por qué se recoge menos gas: fugas, disolución, reacción incompleta o errores de medida. Afirmar vagamente que hubo “error humano” carece de valor si no se concreta su efecto experimental.

En la presentación, es recomendable identificar con subíndices o palabras los valores **teórico** y **experimental**. Deben conservarse cifras adicionales en operaciones intermedias y redondear preferentemente al final. Además, conviene acompañar cada resultado numérico relevante de su unidad: moles, litros, atmósferas o porcentaje.

#### Paso 4: Qué debes aprender

Para resolver ejercicios de este tipo debes dominar la relación entre masa, masa molar y cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

También debes saber obtener los moles de un soluto a partir de su concentración molar:

$$n = C \cdot V$$

La determinación del reactivo limitante exige partir siempre de una ecuación química ajustada. El reactivo limitante es aquel que, de acuerdo con la proporción estequiométrica, se agota primero; a partir de él se calcula la cantidad teórica máxima de producto.

En experiencias con gases debes manejar con seguridad la ecuación:

$$PV = nRT$$

Su aplicación exige coherencia de unidades y, especialmente, temperatura absoluta. Cuando la recogida se realiza sobre agua, debes aplicar la ley de Dalton para separar la presión parcial del gas de interés:

$$P_{gas} = P_{total} - P_{vapor \text{ de agua}}$$

Finalmente, debes interpretar el rendimiento como una comparación entre lo experimental y lo teórico:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental}}{\text{cantidad teorica}} \cdot 100$$

La competencia completa no consiste solo en llegar a un número: implica relacionar el resultado con las condiciones reales de laboratorio, reconocer fuentes de error y proponer mejoras experimentales justificadas. En cualquier ejercicio análogo, la secuencia fundamental será: estequiometría para predecir, corrección física de la medida gaseosa para determinar lo obtenido y comparación crítica entre ambos resultados.



## Fin de la muestra

Has visto los dos primeros ejercicios de esta relación.

La relación completa, con todos los ejercicios resueltos paso a paso, está disponible en [opositando.shop](https://opositando.shop).

Síguenos en Instagram y entérate de nuestras últimas actualizaciones:

