Opositando

Laboratorio

Volumen práctico

18 de noviembre de 2026

Síguenos en Instagram y entérate de nuestras últimas actualizaciones:

opositando.shop

Índice

1. Bloque 1: Resolución de cálculos químicos, balances y problemas de equilibrio y energía . . . 1
   - 1.1 Ejercicio 1 . . . 1
   - 1.2 Ejercicio 2 . . . 5
   - 1.3 Ejercicio 3 . . . 10
   - 1.4 Ejercicio 4 . . . 17
   - 1.5 Ejercicio 5 . . . 20
   - 1.6 Ejercicio 6 . . . 25
   - 1.7 Ejercicio 7 . . . 32
   - 1.8 Ejercicio 8 . . . 35
   - 1.9 Ejercicio 9 . . . 39
   - 1.10 Ejercicio 10 . . . 46
   - 1.11 Ejercicio 11 . . . 49
   - 1.12 Ejercicio 12 . . . 54
2. Bloque 2: Diseño de planes de muestreo y ejecución de operaciones de preparación y separación . . . 61
   - 2.1 Ejercicio 13 . . . 61
   - 2.2 Ejercicio 14 . . . 63
   - 2.3 Ejercicio 15 . . . 69
   - 2.4 Ejercicio 16 . . . 77
   - 2.5 Ejercicio 17 . . . 80
   - 2.6 Ejercicio 18 . . . 86
   - 2.7 Ejercicio 19 . . . 94
   - 2.8 Ejercicio 20 . . . 97
   - 2.9 Ejercicio 21 . . . 102
   - 2.10 Ejercicio 22 . . . 110
   - 2.11 Ejercicio 23 . . . 113
3. Bloque 3: Selección, montaje, manejo y mantenimiento de equipos e instalaciones 119
   - 3.1 Ejercicio 24 . . . 119
   - 3.2 Ejercicio 25 . . . 126
   - 3.3 Ejercicio 26 . . . 128
   - 3.4 Ejercicio 27 . . . 133
   - 3.5 Ejercicio 28 . . . 140
   - 3.6 Ejercicio 29 . . . 142
   - 3.7 Ejercicio 30 . . . 147

3.8 Ejercicio 31 . . . 155
3.9 Ejercicio 32 . . . 158
3.10 Ejercicio 33 . . . 163
3.11 Ejercicio 34 . . . 170
4. Bloque 4: Caracterización de materiales mediante ensayos e interpretación de diagramas y microestructuras . . . 173
4.1 Ejercicio 35 . . . 173
4.2 Ejercicio 36 . . . 178
4.3 Ejercicio 37 . . . 186
4.4 Ejercicio 38 . . . 189
4.5 Ejercicio 39 . . . 193
4.6 Ejercicio 40 . . . 201
4.7 Ejercicio 41 . . . 204
4.8 Ejercicio 42 . . . 210
4.9 Ejercicio 43 . . . 217
4.10 Ejercicio 44 . . . 221
4.11 Ejercicio 45 . . . 227
5. Bloque 5: Preparación, observación, cultivo, recuento e identificación de microorganismos . . . 234
5.1 Ejercicio 46 . . . 234
5.2 Ejercicio 47 . . . 236
5.3 Ejercicio 48 . . . 240
5.4 Ejercicio 49 . . . 245
5.5 Ejercicio 50 . . . 248
5.6 Ejercicio 51 . . . 253
5.7 Ejercicio 52 . . . 260
5.8 Ejercicio 53 . . . 263
5.9 Ejercicio 54 . . . 268
5.10 Ejercicio 55 . . . 274
5.11 Ejercicio 56 . . . 277
6. Bloque 6: Interpretación de procesos y definición de procedimientos de fabricación, dosificación y acondicionamiento . . . 282
6.1 Ejercicio 57 . . . 282
6.2 Ejercicio 58 . . . 290
6.3 Ejercicio 59 . . . 293
6.4 Ejercicio 60 . . . 298
6.5 Ejercicio 61 . . . 306
6.6 Ejercicio 62 . . . 310
6.7 Ejercicio 63 . . . 316
6.8 Ejercicio 64 . . . 323
6.9 Ejercicio 65 . . . 326
6.10 Ejercicio 66 . . . 333
6.11 Ejercicio 67 . . . 340

7. Bloque 7: Calibración, tratamiento estadístico de resultados y elaboración de procedimientos e informes . . . 343
7.1 Ejercicio 68 . . . 343
7.2 Ejercicio 69 . . . 347
7.3 Ejercicio 70 . . . 353
7.4 Ejercicio 71 . . . 356
7.5 Ejercicio 72 . . . 360
7.6 Ejercicio 73 . . . 368
7.7 Ejercicio 74 . . . 371
7.8 Ejercicio 75 . . . 374
7.9 Ejercicio 76 . . . 382
7.10 Ejercicio 77 . . . 384
7.11 Ejercicio 78 . . . 391
8. Bloque 8: Evaluación de riesgos y resolución de supuestos de prevención, almacenamiento y emergencias . . . 399
8.1 Ejercicio 79 . . . 399
8.2 Ejercicio 80 . . . 402
8.3 Ejercicio 81 . . . 407
8.4 Ejercicio 82 . . . 413
8.5 Ejercicio 83 . . . 417
8.6 Ejercicio 84 . . . 422
8.7 Ejercicio 85 . . . 429
8.8 Ejercicio 86 . . . 432
8.9 Ejercicio 87 . . . 438
8.10 Ejercicio 88 . . . 444
8.11 Ejercicio 89 . . . 446
9. Bloque 9: Caracterización de residuos y selección de medidas de control ambiental, tratamiento y eliminación . . . 450
9.1 Ejercicio 90 . . . 450
9.2 Ejercicio 91 . . . 458
9.3 Ejercicio 92 . . . 460
9.4 Ejercicio 93 . . . 468
9.5 Ejercicio 94 . . . 476
9.6 Ejercicio 95 . . . 479
9.7 Ejercicio 96 . . . 484
9.8 Ejercicio 97 . . . 493
9.9 Ejercicio 98 . . . 496
9.10 Ejercicio 99 . . . 504
9.11 Ejercicio 100 . . . 511

1. Bloque 1: Resolución de cálculos químicos, balances y problemas de equilibrio y energía

1.1 Ejercicio 1

En la reacción ajustada $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ se consumen 3 mol de oxígeno.

- Identifica la proporción molar entre oxígeno y agua.
- Calcula los moles de agua formados.
- Expresa la cantidad obtenida en gramos, tomando 18 g/mol como masa molar del agua.

Solución

Paso 1: Identificación y estrategia

El ejercicio corresponde al **Tema 2: transformaciones químicas y cálculos estequiométricos**. Se pide identificar la proporción molar entre el oxígeno y el agua, calcular los moles de agua producidos al consumirse 3 mol de oxígeno y convertir esa cantidad en gramos.

Para resolverlo necesitamos interpretar los **coeficientes estequiométricos** de la ecuación ajustada y utilizar la relación entre masa, cantidad de sustancia y masa molar. La estrategia será obtener primero los moles de agua mediante la proporción de la reacción y, después, transformarlos en masa.

El enunciado indica que el oxígeno **se consume**, no simplemente que se introduce en el recipiente. Por tanto, calculamos el agua correspondiente a esa cantidad que ha reaccionado, suponiendo que lo hace según la reacción indicada y sin reacciones secundarias.

Paso 2: Resolución razonada

Interpretación de la proporción molar

La reacción ajustada es:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Los números situados delante de las fórmulas son los coeficientes estequiométricos. Cuando no aparece ningún número, el coeficiente es 1, como sucede con el oxígeno.

La ecuación indica que por cada 2 mol de hidrógeno que reaccionan con 1 mol de oxígeno se forman 2 mol de agua. Por tanto, la **proporción molar entre oxígeno y agua**, en ese orden, es:

$$n(O_2) : n(H_2O) = 1 : 2$$

Es decir, **cada mol de oxígeno consumido produce dos moles de agua**. Esta proporción procede de la ecuación ajustada; no se obtiene comparando las masas molares.

Cálculo de los moles de agua

La cantidad de sustancia se representa mediante n. Para relacionar el oxígeno consumido con el agua formada, utilizamos sus coeficientes:

$$\frac{n(H_2O)}{n(O_2)} = \frac{2}{1}$$

Despejamos la cantidad de agua:

$$n(H_2O) = n(O_2) \cdot \frac{2}{1}$$

Como se consumen 3 mol de oxígeno, el valor numérico de los moles de agua es:

$$3 \cdot \frac{2}{1} = 6$$

Por tanto:

Se forman 6 mol de agua.

El factor 2/1 representa dos moles de agua por cada mol de oxígeno. Al multiplicar, la unidad de cantidad de oxígeno se cancela y queda la correspondiente al agua.

Conversión de moles de agua a gramos

La masa molar relaciona la masa de una sustancia con su cantidad en moles:

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

Despejamos la masa:

$$m = n \cdot M$$

Disponemos de 6 mol de agua y el enunciado proporciona una masa molar de 18 g/mol. El cálculo numérico es:

$$6 \cdot 18 = 108$$

Las unidades también confirman la operación: al multiplicar mol por g/mol, los moles se cancelan y quedan gramos.

La masa de agua formada es 108 g.

En resumen, la proporción molar oxígeno:agua es 1 : 2; al consumirse 3 mol de oxígeno se forman 6 mol de agua, equivalentes a 108 g.

Paso 3: Claves para el examen

- **No confundas coeficientes y subíndices.** El coeficiente 2 delante de la fórmula del agua expresa la proporción en la reacción. El subíndice 2 del hidrógeno indica cuántos átomos de ese elemento contiene cada molécula de agua. Cambiar un subíndice cambia la sustancia.
- **Respeta el orden de la proporción.** Oxígeno:agua es 1 : 2, mientras que agua:oxígeno es 2 : 1. Coloca en el numerador la sustancia que deseas calcular y en el denominador aquella cuya cantidad conoces.
- **Los coeficientes expresan relaciones molares, no relaciones de masas.** No significa que 1 g de oxígeno produzca 2 g de agua. Para trabajar con gramos hay que utilizar las masas molares.
- **Distingue cantidad disponible y cantidad consumida.** Si se dieran cantidades iniciales de varios reactivos, podría ser necesario identificar el reactivo limitante. Aquí conocemos directamente cuánto oxígeno reacciona.
- **Presenta cada resultado con su unidad y su sustancia.** Escribir únicamente 6 o 108 no identifica correctamente la magnitud calculada.

Como comprobación rápida, los moles de agua deben ser el doble que los de oxígeno consumido. Además, que la masa del agua supere la masa del oxígeno consumido no contradice la conservación de la masa: el agua incorpora también el hidrógeno que ha reaccionado.

Paso 4: Qué debes aprender

La **ecuación ajustada es la base del cálculo estequiométrico**. Sus coeficientes permiten relacionar las cantidades en moles de reactivos y productos.

En general, si una sustancia A tiene coeficiente a y una sustancia B tiene coeficiente b, las cantidades consumidas o formadas según esa reacción cumplen:

$$n(B) = n(A) \cdot \frac{b}{a}$$

Después, para convertir los moles calculados en masa se utiliza $m = n \cdot M$. Si el dato inicial estuviera expresado en gramos, primero habría que convertirlo a moles mediante $n = m/M$.

El procedimiento transferible a otros ejercicios consiste en comprobar el ajuste, identificar el dato y la incógnita, aplicar la relación molar correspondiente y convertir a la unidad solicitada. **La proporción entre sustancias se establece en moles; las masas molares permiten pasar de moles a gramos o de gramos a moles.**

1.2 Ejercicio 2

Para obtener un precipitado de carbonato de calcio se mezclan dos disoluciones acuosas. La primera contiene $0,150$ mol de cloruro de calcio y la segunda, $0,100$ mol de carbonato de sodio. La reacción ajustada produce un mol de carbonato de calcio por cada mol de cualquiera de los dos reactivos consumidos. Tras la filtración, el lavado y el secado hasta masa constante, se recuperan $8,50$ g de precipitado. Puede considerarse que el sólido seco es carbonato de calcio puro y que no se producen reacciones secundarias. Su masa molar es $100,0$ g/mol. El procedimiento pretende valorar la eficacia global de obtención y recuperación del producto.

Determina el reactivo limitante, la cantidad teórica de precipitado y el rendimiento global, e identifica una posible causa de que este no alcance el valor máximo.

Solución

Paso 1: Identificación y estrategia

Se pide determinar el **reactivo limitante**, la **cantidad teórica de carbonato de calcio** que puede obtenerse y el **rendimiento global** del procedimiento. También hay que proponer una causa que explique por qué la masa recuperada es inferior a la máxima prevista.

El ejercicio combina la estequiometría de las reacciones químicas con las operaciones de precipitación, filtración, lavado y secado. La idea fundamental es distinguir entre **producto que teóricamente puede formarse** y **producto que finalmente se recupera**.

La estrategia consiste en escribir la reacción ajustada, comparar las cantidades de reactivos teniendo en cuenta sus coeficientes estequiométricos, calcular la masa máxima de precipitado a partir del reactivo limitante y compararla con los $8,50$ g recuperados.

Paso 2: Resolución razonada

Reacción química y proporción estequiométrica

La reacción de precipitación es:

$$\mathrm{CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2\,NaCl(aq)}$$

Está ajustada porque conserva el número de átomos de cada elemento. El carbonato de calcio aparece como sólido y constituye el precipitado que se separa por filtración.

Los coeficientes indican que un mol de cloruro de calcio reacciona con un mol de carbonato de sodio y produce un mol de carbonato de calcio. Por tanto, la proporción molar entre los dos reactivos y el precipitado es $1 : 1 : 1$.

Identificación del reactivo limitante

Las cantidades iniciales son:

- Cloruro de calcio: $0,150$ mol.
- Carbonato de sodio: $0,100$ mol.

El **reactivo limitante** es el que se agotaría primero si la reacción avanzara según la estequiometría hasta el máximo posible. Es el que determina la cantidad teórica de producto.

El procedimiento general consiste en dividir los moles iniciales de cada reactivo entre su coeficiente estequiométrico, ν_i, y comparar los cocientes:

$$\frac{n_0(\mathrm{CaCl_2})}{\nu_{\mathrm{CaCl_2}}} = \frac{0,150}{1} = 0,150$$

$$\frac{n_0(\mathrm{Na_2CO_3})}{\nu_{\mathrm{Na_2CO_3}}} = \frac{0,100}{1} = 0,100$$

Estos cocientes se expresan en moles. El menor corresponde al carbonato de sodio, por lo que **el reactivo limitante es el carbonato de sodio**.

Podemos comprobarlo mediante la proporción de reacción: consumir $0,100$ mol de carbonato de sodio requiere $0,100$ mol de cloruro de calcio. Como hay $0,150$ mol de este último, es suficiente y queda en exceso.

En el supuesto de reacción completa del limitante, el exceso de cloruro de calcio sería:

$$n_{\mathrm{exceso}}(\mathrm{CaCl_2}) = 0,150 - 0,100 = 0,050$$

mol

Este cálculo sirve como comprobación, aunque no es necesario para obtener el rendimiento.

Cantidad teórica de precipitado

La cantidad teórica es la **máxima cantidad de producto prevista por la estequiometría**, suponiendo el consumo completo del reactivo limitante.

Para cualquier reacción ajustada, se calcula mediante:

$$n_{\mathrm{teor}}(P) = n_0(L)\frac{\nu_P}{\nu_L}$$

Aquí, P representa el producto y L el reactivo limitante. Como ambos coeficientes son iguales a uno:

$$n_{\mathrm{teor}}(\mathrm{CaCO_3}) = 0,100 \times \frac{1}{1} = 0,100$$

mol

Convertimos los moles en masa utilizando la masa molar proporcionada:

$$m = nM$$

$$m_{\text{teor}}(\text{CaCO}_3) = 0,100$$

mol$\times 100,0$

$\text{g}\,\text{mol}^{-1} = 10,0$

g

Las unidades de mol se cancelan y el resultado queda expresado en gramos. Por tanto, la **cantidad teórica de precipitado es $0,100$ mol, equivalentes a $10,0$ g de carbonato de calcio**.

Rendimiento global

El rendimiento global compara la masa de producto puro finalmente recuperado con la masa teórica:

$$\eta_{\text{global}} = \frac{m_{\text{recuperada}}}{m_{\text{teorica}}} \times 100$$

Sustituyendo los datos:

$$\eta_{\text{global}} = \frac{8,50}{10,0} \times 100 = 85,0\,\%$$

El cociente es válido porque ambas masas están expresadas en gramos. No es necesario introducir una corrección por pureza, ya que el enunciado permite considerar que el sólido seco es carbonato de calcio puro.

Así, el **rendimiento global es del $85,0\,\%$**. Esto significa que se recupera el $85,0\,\%$ de la masa máxima de producto prevista estequiométricamente.

La diferencia respecto a esa masa máxima es:

$$\Delta m = 10,0 - 8,50 = 1,5$$

g

Esta diferencia equivale al $15,0\,\%$ de la masa teórica, pero **no demuestra que haya quedado sin reaccionar el $15,0\,\%$ del reactivo limitante**. El rendimiento es global e incluye tanto la formación como la recuperación del producto.

Posible causa del rendimiento inferior al máximo

Una causa posible es la **pérdida mecánica de precipitado durante los trasvases y la filtración**: parte del carbonato de calcio formado puede quedar adherida al vaso o a la varilla y no llegar al sólido finalmente pesado.

Esta explicación es compatible con la ausencia de reacciones secundarias. Aunque el producto se hubiera formado completamente, su recuperación podría no ser cuantitativa. Con los datos disponibles no puede determinarse qué parte de la diferencia se debe a una formación incompleta y qué parte a pérdidas de recuperación.

Paso 3: Claves para el examen

- **No identificar el limitante comparando únicamente los moles.** Esa comparación directa funciona aquí porque la proporción entre reactivos es $1:1$. El criterio general es comparar n_i/ν_i.
- **Calcular la masa teórica a partir del limitante.** Usar los $0,150$ mol de cloruro de calcio supondría ignorar que no hay suficiente carbonato de sodio para consumirlos por completo.
- **No invertir la fórmula del rendimiento.** La cantidad recuperada va en el numerador y la teórica en el denominador. Bajo las hipótesis del ejercicio, el resultado no puede superar el $100\,\%$.
- **Distinguir rendimiento global y conversión química.** Un rendimiento bajo puede deberse a pérdidas de producto, aunque la reacción haya avanzado prácticamente hasta completarse.
- **Cuidar unidades y cifras significativas.** Conviene conservar los valores sin redondeos intermedios innecesarios y presentar aquí la masa teórica como $10,0$ g y el rendimiento como $85,0\,\%$.

Una resolución clara debe mostrar primero la reacción ajustada, después la identificación del limitante y finalmente los cálculos de masa teórica y rendimiento. La explicación de la pérdida debe referirse a alguna etapa real del procedimiento.

Paso 4: Qué debes aprender

La ecuación ajustada proporciona **relaciones entre cantidades de sustancia**, no entre masas directamente. Para resolver ejercicios similares, hay que expresar las cantidades disponibles en moles, compararlas mediante sus coeficientes y obtener el producto teórico a partir del reactivo limitante.

Después, el rendimiento se determina comparando cantidades real y teórica del mismo producto, expresadas en unidades compatibles. Su interpretación depende del procedimiento: cuando el producto se aísla y se pesa, el rendimiento global incorpora las posibles pérdidas durante su separación y manipulación.

En este caso, el **carbonato de sodio es el limitante**, la producción teórica es de **0,100 mol o 10,0 g de carbonato de calcio **y el** rendimiento global es del 85,0 %**. Una pérdida de precipitado durante los trasvases explica de forma posible, aunque no única, que no se alcance el máximo.

Opositando

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**.

Síguenos en Instagram y entérate de nuestras últimas actualizaciones:

opositando.shop