

	Liceo Bicentenario Nibaldo Sepúlveda Fernández Prof. Cristian Muñoz Email: cristianmunoz@liceonibaldo.cl	REVISADO
---	---	-----------------

Guía — Masa del reactivo en exceso

NOMBRE		FECHA	25 / 09 / 2026
CURSO	Electivo · Química (3° y 4° medio)	PUNTAJE	____ / 15 pts

Instrucciones: Resuelve cada ítem con una regla de tres por reactivo. El producto es el menor de los dos resultados. La masa que sobra es la inicial menos la que se consume. Tiempo: 40 min.

1. En una reacción con dos reactivos se calcula, con una regla de tres, cuánto producto daría cada uno si el otro alcanzara. ¿Cuál es el reactivo limitante? (1 pt)

- A) El de menor coeficiente en la ecuación.
- B) El producto, porque es la sustancia que se forma en menor cantidad.
- C) El que da la menor cantidad de producto.
- D) El de menor masa en gramos.

2. Se estudia cómo la masa de O_2 afecta la masa de CO_2 al quemar carbono. Siempre se parte de 12 g de C, a la misma temperatura, y se prueban 16, 32, 48 y 64 g de O_2 . ¿Cuál es la variable independiente? (1 pt)

- A) La temperatura de la combustión.
- B) La masa de O_2 .
- C) La masa de CO_2 recogida.
- D) La masa de carbono, porque es el reactivo sólido.

3. En $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ se combinan 8,0 g de H_2 y 8,0 g de O_2 . Alguien afirma que no hay limitante porque las dos masas son iguales. ¿Qué ocurre en realidad? (H = 1; O = 16) (1 pt)

- A) El H_2 es el limitante, porque el coeficiente 2 indica que se gasta antes, y se forman 72 g de agua.
- B) No hay limitante y se forman 16 g de agua, sumando las dos masas.
- C) El O_2 es el limitante: da 9,0 g de agua frente a 72 g desde el H_2 , y sobran 7,0 g de H_2 .
- D) El H_2 es el limitante y se forman 8,0 g de agua, porque el producto coincide con la masa de cada reactivo.

4. En $S + O_2 \rightarrow SO_2$ se combinan 0,30 mol de S y 0,50 mol de O_2 . ¿Cuántos moles de SO_2 se forman y cuánto sobra del otro reactivo? (1 pt)

- A) 0,50 mol de SO_2 , con O_2 limitante, y no sobra azufre.
- B) 0,20 mol de SO_2 , restando $0,50 - 0,30$.
- C) 0,30 mol de SO_2 , con S limitante, y sobran 0,20 mol de O_2 .
- D) 0,80 mol de SO_2 , sumando $0,30 + 0,50$.

5. Un grupo hace reaccionar 12 g de carbono con masas crecientes de O_2 y pesa el CO_2 recogido. La masa de CO_2 sube hasta 44 g y después no cambia, aunque se agregue más oxígeno. ¿Cuál hipótesis explica la meseta y además se puede poner a prueba? (1 pt)

- A) El CO_2 se descompone de vuelta en carbono y oxígeno cuando pasa de 44 g.
- B) El oxígeno se escapa del recipiente, y por eso el CO_2 deja de aumentar.
- C) La balanza no registra masas de CO_2 mayores que 44 g.
- D) El carbono se agotó al llegar a 44 g de CO_2 ; si se duplican los 12 g de carbono y se repite la serie, la meseta sube a 88 g.

6. En $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ se combinan 8,0 mol de H_2 y 3,0 mol de O_2 . ¿Cuál es el reactivo limitante, cuántos moles de agua se forman y cuánto H_2 sobra? (1 pt)

- A) H_2 limitante, 8,0 mol de H_2O y no sobra O_2 , porque el hidrógeno tiene más moles.
- B) Ninguno es limitante y se forman 11 mol de H_2O , porque $8,0 + 3,0 = 11$.
- C) O_2 limitante, 3,0 mol de H_2O , igualando el agua a los moles de oxígeno.
- D) O_2 limitante, 6,0 mol de H_2O y sobran 2,0 mol de H_2 .

7. En $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ se combinan 64 g de SO_2 y 32 g de O_2 . ¿Qué masa de SO_3 se forma y cuánto O_2 sobra? (S = 32; O = 16) (1 pt)
- A) 80 g de SO_3 y sobran 16 g de O_2 , con SO_2 limitante.
 B) 96 g de SO_3 y no sobra nada, sumando 64 + 32.
 C) 160 g de SO_3 y no sobra O_2 , tomando el oxígeno como limitante.
 D) 2 g de SO_3 y sobran 32 g de O_2 , leyendo el coeficiente 2 como 2 gramos de producto.
8. En $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ se registra la masa de CO_2 . (C = 12; O = 16)

m(C) (g)	m(O ₂) (g)	m(CO ₂) (g)
12	16	22
12	32	44
12	48	44
12	64	44

- ¿Qué conclusión es consistente con estos datos? (1 pt)
- A) El O_2 es limitante en las cuatro filas, porque se agrega oxígeno en todas.
 B) La masa de CO_2 no depende de las masas iniciales, porque tres filas dan 44 g.
 C) El CO_2 teórico de 12 g de C es 88 g, y los 44 g indican que reaccionó la mitad del carbono.
 D) Con 16 g de O_2 el oxígeno limita y sobran 6 g de C; desde 32 g de O_2 el carbono limita, el CO_2 máximo es 44 g y el oxígeno que se agrega de más no reacciona.
9. En $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ se combinan 16 g de CH_4 y 64 g de O_2 . ¿Qué masa de CO_2 se forma y cuánto O_2 sobra? (C = 12; H = 1; O = 16) (1 pt)
- A) 80 g de CO_2 y no sobra nada, sumando 16 + 64.
 B) 44 g de CO_2 y no sobra O_2 , porque las dos reglas de tres dan el mismo producto.
 C) 16 g de CO_2 y sobran 64 g de O_2 , identificando el producto con la masa del metano.
 D) 64 g de CO_2 y sobran 16 g de CH_4 , tomando el O_2 como limitante por el coeficiente 2.
10. En el alto horno, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$. Se parte de 80 g de Fe_2O_3 y 84 g de CO. ¿Qué masa de hierro se forma y cuánto CO sobra? (Fe = 56; C = 12; O = 16) (1 pt)
- A) 56 g de Fe y sobran 42 g de CO, con Fe_2O_3 limitante.
 B) 112 g de Fe y no sobra CO, tomando el CO como limitante.
 C) 164 g de Fe y no sobra nada, sumando 80 + 84.
 D) 28 g de Fe y sobran 84 g de CO, contando un solo átomo de hierro de la fórmula.
11. En $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ se combinan 56 g de N_2 y 9,0 g de H_2 . ¿Qué masa de NH_3 se forma y cuánto nitrógeno sobra? (N = 14; H = 1) (1 pt)
- A) 68 g de NH_3 y no sobra N_2 , tomando el nitrógeno como limitante porque pesa más.
 B) 51 g de NH_3 y sobran 14 g de N_2 , con H_2 limitante.
 C) 65 g de NH_3 y no sobra nada, sumando 56 + 9,0.
 D) 9,0 g de NH_3 y sobran 56 g de N_2 , identificando el producto con la masa del hidrógeno.
12. La estequiometría predice que 12 g de C con exceso de O_2 producen 44 g de CO_2 . Se quiere comprobar esa predicción y, además, ver en qué cargas el oxígeno es el limitante. ¿Cuál diseño permite las dos cosas? (1 pt)
- A) Medir el tiempo que tarda en apagarse la combustión con distintas masas de O_2 .
 B) Calcular 44 g con la ecuación y anotar ese número como resultado experimental.
 C) Quemar una sola vez 12 g de C con 16 g de O_2 y comparar el CO_2 con 44 g.
 D) Fijar 12 g de C, variar la masa de O_2 de menos a más, registrar el CO_2 de cada carga y comparar la meseta con 44 g.

13. En $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ se combinan 72 g de Mg y 32 g de O_2 . ¿Qué masa de MgO se forma y cuánto magnesio sobra? (Mg = 24; O = 16) (1 pt)

- A) 80 g de MgO y sobran 24 g de Mg, con O_2 limitante.
- B) 104 g de MgO y no sobra nada, sumando $72 + 32$.
- C) 120 g de MgO y no sobra O_2 , tomando el magnesio como limitante.
- D) 32 g de MgO y sobran 72 g de Mg, identificando el producto con la masa de O_2 .

14. En $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ se combinan 32,5 g de Zn y 73 g de HCl. ¿Qué masa de H_2 se forma y cuánto HCl sobra? (Zn = 65; H = 1; Cl = 35,5) (1 pt)

- A) 1,0 g de H_2 y sobran 36,5 g de HCl, con Zn limitante.
- B) 0,50 g de H_2 y sobran 36,5 g de HCl, armando la regla con 1 g de H en vez de 2 g de H_2 .
- C) 2,0 g de H_2 y no sobra HCl, tomando el ácido como limitante.
- D) 1,0 g de H_2 y sobran 40,5 g de Zn, restando $73 - 32,5$ y cambiando cuál sustancia sobra.

15. En $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ se combinan 36 g de C y 64 g de O_2 . ¿Qué masa de CO_2 se forma y cuánto carbono sobra? (C = 12; O = 16) (1 pt)

- A) 132 g de CO_2 y no sobra carbono, tomando el carbono como limitante.
- B) 88 g de CO_2 y sobran 12 g de C, con O_2 limitante.
- C) 100 g de CO_2 y no sobra nada, sumando $36 + 64$.
- D) 44 g de CO_2 y sobran 36 g de C, identificando el producto con la masa de un mol de CO_2 y sin restar lo consumido.