

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

Guía — Leyes ponderales y masa molar

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

Instrucciones: Lee cada pregunta con atención y responde con lápiz pasta. Marca solo una alternativa por ítem. No se permite el uso de material de apoyo salvo indicación del profesor. Tiempo: 40 min.

- Una cinta de magnesio de 9,0 g se quema por completo en un crisol ABIERTO. El magnesio capta oxígeno del aire y forma únicamente óxido de magnesio, un polvo blanco que queda en el crisol. Al pesar el polvo, la balanza marca 15,0 g. ¿Qué masa de oxígeno del aire captó el magnesio? (1 pt)
 - 15,0 g, porque toda la masa final corresponde al oxígeno captado.
 - 9,0 g, porque el oxígeno captado iguala a la masa de magnesio inicial.
 - 6,0 g, porque la masa ganada por el sólido proviene del oxígeno del aire.
 - 24,0 g, porque la masa total del sistema es la suma de la cinta y del óxido.
- La combustión completa del metano se representa con la ecuación (no balanceada): $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Usando las masas molares $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$ y $\text{O} = 16$, ¿cuál de las siguientes relaciones en masa (g), en el orden $\text{CH}_4 : \text{O}_2 : \text{CO}_2 : \text{H}_2\text{O}$, es correcta para la combustión completa del metano? (1 pt)
 - 4 : 16 : 9 : 11, porque el agua pesa más que el dióxido de carbono.
 - 16 : 4 : 11 : 9, porque el metano es el reactante mayoritario.
 - 4 : 16 : 11 : 9, que resulta de balancear $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ y simplificar las masas.
 - 11 : 9 : 16 : 4, ordenando las masas de mayor a menor.
- El carbono y el oxígeno forman dos óxidos. En el óxido A, 12 g de carbono se combinan con 16 g de oxígeno; en el óxido B, los mismos 12 g de carbono se combinan con 32 g de oxígeno. ¿Cuál es la razón entre las masas de oxígeno (A : B) que se combinan con esa masa fija de carbono? (1 pt)
 - 1 : 2, porque 16 : 32 simplificado por 16 entrega números enteros pequeños.
 - 1 : 3, porque el óxido B es el dióxido de carbono.
 - 2 : 1, porque el óxido A es el que tiene más oxígeno.
 - 16 : 32, y como no son enteros pequeños los datos contradicen la ley de Dalton.
- Calcula la masa molar del carbonato de sodio (Na_2CO_3), usando las masas atómicas $\text{Na} = 23$, $\text{C} = 12$ y $\text{O} = 16$. (1 pt)
 - 51 g/mol, sumando una vez cada masa atómica: $23 + 12 + 16$.
 - 90 g/mol, contando solo dos oxígenos: $2(23) + 12 + 2(16)$.
 - 83 g/mol, contando un solo sodio: $23 + 12 + 3(16)$.
 - 106 g/mol, sumando $2(23) + 12 + 3(16)$.
- Calcula la masa molar del ácido sulfúrico (H_2SO_4), usando las masas atómicas $\text{H} = 1$, $\text{S} = 32$ y $\text{O} = 16$. (1 pt)
 - 50 g/mol, contando $2(1) + 32 + 16$ con un solo oxígeno.
 - 49 g/mol, sumando una vez cada masa atómica: $1 + 32 + 16$.
 - 98 g/mol, sumando $2(1) + 32 + 4(16)$.
 - 66 g/mol, contando $2(1) + 32 + 2(16)$ con solo dos oxígenos.
- El sulfuro de hierro(II) puro (FeS) combina siempre sus elementos en una razón de masa $\text{Fe} : \text{S}$ de 7 : 4. En un recipiente CERRADO se hacen reaccionar 14 g de hierro con 10 g de azufre, hasta que uno de los reactantes se agota por completo. ¿Qué masa de sulfuro de hierro se forma y qué queda sin reaccionar? (1 pt)
 - 22 g de FeS y sobran 2 g de azufre sin reaccionar.
 - 22 g de FeS y sobran 2 g de hierro sin reaccionar.
 - 24 g de FeS y no sobra nada, porque en un sistema cerrado la masa se conserva.
 - 8 g de FeS y sobran 2 g de azufre sin reaccionar.

7. El azufre y el oxígeno forman dos óxidos. En el SO_2 , 32 g de azufre se combinan con 32 g de oxígeno; en el SO_3 , los mismos 32 g de azufre se combinan con 48 g de oxígeno. ¿Cuál es la razón entre las masas de oxígeno ($\text{SO}_2 : \text{SO}_3$) que se combinan con esa masa fija de azufre? (1 pt)
- A) 2 : 3, que resulta de simplificar 32 : 48 dividiendo ambos términos por 16.
B) 3 : 2, porque el SO_3 lleva tres oxígenos y el SO_2 lleva dos.
C) 1 : 2, porque el SO_3 tiene el doble de oxígeno que el SO_2 .
D) 32 : 48, porque los datos deben informarse tal como se midieron.
8. El cobre forma dos óxidos. En el óxido rojo, 127 g de cobre se combinan con 16 g de oxígeno; en el óxido negro, los mismos 127 g de cobre se combinan con 32 g de oxígeno. Un estudiante debe (i) determinar la razón entre las masas de oxígeno de ambos óxidos y (ii) calcular la masa de óxido negro que obtiene al calentar 127 g de cobre en un crisol hasta transformarlo completamente en ese óxido. ¿Qué leyes aplica y qué obtiene? (1 pt)
- A) Proporciones definidas para (i) y conservación para (ii): razón 1 : 2 y 143 g de óxido negro.
B) Proporciones múltiples para (i) y conservación para (ii): razón 1 : 2 y 127 g de óxido negro, porque el cobre no cambia de masa.
C) Proporciones múltiples para (i) y conservación para (ii): razón 2 : 1 y 159 g de óxido negro.
D) Proporciones múltiples para (i) y conservación de la masa para (ii): razón 1 : 2 y 159 g de óxido negro.
9. El óxido de cobre(II) puro combina siempre sus elementos en una razón de masa Cu : O de 4 : 1, sin importar su origen. En una muestra de este óxido hay 20 g de cobre. ¿Qué masa de oxígeno está combinada con ese cobre? (1 pt)
- A) 16 g, porque la diferencia entre 20 y 4 entrega la masa combinada.
B) 80 g, porque la masa de oxígeno es cuatro veces la de cobre.
C) 5 g, porque $20 \div 4 = 5$ y la razón Cu : O se mantiene constante.
D) 25 g, porque esa es la masa que debe tener la muestra de óxido.
10. Un grupo de estudiantes masa una cinta de magnesio (Mg) y, en un sistema cerrado, la acerca a la llama de un mechero. La cinta combustiona con una luz blanca intensa y queda un polvo blanco que corresponde a óxido de magnesio (MgO). Finalmente, restan la masa inicial de la cinta de magnesio a la masa del producto obtenido. ¿Cuál es el objetivo de este último paso experimental? (1 pt)
- A) Determinar la masa de oxígeno que se combinó en la reacción.
B) Determinar la masa de producto.
C) Determinar el tipo de compuesto formado.
D) Determinar la cantidad de cinta de magnesio que quedó sin reaccionar.
11. Calcula la masa molar del hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, usando las masas atómicas Ca = 40, O = 16 y H = 1. (1 pt)
- A) 57 g/mol, sumando $40 + 16 + 1$ sin aplicar el subíndice del paréntesis.
B) 73 g/mol, aplicando el subíndice 2 solo al oxígeno: $40 + 2(16) + 1$.
C) 58 g/mol, aplicando el subíndice 2 solo al hidrógeno: $40 + 16 + 2(1)$.
D) 74 g/mol, porque el subíndice 2 multiplica a TODO el grupo (OH): $40 + 2(16 + 1)$.
12. El nitrógeno y el oxígeno forman dos óxidos. En el óxido A, 3,5 g de nitrógeno se combinan con 8,0 g de oxígeno. En el óxido B, 7,0 g de nitrógeno se combinan con 8,0 g de oxígeno. Para verificar la ley de proporciones múltiples, ¿cuál es la razón entre las masas de oxígeno (A : B) combinadas con una MISMA masa de nitrógeno? (1 pt)
- A) 1 : 2, porque el óxido A contiene la mitad del nitrógeno del óxido B.
B) 2 : 1, porque al fijar 7,0 g de nitrógeno el óxido A queda con 16,0 g de oxígeno y el B con 8,0 g.
C) 1 : 1, porque ambos óxidos se combinan con 8,0 g de oxígeno.
D) 1 : 4, porque hay que dividir 8,0 g de oxígeno por 3,5 g y por 7,0 g de nitrógeno.

13. Una docente presenta la reacción $X + Y \rightarrow Q + Z$, con estos datos de masa: $X = 78 \text{ g}$, $Y = 51 \text{ g}$ y $Q = 37 \text{ g}$. La masa de X reacciona completamente con la de Y , y la masa molar de Z es 92 g/mol . ¿Qué cantidad máxima de Z se forma? (1 pt)

- A) 1,25 mol, sumando las tres masas y dividiendo por la masa molar de Z .
- B) 1,00 mol, porque por conservación se forman 92 g de Z y $92 \div 92 = 1,00 \text{ mol}$.
- C) 0,75 mol, restando Q a Y y dividiendo por la masa molar de Z .
- D) 0,50 mol, dividiendo solo la masa de Q por la masa molar de Z .

14. El agua pura tiene siempre la misma composición: por cada 1 g de hidrógeno hay 8 g de oxígeno combinado (razón $H : O = 1 : 8$), sea agua de lluvia, de mar o de laboratorio. Una muestra de agua pura contiene 4 g de hidrógeno. ¿Qué masa de oxígeno hay combinada en esa muestra? (1 pt)

- A) 2 g, porque hay que dividir $4 \div 8$ sobre la masa de hidrógeno.
- B) 12 g, porque se suman los 4 g de hidrógeno con los 8 g de la razón.
- C) 32 g, porque $4 \times 8 = 32$ y la razón $H : O$ es constante.
- D) 8 g, porque el oxígeno siempre aporta 8 g independientemente del hidrógeno.

15. Calcula la masa molar de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), usando las masas atómicas $C = 12$, $H = 1$ y $O = 16$. (1 pt)

- A) 29 g/mol, sumando una vez cada masa atómica: $12 + 1 + 16$.
- B) 168 g/mol, contando $6(12) + 6(16)$ y olvidando el hidrógeno.
- C) 180 g/mol, sumando $6(12) + 12(1) + 6(16)$.
- D) 174 g/mol, contando solo 6 hidrógenos: $6(12) + 6(1) + 6(16)$.