

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

Guía — Ensayo de repaso: mol, ecuaciones y partículas

NOMBRE		FECHA	14 / 08 / 2026
CURSO	Electivo · Química (3° y 4° medio)	PUNTAJE	____ / 40 pts

Instrucciones: Trabaja solo y con lápiz pasta. Muestra el desarrollo de cada cálculo, porque una respuesta sin procedimiento obtiene puntaje parcial. Este ensayo no lleva nota: sirve para que sepas qué te falta antes de la evaluación del miércoles. Tiempo: 90 min.

Parte I — Selección múltiple (15 puntos)

Instrucción: Marca con una X la alternativa correcta. Masas atómicas (g/mol): H = 1, C = 12, N = 14, O = 16, Na = 23, Mg = 24, Al = 27, S = 32, Cl = 35,5, Ca = 40, Fe = 56, Cu = 63,5. Número de Avogadro: $6,022 \times 10^{23}$. Cada pregunta vale 1 punto.

- ¿Cuál es la masa molar del sulfato de magnesio heptahidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$? (1 pt)
 - A) 138 g/mol
 - B) 120 g/mol
 - C) 246 g/mol
 - D) 264 g/mol
- En la reacción $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ reaccionan por completo 3 moles de O_2 . ¿Cuántas moléculas de agua se forman? (1 pt)
 - A) $3,011 \times 10^{23}$
 - B) $1,8066 \times 10^{24}$
 - C) $3,6132 \times 10^{24}$
 - D) $6,022 \times 10^{23}$
- Un estudiante quiere demostrar con una balanza que la masa se conserva en una reacción que libera un gas. ¿Cuál de estos diseños permite comprobarlo? (1 pt)
 - A) Pesar solo el sólido que queda al final y compararlo con el sólido inicial.
 - B) Repetir la reacción en un recipiente abierto varias veces y promediar las masas finales.
 - C) Pesar el recipiente cerrado con todo su contenido, antes y después de la reacción.
 - D) Pesar cada reactante por separado y sumar las dos masas.
- Se hace reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico en tres montajes y se pesa el sistema completo antes y después:

Montaje	Recipiente	Masa inicial (g)	Masa final (g)
I	matraz destapado	120,0	115,6
II	matraz con tapón hermético	120,0	120,0
III	matraz con un globo desinflado sellado en la boca	120,0	120,0

- ¿Qué conclusión se sostiene con estos datos? (1 pt)
- A) La ley de conservación de la materia tiene excepciones, y el montaje I es una de ellas.
 - B) La masa solo se conserva cuando la reacción ocurre sin liberar gases.
 - C) La masa se conserva en los tres casos, y los 4,4 g que faltan en el montaje I corresponden al gas que salió del matraz.
 - D) El globo del montaje III aporta masa al sistema y por eso compensa la pérdida.

5. La síntesis del amoníaco ocurre según $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$. ¿Cuántos moles de H_2 se necesitan por cada mol de N_2 que reacciona? (1 pt)

- A) 3 mol
- B) 6 mol
- C) 2 mol
- D) 1 mol

6. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0,5 mol de NH_3 ? (1 pt)

- A) $3,011 \times 10^{23}$
- B) $1,8066 \times 10^{24}$
- C) $9,033 \times 10^{23}$
- D) $6,022 \times 10^{23}$

7. El sulfuro de cobre(II) contiene cobre y azufre en una proporción en masa de 2 : 1. Se hacen reaccionar 10 g de cobre con 8 g de azufre. ¿Qué ocurre? (1 pt)

- A) Se forman 15 g de compuesto y sobran 3 g de cobre.
- B) Se forman 20 g de compuesto y sobra 1 g de azufre.
- C) Se forman 18 g de compuesto, porque toda la masa termina reaccionando.
- D) Se forman 15 g de compuesto y sobran 3 g de azufre.

8. Una muestra de argón contiene $9,033 \times 10^{23}$ átomos. ¿A cuántos moles corresponde? (1 pt)

- A) 15 mol
- B) 1,5 mol
- C) 0,15 mol
- D) 0,67 mol

9. En la ecuación $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, ¿qué indica el número 2 escrito delante de H_2 ? (1 pt)

- A) La cantidad de moléculas de H_2 que participan en la reacción.
- B) La cantidad de átomos de hidrógeno que tiene cada molécula.
- C) La carga eléctrica que adquiere la molécula de hidrógeno.
- D) El número de enlaces que se rompen en cada molécula.

10. ¿Cuál es la masa molar del hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$? (1 pt)

- A) 57 g/mol
- B) 90 g/mol
- C) 74 g/mol
- D) 58 g/mol

11. Se queman 5 g de magnesio en un crisol abierto y el polvo blanco que queda al final pesa 8,3 g. Un estudiante concluye que la ley de conservación de la materia no se cumplió. ¿Por qué está equivocado? (1 pt)

- A) Porque el magnesio se combinó con oxígeno del aire, y esa masa entró al crisol desde fuera del sistema que se pesó.
- B) Porque la balanza marca de más mientras el sólido sigue caliente.
- C) Porque la ley de conservación solo se cumple en reacciones entre líquidos.
- D) Porque los metales aumentan de masa al calentarse, sin necesidad de reaccionar.

12. ¿Qué coeficiente debe llevar el O_2 para que quede balanceada la ecuación de combustión del propano?



- A) 4
- B) 5
- C) 7
- D) 3

13. ¿Qué información entrega el símbolo (ac) escrito junto a una fórmula en una ecuación química? (1 pt)

- A) Que la sustancia acelera la reacción sin consumirse.
- B) Que la sustancia es un gas que se libera.
- C) Que la sustancia está disuelta en agua.
- D) Que la sustancia se evapora durante la reacción.

14. Dos compuestos están formados por nitrógeno y oxígeno. En el compuesto I, 14 g de nitrógeno se combinan con 16 g de oxígeno; en el compuesto II, los mismos 14 g de nitrógeno se combinan con 32 g de oxígeno. ¿Qué relación guardan las masas de oxígeno y qué ley ilustra el caso? (1 pt)

- A) Relación 1 : 2, y la ley de proporciones definidas.
- B) Relación 14 : 16, y la ley de proporciones múltiples.
- C) Relación 1 : 2, y la ley de proporciones múltiples.
- D) Relación 2 : 1, y la ley de conservación de la materia.

15. Para comprobar la ley de proporciones definidas, un grupo hace reaccionar distintas masas de cobre con azufre en exceso y mide la masa de sulfuro de cobre que se forma en cada caso. ¿Cuál es la variable dependiente del experimento? (1 pt)

- A) La temperatura a la que se calienta la mezcla.
- B) La masa de cobre que se coloca al inicio.
- C) El tipo de crisol que se usa en cada ensayo.
- D) La masa de sulfuro de cobre obtenida.

Parte II — Completar la oración (8 puntos)

Instrucción: Completa cada oración con las palabras del recuadro. Cada término se usa una sola vez y hay más palabras que espacios. Cada respuesta vale 1 punto.

Palabras clave: moléculas — divide — hidrógeno — Proust — oxígeno — multiplica — atómica — azufre — exponente — Lavoisier — molar — producto — subíndice — átomos — energía — coeficiente — materia — Avogadro

1. En la fórmula H_2SO_4 , el subíndice 4 indica que cada molécula aporta cuatro átomos de _____, así que un mol del compuesto contiene cuatro moles de átomos de ese elemento. La masa _____ del compuesto se obtiene sumando las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula.

2. Para pasar de moles a partículas se _____ por esa cifra, de modo que el resultado siempre queda mayor cuando se parte de más de un mol.

3. Una ecuación está balanceada cuando hay la misma cantidad de _____ de cada elemento a los dos lados de la flecha, que es la forma en que se expresa la ley de conservación de la _____ al escribir una reacción.

4. En una ecuación química, el número escrito delante de una fórmula se llama _____ y multiplica a todos los átomos que esa fórmula representa, mientras que el _____ afecta solo al átomo que tiene inmediatamente antes.

5. Un mol de cualquier sustancia contiene siempre $6,022 \times 10^{23}$ partículas, cifra que se conoce como número de _____ y que no cambia según la sustancia.

Parte III — Términos pareados (6 puntos)

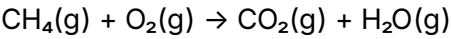
Instrucción: Escribe en la línea de la Columna A la letra de la definición correcta de la Columna B. Hay más opciones en la Columna B que en la Columna A. Cada pareo vale 1 punto.

Columna A	Columna B
1. ___ Número de Avogadro	A) Cuando dos elementos forman más de un compuesto, fijada la masa de uno, las masas del otro guardan una relación de números enteros sencillos.
2. ___ Sistema cerrado	B) Número pequeño escrito después de un símbolo, que indica cuántos átomos de ese elemento hay en la fórmula.
3. ___ Coeficiente	C) Recipiente del que ningún producto gaseoso puede escapar, condición necesaria para verificar con una balanza que la masa se conserva.
4. ___ Subíndice	D) Cantidad fija de partículas que contiene un mol de cualquier sustancia: $6,022 \times 10^{23}$.
5. ___ Masa molar	E) Cantidad de un reactante que queda sin combinarse cuando el otro se agota antes.
6. ___ Ley de proporciones múltiples	F) Número escrito delante de una fórmula, que multiplica a todos los átomos que ella representa.
	G) Símbolo entre paréntesis que indica si la sustancia está sólida, líquida, gaseosa o disuelta en agua.
	H) Suma de las masas atómicas de todos los átomos de una fórmula, expresada en gramos por mol.

Parte IV — Desarrollo (11 puntos)

Instrucción: Responde de forma fundamentada y muestra siempre el desarrollo de tus cálculos. Una respuesta sin procedimiento obtiene puntaje parcial.

1. La combustión del metano ocurre según:



- A) Balancea la ecuación y explica cómo compruebas que quedó balanceada.
- B) Si reaccionan por completo 4 moles de CH_4 , ¿cuántos moles de O_2 se consumen y cuántos moles de CO_2 se producen?
- C) ¿A cuántas moléculas equivale el CO_2 producido en la pregunta B? (3 pts)

2. Considera el sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

- A) Calcula su masa molar. Muestra el desarrollo, no solo el resultado.
- B) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 2 moles del compuesto?
- C) ¿A cuántos átomos de oxígeno corresponde esa cantidad? (3 pts)

3. El óxido de magnesio contiene magnesio y oxígeno en una proporción en masa de 3 : 2. En un crisol **abierto** se calientan 12 g de magnesio hasta que se consumen por completo.
- A) ¿Qué masa de oxígeno se combinó y qué masa de óxido de magnesio se formó?
- B) La balanza marca más al final que al principio. ¿Contradice esto la ley de conservación de la materia? Justifica.
- C) ¿Qué habría que cambiar en el montaje para comprobar con la balanza que la masa se conserva? (3 pts)

4. Dos óxidos de azufre tienen la siguiente composición: en el óxido I, 32 g de azufre se combinan con 32 g de oxígeno; en el óxido II, los mismos 32 g de azufre se combinan con 48 g de oxígeno.
- A) Determina la relación entre las masas de oxígeno y nombra la ley ponderal que ilustra el caso.
- B) Que esa relación resulte ser de números enteros sencillos fue, en su momento, una evidencia a favor de que la materia está formada por átomos. Explica por qué. (2 pts)
