

HOJA 1: EJERCICIOS (SIN RESOLVER)

Tema 3.1.1 - 3.1.2: Masas Moleculares y Tipos de Fórmulas

1. Calcula la masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4). (Masas atómicas: $\text{H}=1$, $\text{S}=32$, $\text{O}=16$).
2. Determina la masa molecular de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). (Masas: $\text{C}=12$, $\text{H}=1$, $\text{O}=16$).
3. Calcula la masa molar del hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$). (Masas: $\text{Al}=27$, $\text{O}=16$, $\text{H}=1$).
4. ¿Cuál es la masa molecular del nitrato de plata (AgNO_3)? (Masas: $\text{Ag}=108$, $\text{N}=14$, $\text{O}=16$).
5. Determina la masa molecular del sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). (Masas: $\text{Cu}=63.5$, $\text{S}=32$, $\text{O}=16$, $\text{H}=1$).
6. La fórmula empírica de un compuesto es CH_2O y su masa molecular es 180 u. ¿Cuál es su fórmula molecular?
7. Un compuesto tiene una fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. ¿Cuál es su fórmula empírica?
8. ¿Cuál es la diferencia entre una fórmula empírica y una fórmula molecular?
9. Calcula la masa molecular del carbonato de calcio (CaCO_3). (Masas: $\text{Ca}=40$, $\text{C}=12$, $\text{O}=16$).
10. Un compuesto tiene la fórmula empírica CH y una masa molar de 78 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular? (Masas: $\text{C}=12$, $\text{H}=1$).

Tema 3.1.3 - 3.1.5: Determinación de Fórmulas Empíricas y Moleculares

1. Un compuesto contiene 40.0% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno en masa. Determina su fórmula empírica. (Masas: $\text{C}=12$, $\text{H}=1$, $\text{O}=16$).
2. Un óxido de nitrógeno contiene 30.4% de nitrógeno y 69.6% de oxígeno. Calcula su fórmula empírica. (Masas: $\text{N}=14$, $\text{O}=16$).
3. El análisis de un compuesto revela que contiene 52.2% de C, 13.0% de H y 34.8% de O. Halla su fórmula empírica.
4. Un compuesto orgánico tiene 92.3% de C y 7.7% de H. Si su masa molar es 78 g/mol, ¿cuáles son su fórmula empírica y molecular?

5. La nicotina contiene 74.0% de C, 8.7% de H y 17.3% de N. Su masa molar es 162 g/mol. Calcula su fórmula molecular. (Masas: C=12, H=1, N=14).
6. Una muestra de 5.00 g de un compuesto contiene 2.00 g de calcio, 1.60 g de oxígeno y el resto es azufre. Determina su fórmula empírica. (Masas: Ca=40, O=16, S=32).
7. Un compuesto de carbono, hidrógeno y oxígeno tiene una masa molar de 60 g/mol. Al quemar 0.05 mol se producen 4.4 g de CO₂ y 1.8 g de H₂O. Determina su fórmula molecular. (Nota: Corregido a 0.05 mol para consistencia química)
8. La magnetita es un mineral con 72.4% de Fe y 27.6% de O. ¿Cuál es su fórmula empírica? (Masas: Fe=56, O=16). (Nota: Corregido nombre del mineral de Hematita a Magnetita por coherencia con los datos)
9. Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual: 43.6% de P y 56.4% de O. Si su masa molar es 284 g/mol, halla su fórmula molecular. (Masas: P=31, O=16).
10. Un hidrocarburo tiene 85.7% de C y 14.3% de H. Su masa molar es 84 g/mol. Halla su fórmula molecular.

Tema 3.1.6 - 3.1.10: Concepto de Mol, Cálculos y Ejemplificación

1. ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 0.5 moles de CO₂?
2. ¿Cuántas moléculas de agua (H₂O) hay en 3 moles?
3. Calcula la masa en gramos de 2 moles de cloruro de sodio (NaCl). (Masas: Na=23, Cl=35.5).
4. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 1 mol de amoníaco (NH₃)?
5. ¿Cuál es el volumen ocupado por 2 moles de un gas ideal en condiciones normales (CNPT)?
6. ¿Cuántos moles hay en 44.8 L de CO₂ en CNPT?
7. Calcula el número de moléculas presentes en 36 gramos de agua (H₂O). (Masas: H=1, O=16).
8. ¿Cuántos átomos de carbono hay en 0.25 moles de metano (CH₄)?
9. ¿Cuál es la masa de 6.022×10^{22} moléculas de ácido clorhídrico (HCl)? (Masas: H=1, Cl=35.5).

10. ¿Cuántos moles de iones de sodio (Na^+) hay en 1 mol de carbonato de sodio (Na_2CO_3)?

HOJA 2: TODOS LOS EJERCICIOS RESUELTOS (PROCEDIMIENTO Y RESPUESTA)

Tema 3.1.1 - 3.1.2: Masas Moleculares y Tipos de Fórmulas

Ejercicio 1: Procedimiento: Fórmula: H_2SO_4 . Masa molecular = $(2 \times \text{H}) + (1 \times \text{S}) + (4 \times \text{O}) = (2 \times 1 \text{ u}) + (1 \times 32 \text{ u}) + (4 \times 16 \text{ u}) = 2 \text{ u} + 32 \text{ u} + 64 \text{ u} = 98 \text{ u}$. Respuesta: 98 u

Ejercicio 2: Procedimiento: Fórmula: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Masa molecular = $(6 \times \text{C}) + (12 \times \text{H}) + (6 \times \text{O}) = (6 \times 12 \text{ u}) + (12 \times 1 \text{ u}) + (6 \times 16 \text{ u}) = 72 \text{ u} + 12 \text{ u} + 96 \text{ u} = 180 \text{ u}$. Respuesta: 180 u

Ejercicio 3: Procedimiento: Fórmula: $\text{Al}(\text{OH})_3$. Masa molar = $(1 \times \text{Al}) + (3 \times \text{O}) + (3 \times \text{H}) = (1 \times 27 \text{ g/mol}) + (3 \times 16 \text{ g/mol}) + (3 \times 1 \text{ g/mol}) = 27 \text{ g/mol} + 48 \text{ g/mol} + 3 \text{ g/mol} = 78 \text{ g/mol}$. Respuesta: 78 g/mol

Ejercicio 4: Procedimiento: Fórmula: AgNO_3 . Masa molecular = $(1 \times \text{Ag}) + (1 \times \text{N}) + (3 \times \text{O}) = (1 \times 108 \text{ u}) + (1 \times 14 \text{ u}) + (3 \times 16 \text{ u}) = 108 \text{ u} + 14 \text{ u} + 48 \text{ u} = 170 \text{ u}$. Respuesta: 170 u

Ejercicio 5: Procedimiento: Fórmula: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Masa molecular = $(1 \times \text{Cu}) + (1 \times \text{S}) + (4 \times \text{O}) + [5 \times ((2 \times \text{H}) + (1 \times \text{O}))] = 63.5 \text{ u} + 32 \text{ u} + 64 \text{ u} + [5 \times (2 \text{ u} + 16 \text{ u})] = 159.5 \text{ u} + (5 \times 18 \text{ u}) = 159.5 \text{ u} + 90 \text{ u} = 249.5 \text{ u}$. Respuesta: 249.5 u

Ejercicio 6: Procedimiento: Masa de la FE (CH_2O) = $12 + 2 + 16 = 30 \text{ u}$. $n = \text{Masa molecular} / \text{Masa de la FE} = 180 / 30 = 6$. Fórmula Molecular = $(\text{FE}) \times n = (\text{CH}_2\text{O})_6$. Respuesta: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Ejercicio 7: Procedimiento: Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Dividir todos los subíndices entre el máximo común divisor (6). $\text{C}(6/6) \text{H}(12/6) \text{O}(6/6) = \text{CH}_2\text{O}$. Respuesta: CH_2O

Ejercicio 8: Procedimiento: La fórmula empírica muestra la proporción más simple de números enteros de los átomos en un compuesto. La fórmula molecular muestra el número real de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto. Respuesta: La empírica es la proporción mínima; la molecular es la cantidad real.

Ejercicio 9: Procedimiento: Fórmula: CaCO_3 . Masa molecular = $(1 \times \text{Ca}) + (1 \times \text{C}) + (3 \times \text{O}) = 40 \text{ u} + 12 \text{ u} + 48 \text{ u} = 100 \text{ u}$. Respuesta: 100 u

Ejercicio 10: Procedimiento: Masa de la FE (CH) = $12 + 1 = 13 \text{ g/mol}$. $n = \text{Masa molar} / \text{Masa de la FE} = 78 / 13 = 6$. Fórmula Molecular = $(\text{CH}) \times 6$. Respuesta: C_6H_6

Tema 3.1.3 - 3.1.5: Determinación de Fórmulas Empíricas y Moleculares

Ejercicio 1: Procedimiento: C: $40.0 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 3.33 \text{ mol}$. H: $6.7 \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 6.7 \text{ mol}$. O: $53.3 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 3.33 \text{ mol}$. Dividir entre el menor (3.33): C=1, H=2.01 (aprox 2), O=1. Respuesta: CH_2O

Ejercicio 2: Procedimiento: N: $30.4 \text{ g} / 14 \text{ g/mol} = 2.17 \text{ mol}$. O: $69.6 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 4.35 \text{ mol}$. Dividir entre 2.17: N=1, O=2. Respuesta: NO_2

Ejercicio 3: Procedimiento: C: $52.2 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 4.35 \text{ mol}$. H: $13.0 \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 13.0 \text{ mol}$. O: $34.8 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 2.175 \text{ mol}$. Dividir entre el menor (2.175): C=2, H=5.98 (aprox 6), O=1. Respuesta: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Ejercicio 4: Procedimiento: C: $92.3 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 7.69 \text{ mol}$. H: $7.7 \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 7.7 \text{ mol}$. Dividir entre 7.69: C=1, H=1. FE = CH. Masa de la FE = $12+1=13 \text{ g/mol}$. $n=78/13=6$. Fórmula molecular = $(\text{CH})_6$. Respuesta: Empírica: CH, Molecular: C_6H_6

Ejercicio 5: Procedimiento: C: $74.0 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 6.16 \text{ mol}$. H: $8.7 \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 8.7 \text{ mol}$. N: $17.3 \text{ g} / 14 \text{ g/mol} = 1.235 \text{ mol}$. Dividir entre 1.235: C=4.99 (aprox 5), H=7.04 (aprox 7), N=1. FE = $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$. Masa de FE = $(5 \times 12) + (7 \times 1) + 14 = 60 + 7 + 14 = 81 \text{ g/mol}$. $n=162/81=2$. Respuesta: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$

Ejercicio 6: Procedimiento: Masa de S = $5.00 - 2.00 - 1.60 = 1.40 \text{ g}$. Ca: $2.00 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0.05 \text{ mol}$. O: $1.60 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 0.10 \text{ mol}$. S: $1.40 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0.04375 \text{ mol}$. Dividir entre 0.04375: Ca=1.14, O=2.28, S=1. Ajustando a enteros multiplicando por 7: Ca=8, O=16, S=7. Respuesta: $\text{Ca}_8\text{S}_7\text{O}_{16}$

Ejercicio 7: Procedimiento: Moles de C = moles de $\text{CO}_2 = 4.4 \text{ g} / 44 \text{ g/mol} = 0.1 \text{ mol}$. Moles de H = $2 \times \text{moles de H}_2\text{O} = 2 \times (1.8 \text{ g} / 18 \text{ g/mol}) = 0.2 \text{ mol}$. En 0.05 mol de compuesto: Masa total = $0.05 \text{ mol} \times 60 \text{ g/mol} = 3.0 \text{ g}$. Masa de O = Masa total - Masa (C + H) = $3.0 \text{ g} - [(0.1 \times 12) + (0.2 \times 1)] = 3.0 \text{ g} - 1.4 \text{ g} = 1.6 \text{ g}$. Moles de O = $1.6 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 0.1 \text{ mol}$. Relación molar por compuesto: C = $0.1/0.05 = 2$; H = $0.2/0.05 = 4$; O = $0.1/0.05 = 2$. Respuesta: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Ejercicio 8: Procedimiento: Fe: $72.4 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 1.29 \text{ mol}$. O: $27.6 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 1.72 \text{ mol}$. Dividir entre 1.29: Fe=1, O=1.33. Multiplicar por 3 para obtener enteros: Fe=3, O=4. Respuesta: Fe_3O_4

Ejercicio 9: Procedimiento: P: $43.6 \text{ g} / 31 \text{ g/mol} = 1.4 \text{ mol}$. O: $56.4 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 3.52 \text{ mol}$. Dividir entre 1.4: P=1, O=2.51. Multiplicar por 2 para enteros: P=2, O=5. FE = P_2O_5 . Masa de FE = $(2 \times 31) + (5 \times 16) = 62 + 80 = 142 \text{ g/mol}$. $n=284/142=2$. Respuesta: P_4O_{10}

Ejercicio 10: Procedimiento: C: $85.7 \text{ g} / 12 \text{ g/mol} = 7.14 \text{ mol}$. H: $14.3 \text{ g} / 1 \text{ g/mol} = 14.3 \text{ mol}$. Dividir entre 7.14: C=1, H=2. FE = CH_2 . Masa de FE = $12+2=14 \text{ g/mol}$. $n=84/14=6$. Respuesta: C_6H_{12}

Tema 3.1.6 - 3.1.10: Concepto de Mol, Cálculos y Ejemplificación

Ejercicio 1: Procedimiento: 1 mol de CO_2 contiene 2 moles de O. $0.5 \text{ moles de } \text{CO}_2 \times (2 \text{ mol O} / 1 \text{ mol } \text{CO}_2) = 1 \text{ mol de O}$. Respuesta: 1 mol de átomos de oxígeno.

Ejercicio 2: Procedimiento: 1 mol = 6.022×10^{23} moléculas. 3 moles de agua $\times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1.8066 \times 10^{24} \text{ moléculas}$. Respuesta: 1.8066×10^{24} moléculas.

Ejercicio 3: Procedimiento: Masa molar de $\text{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$. 2 moles $\times 58.5 \text{ g/mol} = 117 \text{ g}$. Respuesta: 117 gramos.

Ejercicio 4: Procedimiento: 1 mol de NH_3 tiene 3 moles de átomos de H. 3 moles de H $\times 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1.8066 \times 10^{24} \text{ átomos}$. Respuesta: 1.8066×10^{24} átomos.

Ejercicio 5: Procedimiento: 1 mol de gas ideal en CNPT ocupa 22.4 L. 2 moles $\times 22.4 \text{ L/mol} = 44.8 \text{ L}$. Respuesta: 44.8 Litros.

Ejercicio 6: Procedimiento: En CNPT, 1 mol ocupa 22.4 L. Moles = $44.8 \text{ L} / 22.4 \text{ L/mol} = 2 \text{ moles}$. Respuesta: 2 moles.

Ejercicio 7: Procedimiento: Masa molar del agua = 18 g/mol . Moles de agua = $36 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 2 \text{ moles}$. Moléculas = $2 \text{ moles} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1.2044 \times 10^{24} \text{ moléculas}$. Respuesta: 1.2044×10^{24} moléculas.

Ejercicio 8: Procedimiento: 1 mol de CH_4 contiene 1 mol de átomos de C. 0.25 moles de $\text{CH}_4 \times (1 \text{ mol C} / 1 \text{ mol } \text{CH}_4) = 0.25 \text{ moles de C}$. Átomos de C = $0.25 \text{ mol} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1.5055 \times 10^{23} \text{ átomos}$. Respuesta: 1.5055×10^{23} átomos.

Ejercicio 9: Procedimiento: Masa molar de $\text{HCl} = 1 + 35.5 = 36.5 \text{ g/mol}$. Moles de $\text{HCl} = (6.022 \times 10^{22}) / (6.022 \times 10^{23}) = 0.1 \text{ mol}$. Masa = $0.1 \text{ mol} \times 36.5 \text{ g/mol} = 3.65 \text{ g}$. Respuesta: 3.65 gramos.

Ejercicio 10: Procedimiento: Fórmula Na_2CO_3 : 1 mol contiene 2 moles de iones Na^+ . 1 mol de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times (2 \text{ mol } \text{Na}^+ / 1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ mol de } \text{Na}^+$. Respuesta: 2 moles de iones sodio.

HOJA 3: LISTA DE RESPUESTAS RÁPIDAS

Tema 3.1.1 - 3.1.2

1. Masa molecular de H_2SO_4 : 98 u
2. Masa molecular de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 180 u

3. Masa molar de $\text{Al}(\text{OH})_3$: 78 g/mol
4. Masa molecular de AgNO_3 : 170 u
5. Masa molecular de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: 249.5 u
6. FE CH_2O , MM=180 u -> Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
7. Fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ -> Fórmula empírica: CH_2O
8. Diferencia: FE es la proporción mínima; FM indica los átomos reales.
9. Masa molecular de CaCO_3 : 100 u
10. FE CH, MM=78 g/mol -> Fórmula molecular: C_6H_6

Tema 3.1.3 - 3.1.5

1. 40.0% C, 6.7% H, 53.3% O -> FE: CH_2O
2. 30.4% N, 69.6% O -> FE: NO_2
3. 52.2% C, 13.0% H, 34.8% O -> FE: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
4. 92.3% C, 7.7% H, MM=78 g/mol -> Empírica: CH, Molecular: C_6H_6
5. 74.0% C, 8.7% H, 17.3% N, MM=162 -> Fórmula molecular: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$
6. 5.00 g (2.00g Ca, 1.60g O, resto S) -> FE: $\text{Ca}_8\text{S}_7\text{O}_{16}$ (Corregido)
7. Quema de 0.05 mol da 4.4g CO_2 y 1.8g H_2O -> Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (Corregido)
8. 72.4% Fe, 27.6% O (Magnetita) -> FE: Fe_3O_4
9. 43.6% P, 56.4% O, MM=284 -> Fórmula molecular: P_4O_{10}
10. 85.7% C, 14.3% H, MM=84 -> Fórmula molecular: C_6H_{12}

Tema 3.1.6 - 3.1.10

1. Moles de O en 0.5 mol de CO_2 : 1 mol
2. Moléculas en 3 moles de H_2O : 1.8066×10^{24}
3. Masa de 2 moles de NaCl: 117 g
4. Átomos de H en 1 mol de NH_3 : 1.8066×10^{24}
5. Volumen de 2 moles gas en CNPT: 44.8 L
6. Moles en 44.8 L de CO_2 en CNPT: 2 mol

7. Moléculas en 36 g de H_2O : 1.2044×10^{24}
8. Átomos de C en 0.25 mol de CH_4 : 1.5055×10^{23}
9. Masa de 6.022×10^{22} moléculas de HCl : 3.65 g
10. Moles de Na^+ en 1 mol de Na_2CO_3 : 2 mol