

GUÍA DE EJERCICIOS CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Área Química

Resultados de aprendizaje

Identifica, conecta y analiza conceptos básicos de química para la resolución de ejercicios, desarrollando pensamiento lógico y sistemático.

Contenidos

- Átomo
- Molécula
- Masa molar
- Mol
- Fórmula empírica y molecular

Debo saber

Para desarrollar los ejercicios de esta guía, debes tener en cuenta lo siguiente:

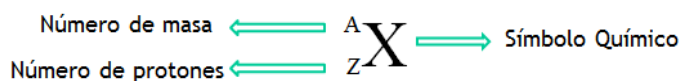
Átomo: Es la parte más pequeña de un elemento que puede existir solo o en combinación con otros átomos.

Ion: Es un átomo o molécula que tiene carga positiva o negativa.

Catión: Es un ion con carga positiva.

Anión: Es un ion con carga negativa.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento, que se diferencian en la cantidad de neutrones. La forma general de escribir un isótopo es:



Dónde:

Número de masa o másico (A)= número de protones (Z) + número de neutrones

Número atómico (Z)= número de protones, que será igual al número de electrones. En el caso que se trate de un átomo neutro.

Masa atómica promedio: Es la masa atómica de un átomo que tiene isótopos. Para calcular la masa atómica promedio debemos conocer en primer lugar la masa atómica relativa de cada isótopo y la "abundancia relativa" de cada uno de ellos, es decir, en qué proporción se encuentran en una muestra del elemento. La masa atómica promedio se obtiene sumando la masa atómica de cada isótopo multiplicada por su abundancia relativa dividida por 100.

En forma general, para un elemento que tenga dos isótopos, se calculará como:

$$X = \text{Masa uma (isótopo 1)} \times \frac{\text{Abundancia (isótopos 1)}}{100} + \text{Masa uma (isótopo 2)} \times \frac{\text{Abundancia (isótopos 2)}}{100}$$

Masa molecular: Podemos calcular la masa de las moléculas si conocemos las masas atómicas de los átomos que las forman. La masa molecular (peso molecular) es la suma de las masas atómicas **(en uma)** de una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del H₂O es:

$$2 (\text{masa atómica del H}) + 1 (\text{masa atómica del O})$$

$$2 \times 1 \text{ uma} + 1 \times 16 \text{ uma} = 18 \text{ uma}$$

Masa molar: Esta referida a la masa de un mol de moléculas de un compuesto o a un mol de átomos de un elemento. Para calcular la masa molar de un compuesto, debemos buscar en la tabla periódica la masa atómica o peso atómico de cada elemento que constituye el compuesto y lo multiplicamos por el número de veces que ese elemento aparece en el compuesto. Finalmente sumamos y obtenemos la masa molar. En unidades de g/mol, generalmente.

En la siguiente figura, se muestra la información que puedes obtener de la tabla periódica.

Número atómico	1	1.00797	Peso atómico
Punto de ebullición °C	-252.7	1	Valencia
Punto de fusión °C	-259.7	H	Símbolo
Densidad	0.017	1s ¹	Estructura atómica
	Hidrógeno		Nombre

Hipótesis de Avogadro: Esta hipótesis dice que en un mol de cualquier sustancia se encuentran $6,02 \times 10^{23}$ entidades fundamentales, las que pueden ser átomos, moléculas o iones.

Mol: es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en 12 gramos de C-12. Se calcula mediante:

$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } (\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$$

Formula empírica: es la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos que forman un compuesto. No necesariamente indica el número de átomos reales en una molécula determinada. Esta es la fórmula más sencilla (no se puede simplificar más). Se escriben de forma que los subíndices se reduzcan al máximo a los números enteros y sencillos. Ejemplos:
 N_2O_4 Hidracina, cuya fórmula empírica es NO_2

Formula molecular: indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. Generalmente la formula molecular, es la fórmula empírica amplificada.

Ejercicio 1: Escriba el símbolo de la especie que contiene 28 protones, 26 electrones y 32 neutrones.

Hay que considerar que si el átomo es neutro, el número de protones es igual al número de electrones, por lo tanto:

$$\text{Número de masa o másico (A)} = 28 + 32 = 60$$

Entonces tenemos



Como además nos indican que la especie perdió dos electrones (porque no tiene los 28 de cuando es neutro, sino que tiene 26), debemos considerar, que la especie va a quedar con carga positiva. Tendríamos entonces:



Para terminar este ejercicio, sabemos que el elemento tiene un $Z=28$, y que la tabla periódica está ordenada por el número atómico, entonces encontramos que el elemento sería el níquel (Ni), y quedaría de la siguiente manera:



Ejercicio 2: Un elemento tiene $Z = 18$ y un $A = 40$. Indique cual(es) aseveración(es) es(son) correcta(s):

- A. Su número de protones es igual a 40
- B. Su número de neutrones es igual a 22
- C. Su número de electrones es igual a 18

A. Al saber que $Z=18$, podemos deducir inmediatamente que hay 18 protones.

B. Considerando que A corresponde a la suma de protones y neutrones:

$$A = N^{\circ} \text{ protones} + N^{\circ} \text{ neutrones}$$

Esto implica que:

$$N^{\circ} \text{ neutrones} = A - Z = 40 - 18 = 22$$

C. Si el átomo es neutro, debería tener el mismo número de protones que de electrones, es decir 18.

Por lo tanto, las afirmaciones B y C son correctas.

Ejercicio 3: Calcule la masa atómica promedio del silicio considerando que se encuentra en la naturaleza formado por tres isótopos que tienen las siguientes masas atómicas y porcentaje de abundancia: 27,997 uma y 92,23%; 28,977 uma y 4,67%; 29,974 uma y 3,10%.

Según lo indicado en la parte superior de la guía, la masa atómica promedio del silicio se calcula como:

$$m_{\text{Si}} = 27,997 \text{ uma} * \frac{92,23\%}{100\%} + 28,977 \text{ uma} * \frac{4,67\%}{100\%} + 29,974 \text{ uma} * \frac{3,10\%}{100\%}$$

$$m_{\text{Si}} = 28,104 \text{ uma}$$

Ejercicio 4: Determine la masa molar de los siguientes compuestos:

A. Cl_2

B. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Para resolver estos ejercicios debes tener a mano la tabla periódica de los elementos, ya que debemos obtener la masa atómica de los elementos involucrados.

A. En el caso del Cl_2 , tenemos:

Elemento	Número de veces que aparece en el compuesto	Masa atómica (uma)	Masa atómica (uma) × Número de veces que aparece en el compuesto
Cl	2	35,5	71,0
			71,0 uma

Ahora como nos están pidiendo la masa molar, decimos que la masa molar del Cl_2 es 71,0 g/mol.

B. En el caso del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, tenemos:

Elemento	Número de veces que aparece en el compuesto	Masa atómica (uma)	Masa atómica (uma) * Número de veces que aparece en el compuesto
N	2	14,0	28,0
H	8	1,0	8,0
S	1	32,0	32,0
O	4	16,0	64,0
			132,0 u

Ahora como nos están pidiendo la masa molar, decimos que la masa molar del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es 132,0 g/mol, ya que esta se refiere a un mol de moléculas de este compuesto.

Ejercicio 5: ¿Cuántos moles hay en 49 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

Para hacer este ejercicio, debes aplicar la fórmula de cálculo de moles. Como el ácido es un compuesto debes determinar primero la **masa molar**, del ácido sulfúrico.

$$\begin{aligned}
 \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{H: } 2 * 1,0 &= 2 \\
 \text{S: } 1 * 32,0 &= 32 \\
 \text{O: } 4 * 16,0 &= 64 \\
 &98 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

* Tiene estas unidades, ya que se trata de un mol de moléculas del ácido.

Entonces

$$n = \frac{49 \text{ (g)}}{98 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = 0,5 \text{ mol}$$

Ejercicio 6: Determine la masa molar del hidróxido de calcio es 74 g/mol. Indique la(s) aseveración(es) verdadera(s):

- A. Un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tiene una masa de 74 g
- B. En 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ existen $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- C. En un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H
- D. En una molécula de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H
- E. Los átomos contenidos en un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ son $6,02 \times 10^{23}$ de Ca y $1,20 \times 10^{24}$ de O y de H
- F. En un mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay 40 g de Ca, 32 g de O y 2 g de H

Para resolver este ejercicio, ten en cuenta que siempre:

$$1\text{mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades fundamentales (moléculas, átomos, iones, etc.)}$$

Ahora en este ejercicio puntual, nos dicen que la masa molar del hidróxido de calcio Ca(OH)_2 es 74 g/mol.

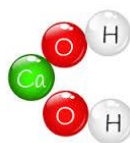
Entonces, 1 mol de Ca(OH)_2 tiene una masa de 74 g, Lo que equivale a decir:

$$1 \text{ mol de Ca (OH)}_2 = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g}$$

Ahora, también tenemos que tener claro que: 1 molécula de Ca (OH)_2 tiene:

1 Átomos de Ca
2 Átomos de O

2 Átomos de H



Serían correctas entonces: A, B, D, E y F.

La alternativa C no es correcta porque en una molécula, no un mol de Ca(OH)_2 hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.

Ejercicio 7: ¿Cuántos de átomos de oxígeno hay en 3,5 g de ácido nítrico (HNO_3)?

Para resolver este ejercicio, recuerda que:

$$1 \text{ mol de HNO}_3 = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HNO}_3$$

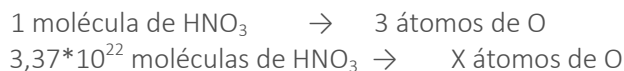
$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{3,5 \text{ g}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,056 \text{ moles de HNO}_3$$

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ mol de HNO}_3 & \rightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HNO}_3 \\ 0,056 \text{ moles de HNO}_3 & \rightarrow X \text{ moléculas de HNO}_3 \end{array}$$

$$X = 3,37 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de HNO}_3$$

Considerando entonces que 1 molécula de HNO_3 tiene:

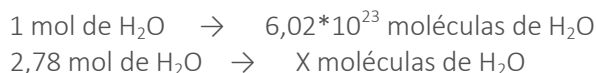
1 átomo de H
1 átomo de N
3 átomos de O



$$X = 1,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

Ejercicio 8: Determine el número de moléculas, átomos totales y moles que hay en 50 g de H₂O. La masa molar del H₂O es 18 g/mol, entonces:

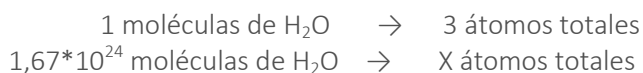
$$n \text{ (mol)} = 2,78 \text{ mol}$$



$$X = 1,67 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

Ahora:

1 molécula de H₂O tiene 3 átomos totales (2 átomos de H y 1 átomo de O)



$$X = 5,01 \cdot 10^{24} \text{ átomos totales}$$

Entonces las respuesta sería: $1,67 \times 10^{24}$ moléculas; $5,01 \times 10^{24}$ átomos totales y 2,78 moles.

Ejercicio 9: Determine la cantidad desconocida en cada caso:

A. 0,643 g de SO₂ _____ moles de O

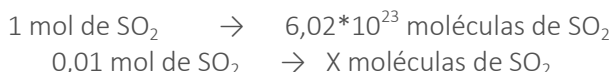
Primero determinamos, como lo hemos hecho antes, la masa molar de SO₂ que es 64 g/mol

Recordemos además que: 1mol $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, átomos, iones, etc.

Ahora calculamos los moles de SO₂:

$$n = \frac{0,643 \text{ (g)}}{64 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = 0,01 \text{ mol de SO}_2$$

y, posteriormente las moléculas de SO₂



$$X = 6,02 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de SO}_2$$

Además, haciendo la relación de moléculas con átomos, podemos calcular los átomos de oxígeno:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ molécula de SO}_2 & \rightarrow & 2 \text{ átomos de oxígeno} \\ 6,02 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de SO}_2 & \rightarrow & X \text{ átomos de oxígeno} \end{array}$$

$$X = 1,20 \cdot 10^{22} \text{ átomos de oxígeno}$$

Entonces, teniendo ya los átomos de oxígeno, lo podemos relacionar con los moles de oxígeno:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de oxígeno} & \rightarrow & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno} \\ X \text{ mol de oxígeno} & \rightarrow & 1,20 \cdot 10^{22} \text{ átomos de oxígeno} \end{array}$$

$$X = 0,02 \text{ mol de oxígeno}$$

Por lo tanto 0,643 g de SO₂ corresponden a 0,02 moles de oxígeno.

B. $4,1 \times 10^{23}$ moléculas de HBr _____ g de HBr

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de HBr} & \rightarrow & 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HBr} \\ x \text{ mol de HBr} & \rightarrow & 4,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HBr} \end{array}$$

$$X = 0,68 \text{ mol de HBr}$$

Ahora calculamos la masa de HBr:

$$\begin{aligned} n \text{ (mol)} &= \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} \\ 0,68 \text{ mol de HBr} &= \frac{x \text{ (g)}}{79,91 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = 54,34 \text{ g de HBr} \end{aligned}$$

Por lo tanto, la respuesta debiera ser 54,34 g de HBr.

Con todas estas especificaciones, estaríamos en condiciones de resolver el ejercicio:

Serían correctas entonces: A, B, D, E y F.

La alternativa C no es correcta porque en una molécula, no un mol de Ca(OH)₂ hay un átomo de Ca, dos átomos de O y dos átomos de H.



Ejercicio 10: ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de hierro que contiene 77,75% de hierro y 22,25% de oxígeno en masa?

Para determinar la fórmula empírica, debemos recordar que al tener la composición centesimal de un compuesto, se pueden transformar esos porcentajes a masas, considerando que se forman 100 g de compuesto.

Entonces tenemos: 77,75 g de hierro y 22,25 g de oxígeno. Los que formaran 100g de compuesto.

Con la masa de cada elemento, podemos determinar el número de moles de átomos, de cada uno. Ten en cuenta que para este cálculo debes dividir la masa del elemento por la masa atómica, no la masa molar, como lo indica la formula, ya que necesitas saber la relación entre los átomos.

$$n_{\text{Fe}} = 77,75 \text{ gramos de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} = 1,39 \text{ moles de Fe}$$

$$n_{\text{O}} = 22,25 \text{ gramos de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g O}} = 1,39 \text{ moles de O}$$

Después de que tenemos los moles de átomos, dividimos por el número menor de moles (en este caso, es 1,39). Esto se realiza, ya que necesitamos saber la mínima relación entre los átomos de los elementos.

$$\text{Hierro: } \frac{1,39 \text{ n de át.}}{1,39 \text{ n de át.}} = 1$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{1,39 \text{ n de át.}}{1,39 \text{ n de át.}} = 1$$

Entonces la relación de masas es 1:1, siendo la fórmula empírica: Fe_1O_1 , que se escribe FeO.

Ejercicio 11: La masa molar de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es 28 g/mol. Si tiene un 14,28% de hidrógeno, determine su fórmula empírica y molecular.

Debemos obtener los moles de átomos de cada componente, considerando que si tiene un 14,28 % de hidrógeno, tendrá 85,72% de carbono

$$n_{\text{C}} = 85,72 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g C}} = 7,14 \text{ moles de C}$$

$$n_{\text{H}} = 14,28 \text{ gramos de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g H}} = 14,28 \text{ moles de H}$$



Después de que tenemos los moles, dividimos por el número menor de moles. En este caso 7,14.

$$\text{Carbono: } \frac{7,14}{7,14} = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } \frac{14,28}{7,14} = 2$$

Entonces la relación de masas es 1:2, siendo la fórmula empírica: C_1H_2 , que se escribe CH_2 .

Si determinamos la masa molar podemos verificar si la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.

La masa molar del CH_2 es 14 g/mol, y nos están diciendo que nuestro compuesto tiene masa molar 28 g/mol (en el enunciado). Como debemos obtener 28 g/mol, solamente es necesario amplificar los valores de los subíndices, por dos, ya que:

$$\frac{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (\text{masa formula molecular})}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (\text{masa formula empírica})} = 2$$

Entonces la respuesta de esta pregunta sería:

La fórmula empírica es CH_2 (masa molar= 14 g/mol) y la fórmula molecular es C_2H_4 (masa molar=28 g/mol).

Es importante mencionar que decir **C_2H_4 no es equivalente** a decir **2CH_2** . Si bien en ambos hay la misma relación de átomos (uno de carbono por 2 de hidrógeno), en el primer término hay a una molécula de C_2H_4 (como un todo) y en el caso de 2CH_2 hay 2 moléculas de CH_2 , por lo que químicamente no es lo mismo.

Ejercicio 12: Al reaccionar 4 g de carbono con hidrógeno se obtiene 5 g de producto cuya masa molar es 30 g/mol, Determine:

- A. composición porcentual
- B. Fórmula empírica
- C. Fórmula molecular

A. Se sabe que:



Por la ley de la conservación de la masa (la masa de reactivos debe ser igual a la masa de los productos), podemos deducir que se consume 1 g de hidrógeno entonces:

Para carbono	Para hidrógeno
5 g de producto \rightarrow 100%	5 g de producto \rightarrow 100%



4 g de carbono \rightarrow X % X= 80 %	1g de hidrógeno \rightarrow X % X= 20 %
Entonces, la composición porcentual de carbono en el producto es de 80%	Entonces, la composición porcentual de hidrógeno en el producto es de 20%

B. Tenemos:

80 g de carbono y 20 g de hidrógeno.

Podemos obtener los moles de cada componente:

$$n_C = 80,00 \text{ gramos de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,67 \text{ moles de C}$$

$$n_H = 20,00 \text{ gramos de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0 \text{ g H}} = 20,0 \text{ moles de H}$$

Después de que tenemos los moles, dividimos por el número menor de moles (en este caso, es 6,67)

$$\text{Carbono: } \frac{6,67}{6,67} = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } \frac{20,0}{6,67} = 3$$

Entonces la relación de masas es 1:3, siendo la fórmula empírica: C_1H_3 , que se escribe CH_3 .

C. Si determinamos la masa molar podemos verificar si la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.

La masa molar del CH_3 es 15 g/mol, y nos están diciendo que nuestro compuesto tiene masa molar 30 g/mol (en el enunciado). Como debemos obtener 30 g/mol, solamente es necesario amplificar los valores de los subíndices.

Entonces la respuesta de esta pregunta sería:

La fórmula empírica es CH_3 (masa molar= 15 g/mol) y la fórmula molecular es C_2H_6 (masa molar=30 g/mol).