

1.4 Los compuestos químicos

Los compuestos químicos están formados por la unión de dos o más átomos de distintos elementos en proporciones fijas. La cantidad de compuestos existentes en la naturaleza, conocidos y estudiados por los científicos, es enorme.

Los átomos pueden unirse con otros átomos de dos formas distintas, dependiendo de cómo los electrones más externos se organicen en dicha unión. Si los electrones son compartidos por los átomos, se dice que el enlace es covalente y al compuesto resultante se le da el nombre de compuesto molecular. Si uno o más electrones son transferidos de un átomo a otro, el enlace es iónico y al compuesto se le da el nombre de compuesto iónico. Estos aspectos se estudian en detalle en los párrafos siguientes.

1.4.1 Tipos de compuestos químicos

Los compuestos químicos se pueden organizar en dos grupos: compuestos moleculares y compuestos iónicos.

Compuestos moleculares

Los compuestos moleculares están formados por moléculas, todas idénticas, con igual cantidad de átomos unidos mediante enlaces covalentes. Los átomos de elementos no metálicos suelen enlazarse de esta manera, puesto que la diferencia de electronegatividades entre los átomos en cuestión no es tan grande como para “arrancar” electrones de una de las cortezas atómicas y transferirlos a otra. Entonces, el mejor arreglo que se puede dar es compartir los electrones entre los átomos.

Para representar un compuesto molecular se utiliza una representación simbólica, o fórmula química, que muestra como mínima información los elementos que intervienen en la formación del compuesto, a través de sus símbolos químicos, y, a la derecha de cada símbolo químico, un número subíndice indicando la cantidad de átomos de ese elemento presentes en el compuesto. Este número subíndice no se indica cuando la cantidad de átomos del elemento es 1.

Por ejemplo, para el agua la fórmula química es H_2O , lo que implica que intervienen en su composición dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. En un compuesto cuya fórmula química es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, cada una de sus moléculas tiene dos átomos de carbono, cuatro de hidrógeno y dos de oxígeno.

Fórmula empírica

Este tipo de fórmula química es la más sencilla de todas y la que menor información provee. Muestra solo los diferentes átomos que intervienen en el compuesto y los subíndices se reducen a la razón más sencilla de números enteros en que se combinan los átomos.

Por ejemplo, la fórmula P_2O_3 es la fórmula empírica del compuesto molecular P_4O_6 que se encuentra en la naturaleza, mientras que no existe en estado natural ninguno con la composición P_2O_3 .

El formaldehído o formol, utilizado en la fabricación de plásticos y resinas y en la industria textil, con fórmula química CH_2O , el ácido acético o vinagre, $C_2H_4O_2$, y la glucosa o azúcar en la sangre, $C_6H_{12}O_6$, tienen todos la misma fórmula empírica: CH_2O .

Fórmula molecular

Esta fórmula indica la composición real de la molécula de un compuesto. Puede ser idéntica a la fórmula empírica, como en el caso del formaldehído, CH_2O , o ser un múltiplo de esta, como en el caso del vinagre, $2(CH_2O) = C_2H_4O_2$, o de la glucosa, $6(CH_2O) = C_6H_{12}O_6$.

Otros compuestos como el acetileno, C_2H_2 , y el benceno, C_6H_6 , tienen también la misma fórmula empírica, CH . El butano tiene como fórmula empírica C_2H_5 , aunque su fórmula molecular es C_4H_{10} .

Las fórmulas empírica y molecular, aunque son bastante útiles, no dicen nada acerca de la estructura de los átomos dentro de la molécula.

Fórmula estructural

La fórmula estructural indica, además de la información aportada por las fórmulas anteriores, el orden en que los átomos están unidos con los demás átomos y los enlaces entre ellos. Los enlaces se representan por líneas o trazos continuos.

Tómese como primer ejemplo el ácido acético, cuya fórmula molecular es $C_2H_4O_2$. La fórmula estructural (véase la figura 1.10) muestra que un átomo de carbono está enlazado a tres átomos de hidrógeno y al otro átomo de carbono, mediante enlaces covalentes simples. El otro átomo tiene enlaces con los átomos de oxígeno, siendo uno de estos enlaces doble. El átomo de hidrógeno restante se encuentra unido a un átomo de oxígeno.

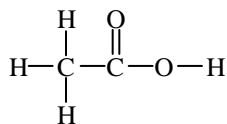


Figura 1.10: Fórmula estructural del ácido acético

En el caso del butano, con fórmula molecular C_4H_{10} , la fórmula estructural se ilustra en la figura 1.11. Este compuesto es una cadena de átomos de carbono enlazados entre sí, con átomos de hidrógeno a su alrededor.

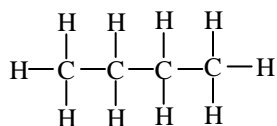


Figura 1.11: Fórmula estructural del butano

Existe una manera simplificada de mostrar las conexiones entre los átomos de un compuesto utilizando una **fórmula estructural condensada**, la cual se puede escribir en una sola línea. Para el ácido acético la fórmula condensada es CH_3COOH o también $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. Para el butano será $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$.

Compuestos iónicos

Un compuesto iónico es un compuesto que contiene iones con carga negativa (aniones) e iones con carga positiva (cationes), unidos por fuerzas electrostáticas de atracción. Por lo general, los cationes son iones metálicos (p. ej., los elementos de los grupos 1A y 2A en la tabla periódica) que tienen baja energía de ionización y los aniones son iones no metálicos (p. ej., los halógenos y calcógenos) con afinidad electrónica alta. En consecuencia, un compuesto iónico generalmente combina un metal con un no metal.

Ambos grupos, al combinarse, tienden a adquirir una estructura electrónica más estable: la del gas noble más cercano. Los elementos electropositivos, como los metales, tienden a perder sus electrones más externos. Por ejemplo, el sodio, $_{11}\text{Na}$, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, al combinarse tiende a perder su electrón $3s$ a fin de adquirir la configuración electrónica del neón, $_{10}\text{Ne}$: $1s^2 2s^2 2p^6$. Los elementos electronegativos, como los metaloides y no metales, tienden a tomar con facilidad electrones. El cloro, $_{17}\text{Cl}$, con configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, tiende a capturar el

electrón faltante en la subcapa $3p$ a fin de adquirir la configuración estable del argón, ${}_{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Para que se forme un compuesto iónico, la diferencia de electronegatividades de los elementos debe ser elevada (mayor a 1,6 en la escala de Pauling), lo que induce la transferencia de electrones entre los átomos.

En la tabla 1.10 se muestra las cargas de algunos iones comunes en la formación de compuestos químicos.

Tabla 1.10: Cargas de algunos iones comunes en los compuestos iónicos

Grupo	Iones					Comentarios
1 A	H^+	H^-				gas, catión/anión
1 A	Li^+	Na^+	K^+	Rb^+	Cs^+	metales, cationes
2 A	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}		metales, cationes
3 A	Al^{3+}					metal, catión
5 A	N^{3-}					no metal, anión
6 A	O^{2-}	S^{2-}	Se^{2-}	Te^{2-}		no metales, aniones
7 A	F^-	Cl^-	Br^-	I^-		no metales, aniones

El caso típico de un compuesto iónico es el cloruro de sodio, o sal de mesa, que se forma cuando se permite que átomos elementales de cloro y de sodio reaccionen. Un electrón se transfiere de un átomo neutro de sodio a un átomo neutro de cloro, quedando el primero con carga positiva, Na^+ , y el segundo con carga negativa, Cl^- . Puesto que objetos con cargas contrarias se atraen, los iones Na^+ y Cl^- se enlazan para formar NaCl .

Por lo general, a los compuestos iónicos se les describe con fórmulas empíricas. Conociendo la carga de los iones que intervienen y partiendo del hecho de que todo compuesto químico es eléctricamente neutro, resulta sencillo determinar la fórmula química de un compuesto iónico. Para ello es necesario proceder, entonces, a equilibrar las cargas negativas y positivas.

Hay una regla muy práctica que facilita este procedimiento y consiste en lo siguiente: Si las cargas de los iones son iguales, la fórmula química del compuesto viene dada por los símbolos de los iones que reaccionan, con subíndice igual a 1. Si las cargas de los iones son distintas, entonces se escribe el símbolo del compuesto ionizado teniendo por subíndice la carga (sin signo) del otro ión.

Por ejemplo, para un compuesto formado por iones Al^{3+} y Cl^- , la fórmula empírica se determina tal y como se dijo en el párrafo anterior. Esto es, se escribe la carga sin signo del

ión cloro –cuyo valor es 1– como subíndice del aluminio y la carga sin signo del ión aluminio –cuyo valor es 3– como subíndice del cloro: AlCl_3 . Si se suman las cargas eléctricas se tiene que: $(3+)\times(1 \text{ átomo de Al}) + (1-)\times(3 \text{ átomos de Cl})=0$.

El compuesto iónico formado por iones Mg^{2+} y N^{3-} tiene por fórmula química Mg_3N_2 . La carga eléctrica del compuesto es: $(2+)\times(3 \text{ átomos de Mg}) + (3-)\times(2 \text{ átomos de N}) = (6+) + (6-) = 0$, lo cual es correcto puesto que todo compuesto químico debe ser eléctricamente neutro.

Masa molecular de un compuesto químico

La **masa molecular** es la masa de la molécula de un compuesto químico; viene dada en unidades de masa atómica (se utiliza cualquiera de estos símbolos: “u” o “u.m.a.”). Se obtiene sumando las masas atómicas promedios ponderadas de cada elemento que conforma la molécula.

Por ejemplo, para calcular la masa molecular del metano, CH_4 , se procede de la siguiente manera:

$$\begin{aligned}\text{Masa molecular CH}_4 &= (1 \text{ átomo de C})\times(\text{masa atómica promedio de C})\dots \\ &\dots + (4 \text{ átomos de H})\times(\text{masa atómica promedio de H}). \\ \text{Masa molecular CH}_4 &= (1)\times(12,011 \text{ u.m.a.}) + (4)\times(1,0078 \text{ u.m.a.}) = 16,042 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$

Si también se desea determinar la masa molecular del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , la misma se calcula como sigue:

$$\begin{aligned}\text{Masa molecular H}_2\text{SO}_4 &= (2 \text{ átomos de H})\times(\text{masa atómica promedio de H})\dots \\ &\dots+(1 \text{ átomo de S})\times(\text{masa atómica promedio de S})\dots \\ &\dots+(4 \text{ átomos de O})\times(\text{masa atómica promedio de O}). \\ \text{Masa molecular H}_2\text{SO}_4 &= (2)\times(1,0078 \text{ u.m.a.}) + (1)\times(32,064 \text{ u.m.a.})\dots \\ &\dots+ (4)\times(15,999 \text{ u.m.a.}) = 98,076 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$

Cuando se trata de compuestos iónicos no se suele utilizar el término *masa molecular* sino *masa fórmula*, aunque ambos tienen el mismo significado.

Masa molar y mol de un compuesto químico

La **masa molar** de un compuesto químico es la masa de un mol de moléculas de un compuesto molecular o la masa de un mol de unidades fórmula de un compuesto iónico.

Recuérdese que **un mol** de sustancia se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramo de carbono 12. Esa cantidad de entidades elementales está bien determinada numéricamente a través del número o constante de Avogadro: $N_A = 6,02214 \times 10^{23}$.

Un mol de metano, o un mol de moléculas de metano, CH_4 , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ moléculas de metano y tiene una masa de 16,042 gramos. Un mol de ácido sulfúrico, H_2SO_4 contiene $6,02214 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 y tiene una masa de 98,076 gramos. Un mol de cloruro de sodio, NaCl , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ unidades fórmula de NaCl , y su masa molar es 58,443 gramos. Un mol de ozono, O_3 , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ moléculas de O_3 y su masa molar es 47,997 gramos. Un mol de oxígeno molecular, O_2 , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ moléculas de O_2 y su masa molar es 31,998 gramos. Un mol de átomos de oxígeno, O , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ átomos de O y su masa molar es 15,999 gramos. Un mol de átomos de helio, He , contiene $6,02214 \times 10^{23}$ átomos de helio y su masa molar es 4,0026 gramos.

Así, entonces, se puede definir la masa molar en unidades de gramos por mol (g/mol):

$$\text{Masa molar } \text{CH}_4 = 16,042 \text{ g } \text{CH}_4 / \text{mol } \text{CH}_4$$

$$\text{Masa molar } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98,076 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Masa molar } \text{NaCl} = 58,443 \text{ g } \text{NaCl} / \text{mol } \text{NaCl}$$

$$\text{Masa molar } \text{O}_3 = 47,997 \text{ g } \text{O}_3 / \text{mol } \text{O}_3$$

$$\text{Masa molar } \text{O}_2 = 31,998 \text{ g } \text{O}_2 / \text{mol } \text{O}_2$$

$$\text{Masa molar } \text{O} = 15,999 \text{ g } \text{O} / \text{mol } \text{O}$$

$$\text{Masa molar } \text{He} = 4,0026 \text{ g } \text{He} / \text{mol } \text{He}$$

Ejemplo 1.6: Calcular la cantidad de moles de cada uno de los elementos que intervienen en la composición de un mol de ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Solución: Para efectuar este cálculo se requiere establecer apropiadamente las relaciones entre átomo y molécula o, equivalentemente, entre mol de átomos y mol de moléculas.

En 1 molécula de H_2SO_4 hay: 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O.

En 10 moléculas de H_2SO_4 hay: $2 \times 10 = 20$ átomos de H, $1 \times 10 = 10$ átomos de S y $4 \times 10 = 40$ átomos de O.

En $6,02214 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 hay: $2 \times (6,02214 \times 10^{23})$ átomos de H, $1 \times (6,02214 \times 10^{23})$ átomos de S y $4 \times (6,02214 \times 10^{23})$ átomos de O.

Ahora bien, se sabe que: $N_A = 6,02214 \times 10^{23} = 1 \text{ mol}$. Entonces:

En N_A moléculas de H_2SO_4 hay: $2N_A$ átomos de H, N_A átomos de S y $4N_A$ átomos de O.

O lo que es lo mismo:

En **1 mol** de moléculas de H_2SO_4 hay: **2 moles** de átomos de H, **1 mol** de átomos de S y **4 moles** de átomos de O. Este resultado es la respuesta al ejercicio planteado.

Ejemplo 1.7: ¿Cuántos átomos de nitrógeno e hidrógeno hay en 3,5 moles de amoníaco, NH_3 ?

Solución: Se determina, primero, la cantidad en moles de cada elemento del compuesto. Sabiendo que en 1 mol de moléculas de NH_3 hay 1 mol de átomos de N y 3 moles de átomos de H, entonces:

En 3,5 moles de NH_3 hay $(1) \times (3,5) = 3,5$ moles de átomos de N.

En 3,5 moles de NH_3 hay $(3) \times (3,5) = 10,5$ moles de átomos de H.

En 1 mol de átomos hay $6,02214 \times 10^{23}$ átomos. Por lo tanto:

$$\begin{aligned} \text{Número de átomos de N} &= (3,5 \text{ moles N}) \times (6,02214 \times 10^{23} \text{ átomos / mol}) = \\ &21,0775 \times 10^{23} \text{ átomos N.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Número de átomos de H} &= (10,5 \text{ moles H}) \times (6,02214 \times 10^{23} \text{ átomos / mol}) = \\ &63,2325 \times 10^{23} \text{ átomos H.} \end{aligned}$$

Esto significa que en 3,5 moles de amoníaco hay $21,0775 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno y $63,2325 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

Ejemplo 1.8: En un envase de vidrio sin tapar se coloca 200 mL de acetona en estado líquido, cuya fórmula molecular es C_3H_6O . Después de cierto tiempo, parte de la acetona se evapora quedando en el envase 130 mL solamente. Calcular:

- (a) Los moles de acetona que quedaron en el recipiente.
 - (b) Los moles de carbono, hidrógeno y oxígeno que se escaparon en forma de vapor.
 - (c) El número de átomos de hidrógeno, oxígeno y carbono que escaparon del envase.
- La densidad de la acetona es $0,791 \text{ g/cm}^3$ a 20°C .

Solución: Para encontrar lo que se pide es necesario conocer primero la cantidad, en moles, de acetona evaporada y acetona remanente contenida en el envase.

La densidad de la acetona permite calcular la masa, en gramos, de este compuesto. Luego, se puede obtener la cantidad de acetona, en moles, utilizando la masa molar de la misma.

Masa molar de la acetona:

$$MM_{\text{acetona}} = (3 \times 12,011) + (6 \times 1,0078) + (1 \times 15,999) \cong 58 \text{ g/mol.}$$

Volumen de acetona evaporada: $V_{\text{evap}} = (200 - 130) \text{ mL} = 70 \text{ mL}$.

Masa de acetona evaporada, en gramos:

$$m_{\text{evap,g}} = \rho_{\text{acetona}} \times V_{\text{evap}} = \left(0,791 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \frac{1 \text{ cm}^3}{\text{mL}} \right) \times (70 \text{ mL}) = 55,4 \text{ g.}$$

Masa de acetona evaporada, en moles:

$$m_{\text{evap,m}} = m_{\text{evap,g}} / MM_{\text{acetona}} = 55,4 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} = 0,955 \text{ moles.}$$

Volumen de acetona remanente: $V_{\text{rem}} = 130 \text{ mL}$.

Masa de acetona remanente, en gramos:

$$m_{\text{rem,g}} = \rho_{\text{acetona}} \times V_{\text{rem}} = \left(0,791 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \frac{1 \text{ cm}^3}{\text{mL}} \right) \times (130 \text{ mL}) = 102,8 \text{ g.}$$

Masa de acetona remanente, en moles:

$$m_{\text{rem,m}} = m_{\text{rem,g}} / MM_{\text{acetona}} = 102,8 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{58 \text{ g}} = 1,772 \text{ moles.}$$

En resumen, se evaporaron 0,955 moles de acetona quedando solamente 1,772 moles en el recipiente.

La respuesta de la parte (a) es: quedaron 1,772 moles de acetona en el recipiente.

Para responder (b) se hace la siguiente relación:

En 1 mol de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ hay 3 moles de C, 6 moles de H y 1 mol de O.

En 0,955 moles de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ evaporada hay:

$$(3) \times (0,955) \text{ moles} = 2,87 \text{ moles de C}$$

$$(6) \times (0,955) \text{ moles} = 5,73 \text{ moles de H}$$

$$(1) \times (0,955) \text{ moles} = 0,955 \text{ moles de O, cantidades desprendidas en}$$

forma de vapor.

Para responder (c) se utiliza la información obtenida en la parte (b). Recuerdese que en 1 mol de átomos hay $6,02214 \times 10^{23}$ átomos. Entonces:

$$\begin{aligned} \text{Número de átomos de C} &= 2,87 \text{ moles C} \times (6,02214 \times 10^{23} \text{ átomos / mol}) \\ &= 17,2835 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Número de átomos de H} &= 5,73 \text{ moles H} \times (6,02214 \times 10^{23} \text{ átomos / mol}) \\ &= 34,5069 \times 10^{23} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Número de átomos de O} &= 0,955 \text{ moles O} \times (6,02214 \times 10^{23} \text{ átomos / mol}) \\ &= 5,75114 \times 10^{23} \text{ átomos de O.} \end{aligned}$$

Estos resultados completan la solución del problema plantado.

Composición centesimal en masa

La composición centesimal en masa de un compuesto químico indica la contribución, en porcentaje, de cada elemento del compuesto a la masa total del mismo. Este concepto se explica en los ejemplos siguientes.

Ejemplo 1.9: Determinar la composición centesimal del gas metano, CH₄, principal componente del gas natural.

Solución: Primero, se debe calcular la masa molar del metano. Es decir:

$$MM_{\text{metano}} = (1 \times 12,011) + (4 \times 1,0078) = 16,042 \text{ g/mol.}$$

Ahora, se calcula la contribución de cada elemento respecto de la masa total, en porcentaje:

$$\% \text{ C} = \frac{(1 \times 12,011) \text{ g}}{16,042 \text{ g}} \times 100 \% = 74,872 \%$$

$$\% \text{ H} = \frac{(4 \times 1,0078) \text{ g}}{16,042 \text{ g}} \times 100 \% = 25,129 \%$$

El resultado indica que el metano está compuesto en un 25,129% de hidrógeno y en un 74,872% de carbono.

Ejemplo 1.10: Se conoce la composición centesimal en masa de un cierto compuesto: 12,58% de H y 87,42% de N. En un experimento adicional se encontró que la masa molecular del mismo era 32 u.m.a. Determinar la fórmula molecular del compuesto estudiado.

Solución: Hay dos posibles formas de resolver este ejercicio: (a), a través de la fórmula empírica, y (b), determinando directamente la fórmula molecular.

Caso (a). Solución que requiere determinar la fórmula empírica como paso intermedio.

Para mayor facilidad, se considera que la masa total de la muestra de compuesto es 100 g, por lo que los porcentajes indicarían directamente la cantidad, en gramos, de cada elemento: 12,58 g de hidrógeno y 87,42 g de nitrógeno.

Ahora, se convierten estas cantidades en moles, de la siguiente manera:

$$\text{moles H} = 12,58 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,0078 \text{ g H}} = 12,48 \text{ moles H}$$

$$\text{moles N} = 87,42 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,007 \text{ g N}} = 6,241 \text{ moles N.}$$

La relación entre N y H es de 6,241 a 12,48. Se escoge el menor valor del grupo, que en este caso es 6,241, y se dividen las cantidades en moles por dicho valor: para N, se obtendrá $6,241/6,241=1$; para H, se obtendrá $12,48/6,241=2$. La nueva relación molar entre N y H es de 1 a 2.

Esta nueva relación está conformada por números enteros. Cuando este no es el caso, se debe multiplicar dichos valores por el menor entero posible a fin de obtener valores numéricos enteros.

Ahora, se escribe la fórmula química utilizando la relación molar anterior: NH_2 . Obsérvese que para el nitrógeno no se ha escrito ningún subíndice, aunque se sabe que le corresponde la unidad.

La fórmula obtenida es la más sencilla posible para este compuesto, es decir, su fórmula empírica. La fórmula molecular puede ser la misma o un múltiplo de la fórmula empírica. Para saberlo, es necesario calcular la masa molecular de esta última: $(1) \times (14,007) + (2) \times (1,0078) \text{ (u.m.a.)} \cong 16 \text{ u.m.a.}$

El compuesto en estudio tiene una masa molecular de 32 u.m.a. Eso significa que tiene el doble de masa que el compuesto NH_2 . La fórmula molecular será, entonces: $2(\text{NH}_2)$ o, lo que es lo mismo, N_2H_4 .

Caso (b). Solución que provee la fórmula molecular sin necesidad de determinar la fórmula empírica.

Con este procedimiento se obtiene directamente el valor del subíndice para cada elemento que interviene en el compuesto estudiado, a través de la siguiente expresión:

$$\text{Subíndice: } \frac{\text{porcentaje del elemento}}{100 \%} \times \frac{\text{masa molecular experimental del compuesto}}{\text{masa atómica del elemento}}.$$

Para este caso será:

$$\text{Subíndice de N: } \frac{87,42 \%}{100 \%} \times \frac{32 \text{ u.m.a.}}{14,007 \text{ u.m.a.}} \cong 2$$

$$\text{Subíndice de H: } \frac{12,58 \%}{100 \%} \times \frac{32 \text{ u.m.a.}}{1,0078 \text{ u.m.a.}} \cong 4.$$

La fórmula molecular del compuesto es: N_2H_4 , con una masa molecular teórica de $(2) \times (14,007) + (4) \times (1,0078) \text{ (u.m.a.)} = 32,045 \text{ u.m.a.}$, valor muy cercano a la masa molecular obtenida experimentalmente.

Ejemplo 1.11: Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto cuya composición centesimal en masa es: K=26,57%, Cr=35,36% y O=38,07%. La masa de dicho compuesto se determinó en otras pruebas químicas, resultando ser 294,2 u.m.a.

Solución: Para facilitar los cálculos, se considera una masa total de la muestra de 100g. La composición es: 26,57 g de K, 35,36 g de Cr y 38,07 g de O.

Las cantidades, en moles, de cada elemento son las siguientes:

$$\text{moles K} = 26,57 \text{ g K} \frac{1 \text{ mol K}}{39,098 \text{ g K}} = 0,6796 \text{ moles K}$$

$$\text{moles Cr} = 35,36 \text{ g Cr} \frac{1 \text{ mol Cr}}{51,996 \text{ g Cr}} = 0,6800 \text{ moles Cr}$$

$$\text{moles O} = 38,07 \text{ g O} \frac{1 \text{ mol O}}{15,999 \text{ g O}} = 2,380 \text{ moles O}.$$

Ahora, se dividen las cantidades calculadas por aquella de menor valor (0,6796) y se obtiene la relación de subíndices de los elementos:

$$0,6796/0,6796 = 1 \text{ (para el K)}$$

$$0,6800/0,6796 = 1 \text{ (para el Cr)}$$

$$2,380/0,6796 \approx 3,5 \text{ (para el O)}.$$

Para convertir los subíndices en números enteros, es necesario **multiplicarlos** por 2. Los nuevos subíndices son: 2 (para el potasio, K), 2 (para el cromo, Cr) y 7 (para el oxígeno, O). De esta manera se obtiene, entonces, la fórmula empírica del compuesto: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

La masa molecular del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es:

$$(2) \times (39,098) + (2) \times (51,996) + (7) \times (15,999) \text{ (u.m.a.)} = 294,18 \text{ u.m.a.}$$

El compuesto químico desconocido tiene la misma masa molecular del compuesto obtenido en el párrafo anterior. Por lo tanto, se trata de la misma sustancia y su fórmula molecular es idéntica a su fórmula empírica.

1.4.2 Estados de oxidación

El estado o número de oxidación es un concepto que probablemente tiene mayor utilidad en la práctica que el concepto de electrón de valencia o simplemente valencia. El estado de oxidación generalmente expresa la cantidad de electrones que un átomo aporta o gana en la formación de enlaces con átomos de otros compuestos. Está relacionado al número atómico del elemento (véase la figura 1.12) y a otras propiedades periódicas como la electronegatividad y afinidad electrónica.

Si un átomo cede un electrón, se tiene un ión con una carga positiva o catión. El estado de oxidación del catión es +1. Si un átomo gana dos electrones, obteniéndose un ión con dos cargas negativas o anión, el estado de oxidación de este ión es -2.

La suma de los estados de oxidación de una molécula o unidad fórmula de un compuesto es cero. Por ejemplo, para el compuesto iónico NaCl el estado de oxidación del sodio es +1 (cede un electrón) mientras que el estado de oxidación del cloro es -1 (acepta un electrón). La suma de los números de oxidación es $(+1)+(-1)=0$.

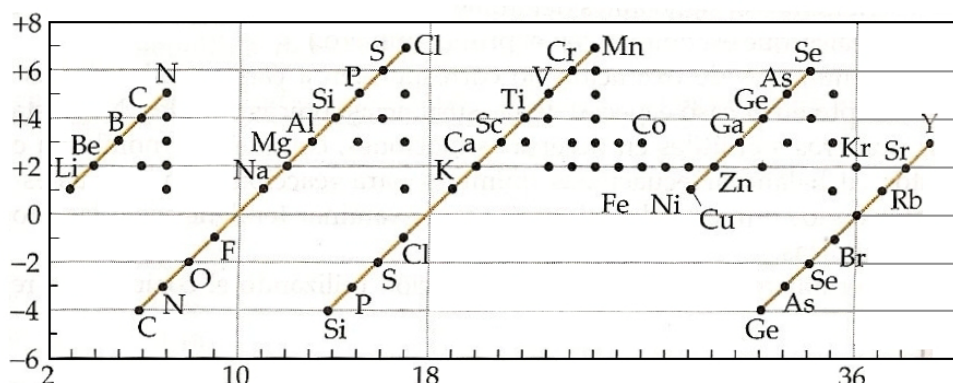


Figura 1.12: Estados de oxidación para algunos elementos de la tabla periódica⁶

Los estados de oxidación de un átomo pueden variar dependiendo del compuesto en el que se encuentre. Para tener una mejor idea de estos valores se suele seguir un conjunto de reglas o convenios, que funcionan en la mayoría de los casos. En algunas situaciones se podrá encontrar que varias reglas se contradicen, por lo que se considerará válida aquella que aparezca primero en la lista descrita en el párrafo siguiente (Petrucci y cols., 2003).

- ♦ El estado de oxidación de un átomo neutro es cero. Los gases poliatómicos también se consideran incluidos en este grupo. Por ejemplo: Cu, K, Al, He, O₂, H₂, F₂, Cl₂, N₂, Br₂, I₂, P₄, S₈.
- ♦ La suma de los estados de oxidación en un compuesto neutro da cero. Por ejemplo: Fe₂O₃ u óxido de hierro (III). El estado de oxidación de este óxido es cero y se calcula de la siguiente manera: $(2) \times (+3) + (3) \times (-2) = 0$, donde +3 y -2 son los estados de oxidación de Fe y de O, respectivamente.
- ♦ El estado de oxidación de un ión es igual a la carga del ión. En una molécula cargada, la suma de los estados de oxidación es igual a la carga de la molécula.

⁶ Tomado del libro de Brown, LeMay y Bursten, *Química, la ciencia central*, 7ª ed., 1998, p. 286.

Por ejemplo: Cl^- tiene estado de oxidación -1, Al^{+3} tiene estado de oxidación +3. El ión poliatómico sulfato, PO_4^{3-} , tiene estado de oxidación -3 que resulta de: $(1)x(+5)+(4)x(-2)=-3$, donde +5 y -2 son los estados de oxidación del fósforo y oxígeno, respectivamente.

- ♦ El elemento flúor siempre tiene un estado de oxidación de -1 (por ser el elemento más electronegativo de la tabla periódica). Por ejemplo, en el compuesto Na_3AlF_6 la suma de los estados de oxidación es: $(3)x(+1)+(1)x(+3)+(6)x(-1)=0$, donde el estado de oxidación del fluor es -1, el del sodio es +1 y el del aluminio es +3. En el trifluoruro de nitrógeno, NF_3 , el nitrógeno toma el estado de oxidación +3 mientras que el del flúor es siempre -1.
- ♦ Los metales alcalinos (grupo 1A de la tabla periódica) tienen estado de oxidación de +1 en sus compuestos. Ejemplos: en el compuesto Li_3N , el estado de oxidación del litio es +1 y el del nitrógeno es -3; en el óxido de potasio, K_2O , el potasio tiene estado de oxidación +1 y el oxígeno -2.
- ♦ Los metales alcalinotérreos (grupo 2A de la tabla periódica) tienen estado de oxidación de +2 en sus compuestos. Ejemplos: el óxido de calcio, CaO , está formado por calcio, con estado de oxidación es +2, y oxígeno, con estado de oxidación -2; en el sulfato de bario, BaSO_4 , el bario tiene estado de oxidación +2, el azufre, +6, y el oxígeno, -2; en el carburo de calcio, CaC_2 , el calcio tiene estado de oxidación +2 mientras que el ión acetiluro, C_2^{2-} , tiene estado de oxidación -2.
- ♦ El oxígeno suele tener estado de oxidación -2, excepto en los siguientes casos: (a) en compuestos con flúor, donde puede tomar valor positivo; (b) cuando se forman peróxidos (p. ej., el peróxido de hidrógeno H_2O_2), en los que vale -1. La molécula de agua, H_2O , es un ejemplo común donde el oxígeno toma un estado de oxidación -2. En el peróxido de potasio, K_2O_2 , el oxígeno tiene estado de oxidación -1. En el fluoruro de oxígeno OF_2 , el oxígeno toma el estado de oxidación +2, mientras que el del flúor es -1.
- ♦ El hidrógeno suele tener estado de oxidación +1 excepto cuando forma hidruros (compuestos binarios formados por un metal e hidrógeno), que vale -1. Por ejemplo, el hidrógeno tiene estado de oxidación +1 cuando forma amoníaco, NH_3 , por lo que el estado de oxidación del nitrógeno es -3. En el caso del metano, CH_4 , el hidrógeno tiene estado de oxidación +1 y el carbono -4. En el

compuesto hidruro de sodio, NaH, el sodio (elemento metálico) conserva su estado de oxidación +1 mientras que el hidrógeno toma el estado de oxidación -1.

- ♦ En compuestos binarios formados por un halógeno (grupo 7A) y un metal, el estado de oxidación del primero es -1. Si en vez del elemento halógeno se trata de un calcógeno (grupo 6A), el estado de oxidación de este elemento es -2. Si se tiene un elemento del grupo de nitrogenoideos (grupo 5A), su estado de oxidación es -3. Este comportamiento se debe a las diferencias de electronegatividades entre los elementos de estos grupos y los metales. Ejemplos: en la fórmula del cloruro de escandio es ScCl_3 , el cloro toma el estado de oxidación -1. En el compuesto sulfuro de potasio, K_2S , el azufre tiene estado de oxidación -2. En los compuestos GaAs y Li_3P , tanto el arsénico como el fósforo toman estado de oxidación -3.

Las tablas periódicas actuales suelen indicar los posibles estados de oxidación de cada elemento, mostrando primero, por lo general, aquellos valores que son más comunes en la formación de compuestos. (Véase el apéndice C.)

Ejemplo 1.12: Determinar el estado de oxidación de cada uno de los elementos que conforman el compuesto K_2CrO_4 .

Solución: Los elementos con estado de oxidación bien conocido –según las reglas dadas previamente– son el potasio y el oxígeno, cuyos valores son +1 y -2, respectivamente. Se procede, ahora, a calcular el estado de oxidación del cromo.

Sea X el estado de oxidación desconocido del cromo. Como todo compuesto tiene número de oxidación cero, se plantea la ecuación siguiente:

$$(2)x(+1) + (1)x(X) + (4)x(-2) = 0 ,$$

donde los primeros valores numéricos de cada pareja representan los átomos de potasio, cromo y oxígeno en el compuesto, respectivamente, y los segundos valores sus estados de oxidación.

Finalmente se calcula el valor de X :

$$X = [- (2)x(+1) - (4)x(-2)]/(1) = +6 .$$

El cromo tiene, en este compuesto, estado de oxidación de +6.

Ejemplo 1.13: Calcular todos los estados de oxidación para el nitrato cúprico, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Solución: El cobre tiene un único estado de oxidación de +2, mientras que el del oxígeno es -2 (que corresponde al caso más común excepto en la formación de peróxidos). Falta determinar el estado de oxidación del nitrógeno, para lo cual se hace lo siguiente:

$$(1)x(+2) + (2)x[(1)x(X) + (3)x(-2)] = 0.$$

Despejando el valor de X, se obtiene:

$$X = [-(1)x(+2)]/(2) - (3)x(-2)/(1) = +5.$$

Entonces, el nitrógeno tiene estado de oxidación de +5 cuando forma nitrato cúprico.

1.4.3 Nomenclatura de los compuestos

Debido a la gran cantidad de compuestos químicos que existen en la naturaleza, se ha hecho necesario establecer reglas para darles nombres apropiados. Muchos compuestos tienen nombres comunes o vulgares con los cuales se les conoce, pero que dicen muy poco o nada acerca de su composición y estructura química. (Véase la tabla 1.11.)

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC (de su nombre en inglés: *International Union of Pure and Applied Chemistry*) es la organización encargada de regir la nomenclatura de los compuestos orgánicos e inorgánicos.

Hay normas establecidas para nombrar los compuestos químicos, tanto inorgánicos como orgánicos, la cuales se mencionan a continuación.

Tabla 1.11: Nombres comunes de algunos compuestos químicos

Nombre común	Fórmula química	Nombre químico
Acetileno	C_2H_2	Etino
Cal viva	CaO	Óxido de calcio
Cal apagada	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Hidróxido de calcio
Galena	PbS	Sulfuro de plomo
Polvo de hornear	NaHCO_3	Carbonato ácido de sodio
Mármol o caliza	CaCO_3	Carbonato de calcio
Yeso	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Sulfato de calcio dihidratado
Alcohol de caña	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Etanol
Alcohol de madera	CH_3OH	Metanol
Leche de magnesia	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Hidróxido de magnesio
Ácido muriático	HCl	Ácido clorhídrico
Vinagre	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	Ácido acético