

Apoyos Académicos CADE 2020

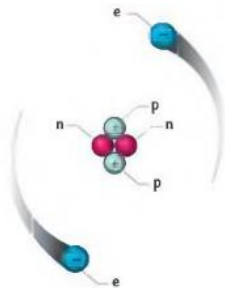
Área Disciplinar	Química
Nombre de Profesional	Paulina Figueroa - Vicente Rodríguez
Sede	Concepción

	Tema	Unidad	Asignatura afín
1	Número atómico y Número másico	Átomos, moléculas e iones	Química General
2	Formula empírica		
3	Fórmula molecular		

Resumen

Concepto de átomo, molécula e ión

El **átomo** es conocido como el bloque básico en la construcción de la materia. Un elemento químico está formado por un solo tipo de átomos (que tienen el mismo número de protones) y un compuesto por dos o más tipos de átomos. Los átomos cuentan con un número definido de protones, neutrones (ambos presentes en el núcleo atómico) y electrones.



Partículas subatómicas

Las partículas subatómicas de importancia a este nivel de estudio son tres: protón, neutrón y electrón:

Protón: partícula fundamental con carga eléctrica positiva, unidad que se encuentran en los núcleos de todos los átomos.

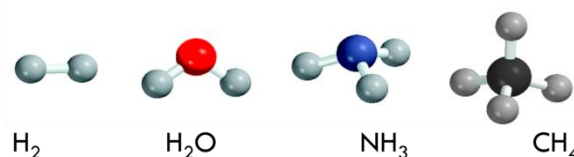
Neutrón: partícula fundamental de la materia, sin carga eléctrica, que se encuentran en todos los núcleos atómicos excepto en el átomo de hidrógeno sencillo, protio, ^1H .

Electrón: partículas que llevan la unidad fundamental de carga eléctrica negativa y se encuentran fuera de los núcleos de todos los átomos.

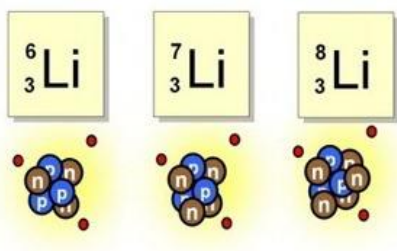
	Carga eléctrica		Masa	
	SI (C)	Atómica	SI (g)	Atómica (u) [*]
Protón	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1	$1,6726 \times 10^{-24}$	1,0073
Neutrón	0	0	$1,6749 \times 10^{-24}$	1,0087
Electrón	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1	$9,1094 \times 10^{-28}$	0,00054858

*u es el símbolo SI para la unidad de masa atómica (abreviatura uma)

Una **molécula** se define como un grupo de átomos enlazados que se mantienen unidos por enlaces covalentes y existe como entidad. Una molécula es la entidad más pequeña con las proporciones características de los átomos constituyentes presentes en una sustancia.



Los **isótopos** de un elemento son átomos con diferente número de neutrones en sus núcleos. Es decir, los isótopos de un elemento tienen el mismo número atómico, pero distinto número másico



Un ión es una especie con carga que consta de un único átomo o de un grupo de átomos. Se forma cuando un átomo neutro o un grupo de átomos unidos por enlace covalente gana o pierde electrones.

Número másico y número atómico

El número atómico (Z) es el número de protones en el núcleo de un átomo. A partir de esta definición, se puede inferir que también indica el número de electrones de un átomo eléctricamente neutro.

El número másico (A) es la suma de protones más neutrones presentes en el núcleo del átomo.



Masa atómica promedio

La masa atómica promedio de un elemento se define como la media ponderada de las masas isotópicas de acuerdo con las abundancias naturales de los isótopos del elemento. En un valor medio ponderado debemos dar más importancia a la magnitud que representa al isótopo con mayor abundancia. Por ejemplo, los átomos de carbono-12 son mucho más abundantes que los de carbono-13, la media ponderada debe estar mucho más próxima a 12 u que a 13 u. La masa atómica promedio de un elemento se obtiene sumando el producto de cada masa isotópica por su abundancia relativa. Es decir,

$$\begin{aligned} \text{masa atómica (u)} \\ = & \left(\text{masa isótopo 1 (u)} \times \frac{\% \text{ abundancia isótopo 1}}{100} \right) \\ & + \left(\text{masa isótopo 2 (u)} \times \frac{\% \text{ abundancia isótopo 2}}{100} \right) \\ & + \left(\text{masa isótopo n (u)} \times \frac{\% \text{ abundancia isótopo n}}{100} \right) \end{aligned}$$

*La cantidad de sumandos está indicada por el número de isótopos.

Formula Empírica

Una fórmula empírica es la fórmula más sencilla para un compuesto, muestra los tipos de átomos diferentes y sus números relativos. Es decir, la fórmula empírica indica cuales son los átomos presentes y la relación mínima entre ellos, en números enteros. Pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada. Por ejemplo, el compuesto hidracina (N_2H_4), que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidracina es NH_2 , ya que la relación nitrógeno e hidrógeno es 1:2.

En palabras simples, la fórmula empírica es la fórmula más sencilla; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible.

Fórmula Molecular

La fórmula molecular se basa en una molécula real de un compuesto. Podríamos decir que, la fórmula molecular es la fórmula verdadera de la molécula.

En algunos casos la fórmula empírica y la fórmula molecular coinciden, por ejemplo, para el formaldehído CH_2O , compuesto altamente volátil y muy inflamable. En otros casos, la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica. Por ejemplo, el ácido acético, $C_2H_4O_2$ ($CH_2O \times 2$) o la glucosa, $C_6H_{12}O_6$ ($CH_2O \times 6$).

Ejercicios resueltos

Átomos moléculas e iones - Número atómico y número másico

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

Primero, debemos considerar lo siguiente:

$$\begin{aligned}\text{Número másico (A)} &= \text{protones} + \text{neutrones} = 28 + 32 = 60 \\ \text{Número atómico (Z)} &= \text{protones} = 28\end{aligned}$$

Entonces,



Como además nos indican que la especie tiene 26 electrones (y no 28, como en un átomo neutro) debemos considerar, que la especie perdió dos electrones y quedará como ión con carga positiva, 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:



2. **Escriba el símbolo adecuado para el siguiente isótopo: $Z = 11$, $A = 23$**

Recordemos que para identificar un átomo debemos escribir el número atómico y el número másico de la siguiente manera



Sabemos que Z indica el elemento al cual corresponde el átomo en la tabla periódica. En este caso corresponde a un átomo de sodio (Na). Reemplazamos:



3. **Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes:**

a) K^+

Para saber el número de protones debemos ir a la tabla periódica e identificar el número atómico (Z) del elemento, que corresponde al número de protones. En este caso, el número atómico del potasio (K) es 19, por lo tanto, **el átomo tiene 19 protones.**

Para determinar el número de electrones debemos considerar que para un átomo neutro la cantidad de electrones y protones es la misma. Sin embargo, en este caso tenemos un signo positivo, es decir, estamos frente a un catión. Los cationes han perdido electrones. En este caso, sólo uno, entonces, **el átomo tiene 18 electrones**

b) Se^{2-}

Para saber el número de protones debemos ir a la tabla periódica e identificar el número atómico (Z) del elemento, que corresponde al número de protones. En este caso, el número atómico del selenio (Se) es 34, por lo tanto, **el átomo tiene 34 protones.**

Para determinar el número de electrones debemos considerar que para un átomo neutro la cantidad de electrones y protones es la misma. Sin embargo, en este caso tenemos un signo negativo, es decir, estamos frente a un anión. Los aniones, son átomos que han ganado electrones. En este caso, dos entonces, **el átomo tiene 18 electrones**

Masa atómica

1. Los dos isótopos naturales del litio, litio-6 y litio-7, tienen masas de 6,01513 u y 7,01600 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?

Observe la masa atómica del Li, y compare con las masas del ${}^6\text{Li}$ y ${}^7\text{Li}$. Si la masa atómica del Li está más próxima a la del ${}^6\text{Li}$, entonces el ${}^6\text{Li}$ es el isótopo más abundante. Si la masa atómica del Li está más próxima a la del ${}^7\text{Li}$, entonces el ${}^7\text{Li}$ es el isótopo más abundante.

A partir de una tabla de masa atómicas, vemos que la masa atómica del Li es 6,941 u. Como este valor, una masa atómica media ponderada, está mucho más próximo a 7,01600 u que a 6,01512 u, el litio-7 debe ser el isótopo más abundante.

- 2.

El bromo tiene dos isótopos naturales. Uno de ellos, el bromo-79 tiene una masa de 78,9183 u y una abundancia natural de 50,69 por ciento. ¿Cuál debe ser la masa y el porcentaje de abundancia natural del otro, bromo-81?

Planteamiento

Aunque no se da explícitamente se conoce la masa del Br. En la contraportada delantera se encuentra la masa atómica del Br, 79,904 u. Se necesita aplicar dos conceptos clave: (1) la masa atómica del Br media ponderada de las masas de ${}^{79}\text{Br}$ y ${}^{81}\text{Br}$, y (2) los porcentajes de abundancia natural del ${}^{79}\text{Br}$ y ${}^{81}\text{Br}$ deben sumar 100.

Resolución

La masa atómica del Br es una media ponderada de las masas del ${}^{79}\text{Br}$ y ${}^{81}\text{Br}$:

$$\text{masa atómica} = \left(\frac{\text{fracción de átomos}}{\text{de } {}^{79}\text{Br}} \times \text{masa de } {}^{79}\text{Br} \right) + \left(\frac{\text{fracción de átomos}}{\text{de } {}^{81}\text{Br}} \times \text{masa de } {}^{81}\text{Br} \right)$$

Como los porcentajes de abundancia natural deben sumar 100, el porcentaje del ${}^{81}\text{Br}$ es $100\% - 50,69\% = 49,31\%$. Sustituyendo 79,904 u por la masa atómica del elemento, 78,9183 u por la masa del ${}^{79}\text{Br}$ y los factores de abundancia de los dos isótopos, se obtiene

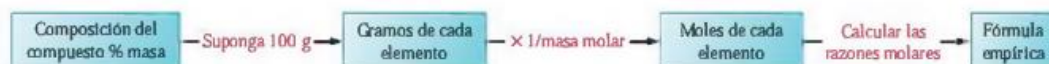
$$\begin{aligned} 79,904 \text{ u} &= (0,5069 \times 78,9183 \text{ u}) + (0,4931 \times \text{masa de } {}^{81}\text{Br}) \\ &= 40,00 \text{ u} + (0,4931 \times \text{masa de } {}^{81}\text{Br}) \\ \text{masa de } {}^{81}\text{Br} &= \frac{79,904 \text{ u} - 40,00 \text{ u}}{0,4931} = 80,92 \text{ u} \end{aligned}$$

La abundancia natural del bromo-81, con cuatro cifras significativas es 49,31 por ciento y su masa es 80,92 u.

Conclusión

Se puede comprobar el resultado final resolviendo el problema a la inversa utilizando números ligeramente redondeados. La masa atómica del Br es $50,69\% \times 78,92 \text{ u} + 49,31\% \times 80,92 \text{ u} \approx \frac{1}{2}(79 \text{ u} + 81 \text{ u}) = 80 \text{ u}$. La masa atómica estimada (80 u) está próxima a la masa atómica real de 79,904 u.

Formula empírica y fórmula molecular (¡Antes de seguir! Revisa y estudia la ficha "Estequiometría I")



El succinato de dibutilo es un repelente de insectos utilizado en las casas contra hormigas y cucarachas. Su composición es 62,58 por ciento de C; 9,63 por ciento de H; y 27,79 por ciento de O. Su masa molecular determinada experimentalmente es 230 u. ¿Cuáles son las fórmulas empírica y molecular del succinato de dibutilo?

Planteamiento

Utilice el método de cinco etapas descrito anteriormente.

Resolución

1. Calcule la masa de cada elemento en una muestra de 100,00 g.

$$62,58 \text{ g C}, 9,63 \text{ g H}, 27,79 \text{ g O}$$

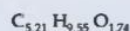
2. Convierta cada una de estas masas a cantidad en moles.

$$? \text{ mol C} = 62,58 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} = 5,210 \text{ mol C}$$

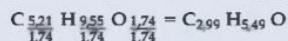
$$? \text{ mol H} = 9,63 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 9,55 \text{ mol H}$$

$$? \text{ mol O} = 27,79 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{15,999 \text{ g O}} = 1,737 \text{ mol O}$$

3. Escriba una fórmula tentativa basada en estos números de moles.



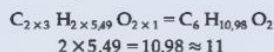
4. Divida cada uno de los subíndices de la fórmula de prueba por el más pequeño (1,74),



y redondee los subíndices que difieren ligeramente de números enteros; es decir, redondee 2,99 a 3.



5. Multiplique todos los subíndices por un número entero, pequeño, que convierta a todos los subíndices en enteros, aquí multiplicamos por 2, y escriba la fórmula empírica.



Para establecer la fórmula molecular primero determine la masa de la fórmula empírica.

$$[(6 \times 12,0) + (11 \times 1,0) + (2 \times 16,0)] \text{u} = 115 \text{ u}$$

Como la masa de la fórmula determinada experimentalmente (230 u) es dos veces la masa de la fórmula empírica, la fórmula molecular es dos veces la fórmula empírica.



Ejercicios propuestos

Átomos moléculas e iones - Número atómico y número másico

1. ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico a pesar de que puedan tener diferente número de masa?
2. Con ayuda de la tabla periódica, Calcule el número de neutrones de ^{239}Pu .
3. Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos:

a) $Z = 74, A = 186$

b) $Z = 80, A = 201$

Respuesta: $^{186}_{74}\text{W}$, $^{201}_{80}\text{Hg}$

Masa atómica

1. Los dos isótopos naturales del boro, boro-10 y boro-11, tienen masas atómicas 10.0129370 u y 11.0093054 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?

Respuesta: boro-10

2. Las masas y los porcentajes de abundancia natural de los tres isótopos naturales del silicio son ^{28}Si 27,9769265325 u, 92,223%; ^{29}Si 28,976494700 u, 4,685%; ^{30}Si 29,973377017 u, 3,092%. Calcule la masa atómica media ponderada del silicio.

Respuesta: 28.09 u

Formula empírica y fórmula molecular

1. El sorbitol, utilizado como edulcorante en algunos alimentos «sin azúcar»; tiene una masa molecular de 182 u y una composición centesimal en masa, de 39,56 por ciento de C; 7,74 por ciento de H, y 52,70 por ciento de O. ¿Cuáles son las fórmulas empírica y molecular del sorbitol?

Respuesta: empírica $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_3$, molecular $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$

Referencias

- Chang, R. & Goldsby, K. (2013): Química (11^a Ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- Petrucci R., Herring, F., Madura, J. & Bissonette, C. (2011): Química General: Principios y Aplicaciones Modernas (10^a Ed.). Madrid: Pearson Educación.