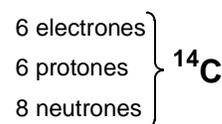
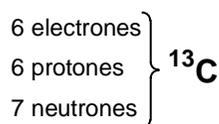
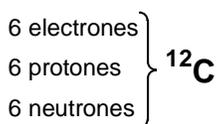
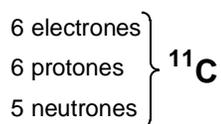


## "ISÓTOPOS"

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que se diferencian por la cantidad de neutrones que poseen en su núcleo; así por ejemplo, un átomo neutro de carbono posee 6 electrones y 6 protones, pero podría tener 5, 6, 7, 8 o más neutrones; así, se tendrían átomos diferentes de carbono, a los cuales se les denomina isótopos del carbono, y se les denota como  $^{11}\text{C}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$  respectivamente.



El número que se ubica en la parte superior izquierda del símbolo, corresponde a la suma de los protones y los neutrones y se le denomina **número de masa**, ya que para cualquier átomo neutro, la masa de los protones más la masa de los neutrones corresponde a más del 99.94 % de la masa total del átomo expresada en unidades de masa atómica [uma].

Los isótopos más estables existen comúnmente en la naturaleza y se les denomina **isótopos naturales**. Otros isótopos, tienen una vida media muy pequeña, en el orden de los segundos, horas o días, estos isótopos son generalmente obtenidos de forma artificial. Finalmente, existen isótopos cuyas vidas medias están en el orden de los años; por ejemplo el  $^{14}\text{C}$ , que tiene una vida media de 5 730 años, estos isótopos (particularmente el  $^{14}\text{C}$ ), se emplean para determinar la edad de algunos restos fósiles u objetos arqueológicos. La vida media de un isótopo es el tiempo en el cual la mitad de la muestra de un isótopo inestable, se convierte en un isótopo más estable. Por ejemplo, si se tienen 100 [g] de  $^{14}\text{C}$ , deberán de transcurrir 5 730 años para que 50 [g] de la muestra se conviertan en  $^{12}\text{C}$ .

Con base en lo anterior, se puede afirmar que la muestra de un elemento cualquiera, estará constituida por varios isótopos del elemento, en diferentes porcentajes, los cuales se conocen como **porcentajes de abundancia natural**; sin embargo, para fines prácticos, solo se consideran los

porcentajes de los isótopos más estables; así por ejemplo, para una muestra de carbono solo se considera el  $^{12}\text{C}$ , en un 98.892 [%] y el  $^{13}\text{C}$  en un 1.108 [%]; esto claro, no significa que no existan en la muestra otros isótopos del carbono, sino que simplemente, la cantidad de estos es tan pequeña que puede despreciarse.

Las masas de los isótopos, se pueden expresar en kilogramos, pero comúnmente se prefieren expresar en unidades de masa atómica, que es la escala de masa unificada; donde, por convención, se toma como referencia que la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$  pesa exactamente 12 [uma] ( $1.0 \text{ [uma]} = 1.660566 \times 10^{-27} \text{ [kg]}$ ). Entonces, si solo existiera el  $^{12}\text{C}$  en la naturaleza, la masa atómica del elemento carbono, sería exactamente 12 [uma]; sin embargo, como se mencionó anteriormente, la muestra de un elemento, contiene diferentes isótopos; por ello, se obtiene un promedio de las masas de los isótopos, a este promedio se le denomina **masa atómica relativa promedio** y se obtiene sumando las **contribuciones isotópicas** de los diferentes isótopos; las contribuciones isotópicas, a su vez, se obtienen multiplicando la masa del isótopo por el porcentaje de abundancia natural, y dividiendo el resultado entre cien.

$$\text{Contribución isotópica} = \frac{(\text{Masa del isótopo en [uma]}) \cdot (\text{Porcentaje de abundancia natural})}{100}$$

Con base en lo anterior, para el carbono se tendrían los cálculos siguientes:

$$\text{Contribución isotópica del } ^{12}\text{C} = \frac{(12 \text{ [uma]}) \cdot (98.892)}{100} = 11.86704 \text{ [uma]}$$

$$\text{Contribución isotópica del } ^{13}\text{C} = \frac{(13.003354 \text{ [uma]}) \cdot (1.108)}{100} = 0.144077 \text{ [uma]}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del C} = 11.86704 \text{ [uma]} + 0.144077 \text{ [uma]}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del C} = 12.01111 \text{ [uma]}$$

Esta masa atómica relativa promedio es la que se reporta en las tablas periódicas de los elementos. Las masas exactas de los isótopos en [uma], se pueden consultar en textos especializados; sin embargo, si no se cuenta con esos datos, se puede obtener la masa atómica relativa promedio aproximada de un elemento, si se emplea, en lugar de las masas exactas de los isótopos, los números de masa. Esto es, porque los números de masa son valores muy cercanos a las masas

exactas de los isótopos. Por ejemplo, la masa atómica relativa promedio aproximada del carbono se obtendría de la forma siguiente:

$$\text{Contribución isotópica del } ^{12}\text{C} = \frac{(12 \text{ [uma]}) \cdot (98.892)}{100} = 11.86704 \text{ [uma]}$$

$$\text{Contribución isotópica del } ^{13}\text{C} = \frac{(13 \text{ [uma]}) \cdot (1.108)}{100} = 0.14404 \text{ [uma]}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del C} = 11.86704 \text{ [uma]} + 0.14404 \text{ [uma]}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del C} = 12.01108 \text{ [uma]}$$

Como se puede observar, el valor de la masa atómica del carbono varía muy poco; por ello, en ocasiones se emplea la masa atómica relativa promedio aproximada, para realizar cálculos que no requieren de mucha exactitud.

#### **BIBLIOGRAFÍA:**

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, 2004; p 43-46.
- Brady, James E. *Química Básica. Principios y Estructura*, 2ª edición; Limusa Wiley: México, 2001; p. 114-115.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, 2003; p. 53-58.
- Hein, Morris; Arena, Susan *Fundamentos de Química*, 10ª edición; Thomson Learning; México, 2001; p. 92-97.
- Garriz R., Andoni; Gasque S., Laura; Martínez V., Ana *Química Universitaria*, 1ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, 2005; p. 162-165.