

Número atómico, número de masa y masa atómica

El **número atómico** se define como: **el número de protones que tiene un átomo** y se simboliza con la letra Z . Recuerda que si el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones es igual al número de electrones. Para cada elemento su número atómico es único, por lo que si, ejemplo, un átomo tiene 8 protones, nos estaríamos refiriendo al oxígeno, pero si tiene 7 protones estaríamos hablando del nitrógeno.

$$Z = \text{Número atómico} = \text{Número de protones}$$

Por otra parte, si consideramos que la masa de cualquier partícula que forma el átomo es extremadamente pequeña, en el orden de 1.67×10^{-24} para los protones y neutrones y de 9.110×10^{-28} g para los electrones, sería muy complicado llevar a cabo mediciones de forma práctica. Por ello, los científicos crearon una medida que fuera de utilidad para los científicos prácticos llamada **uma (unidades de masa atómica)**. Tomando en cuenta que la masa de un protón o neutrón es 1836 veces más grande que la de un electrón, se le asignó el valor de 1 uma tanto al protón como al neutrón y de 0 uma al electrón. Pensemos por un instante que tienes una masa de 60 kilogramos y que te tocara hacerla de electón, entonces, al que le tocara hacerla de protón o neutrón tendría una masa de 110,160 kilogramos, algo así como 45 autos medianos juntos. ¿Crees que los 60 kg son insignificantes ante más de 11 toneladas?

Tabla 1 Propiedades de las partículas subatómicas*

| Partícula | Masa | | Carga | Símbolo |
|-----------|----------------------------|---------------|-------|-----------------------|
| | Gramos | Masa relativa | | |
| Electrón | 9.109382×10^{-28} | 0.0005485799 | -1 | ${}_{-1}^0 e$ o e^- |
| Protón | 1.672622×10^{-24} | 1.007276 | +1 | ${}_{+1}^1 p$ o p^+ |
| Neutrón | 1.674927×10^{-24} | 1.008665 | 0 | ${}_{0}^1 n$ o n^0 |

*Estas constantes y otras del libro se tomaron del sitio en la red del Instituto nacional de metrología NIST <http://physics.nist.gov/cuu/Constants/index.html>.

El **número de masa** se define como: **la suma de protones y neutrones que tiene un átomo**, designándosele mediante la letra A como símbolo.

$$\text{Número de Masa} = \text{Protones} + \text{Neutrones}$$

$$A = P + N$$

La representación de los distintos átomos puede tomar la siguiente forma



Por ejemplo:



Puesto que el número de protones y electrones es el mismo en un átomo y está representado por Z , el único que llega a variar es el número de neutrones, el cual se puede obtener despejando N de la fórmula $A = P + N$ por lo que tendríamos

$$N = A - P$$

Tomando los ejemplos de los elementos anteriores tendríamos:

| ${}^{14}_7 N$ | uma | | |
|---------------|-----|---|--------|
| Protones | 7 | 1 | 7 |
| Neutrones | 7 | 1 | 7 |
| Electrones | 7 | 0 | 0 |
| | | | 14 uma |

| ${}^{40}_{18} Ar$ | uma | | |
|-------------------|-----|---|--------|
| Protones | 18 | 1 | 18 |
| Neutrones | 22 | 1 | 22 |
| Electrones | 18 | 0 | 0 |
| | | | 40 uma |

| ${}^{75}_{35} As$ | uma | | |
|-------------------|-----|---|--------|
| Protones | 33 | 1 | 33 |
| Neutrones | 42 | 1 | 42 |
| Electrones | 33 | 0 | 0 |
| | | | 75 uma |

Al observar los ejemplos se puede observar que en el primer caso tenemos el mismo número de protones, electrones y neutrones, pero en los siguientes el número de neutrones es el que varía en relación con las otras dos partículas.

La **masa atómica** se define como: **la masa promedio de los átomos de un elemento en relación con la masa del átomo de carbono-12 tomada como 12 uma exactamente**. La masa exacta de un átomo no es un número entero, como sucede en el número de masa, excepto el carbono-12 por definición. Por ejemplo, la masa exacta del As con 42 neutrones es 74.9216 uma, ligeramente inferior a su número de masa.

En realidad, los isótopos son los responsables de que la masa de los elementos químicos en la tabla periódica no sea un número entero, ya que la masa que se presenta en la tabla es una masa resultante de promediar las masas de los diferentes isótopos existentes de un mismo elemento.

Isótopos y sus aplicaciones

Un caso muy especial es aquel en el que existen *elementos con el mismo número atómico pero diferente número de masa*. A estos elementos se les llama **isótopos**, y podríamos mencionar como ejemplo, entre muchos otros al hidrógeno. El más abundante no contiene neutrones ${}^1_1\text{H}$, el isótopo del hidrógeno conocido como *deuterio* contiene un neutrón ${}^2_1\text{H}$ y otro isótopo denominado *tritio* contiene dos neutrones ${}^3_1\text{H}$. Todos ellos se encuentran en la naturaleza, sólo que los dos últimos se hallan en menor abundancia, de ahí que los datos de los elementos que aparecen en la tabla periódica (que veremos más adelante) pertenecen a los de mayor abundancia.

Poco después del descubrimiento de la radiactividad se encontró que existían elementos con propiedades químicas idénticas pero propiedades radiactivas diferentes, por lo que fueron llamados *radioisótopos*.

ACTIVIDAD 2.3

1. Define los siguientes términos:

- Número atómico
- Masa atómica
- Número de masa
- Isótopo

2. Completa la siguiente tabla:

| Elemento | Z | A | Protones | Neutrones | Electrones |
|----------|----|-----|----------|-----------|------------|
| Cl | 17 | 35 | | | |
| Mg | | 24 | 12 | | |
| Co | | | 17 | 59 | |
| Mo | | | | 54 | 42 |
| Bi | | 209 | | 126 | |