

## 1. Alguns fatos sobre o átomo

Na parte central do átomo, denominada **núcleo**, localizam-se os prótons e os nêutrons; os elétrons movem-se em torno do núcleo, constituindo a **eletrosfera**. Na figura 1 temos a representação esquemática de um tipo de átomo de carbono que possui em seu núcleo seis prótons (azul) e seis nêutrons (laranja). Podemos representar esse átomo pelo símbolo  $^{12}_6\text{C}$ , sendo:

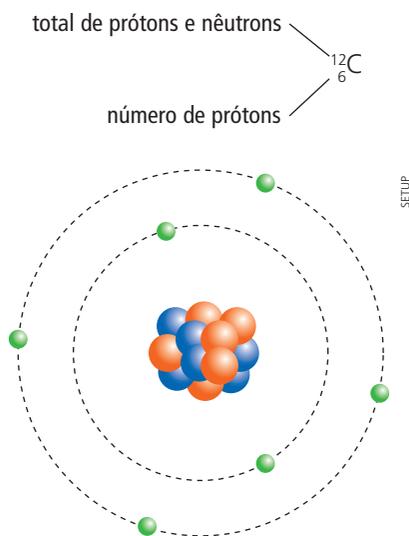


Figura 1. Representação de um tipo de átomo de carbono que apresenta núcleo com seis prótons, seis nêutrons e seis elétrons à volta do núcleo.

É importante observar que as circunferências tracejadas na figura 1 não representam as trajetórias dos elétrons, pois sabe-se apenas que alguns elétrons estão mais próximos do núcleo e outros, mais afastados.

Em um átomo, o número de elétrons é igual ao número de prótons, e esse número é chamado **número atômico**. No caso do átomo de carbono, há seis prótons no núcleo e seis elétrons em volta. Eventualmente, um átomo pode ganhar ou perder um (ou mais) elétron; nesse caso, passa a ser chamado de **ion**.

Um conjunto de átomos de mesmo número atômico (mesmo número de prótons) constitui um **elemento químico**. Por exemplo, o ouro possui 79 prótons e 79 elétrons. Se uma pepita de ouro perder ou ganhar elétrons, continuará a ter as propriedades básicas do ouro; isso significa que o importante na definição de um elemento químico é o número de prótons no núcleo, e não o número de elétrons na eletrosfera ou o número de nêutrons no núcleo. Por exemplo, na figura 2 representamos três tipos de átomos de carbono encontrados na natureza. Todos eles têm seis prótons no núcleo, mas diferentes números de nêutrons. Os diferentes tipos de átomos de um mesmo elemento químico são chamados de **isótopos**.

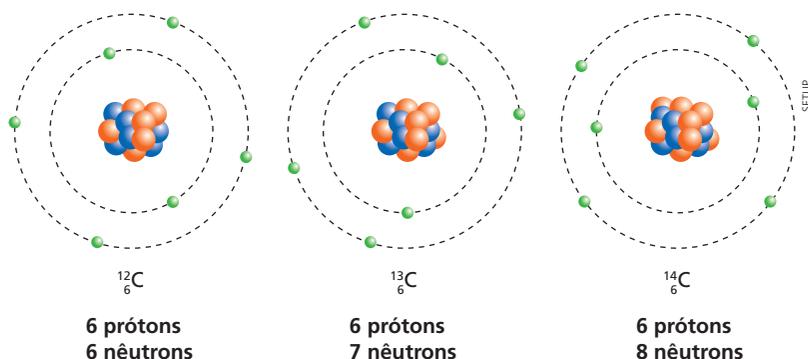


Figura 2. Três isótopos de carbono: o mesmo número de prótons mas diferentes números de nêutrons.

Se, de algum modo, o número de prótons no núcleo for alterado, o átomo passará a constituir outro elemento químico.

O hidrogênio apresenta três isótopos:

${}^1_1\text{H}$  → núcleo com apenas 1 próton

${}^2_1\text{H}$  → núcleo com 1 próton e 1 nêutron

${}^3_1\text{H}$  → núcleo com 1 próton e 2 nêutrons

O átomo  ${}^2_1\text{H}$  é chamado de **deutério**, e seu núcleo é chamado de **déuteron**.

O átomo  ${}^3_1\text{H}$  é chamado de **trítio**.

O  ${}^1_1\text{H}$  é o único átomo cujo núcleo é formado só por prótons (na realidade, um único próton). Todos os outros núcleos contêm nêutrons.

Os constituintes do núcleo, prótons e nêutrons, são chamados genericamente de **núcleons**, e o total de núcleons em um núcleo é chamado **número de massa**, sendo representado por  $A$ . Assim, por exemplo, o número de massa do  ${}^{12}_6\text{C}$  é  $A = 12$ , e o número de massa do  ${}^{14}_6\text{C}$  é  $A = 14$ . Cada tipo de núcleo é também chamado de **nuclídeo**.

Vimos que a massa de repouso de um próton é aproximadamente igual à massa de repouso de um nêutron e ambas são aproximadamente iguais à unidade de massa atômica ( $u$ ). Assim, se o número de massa de um núcleo é  $A$ , sua massa é aproximadamente igual a:

$$m \cong A \ u$$

Mas, se quisermos uma precisão maior, consultamos uma tabela de massas atômicas. Por exemplo, o número de massa do  ${}^{14}_7\text{N}$  (nitrogênio-14) é  $A = 14$ . Portanto, a massa de seu núcleo é, aproximadamente:

$$m \cong 14 \ u$$

Porém, consultando uma tabela, obtemos:

$$m = 14,003074 \ u$$

Na realidade, as tabelas de massas atômicas fornecem a massa dos átomos, e não a massa dos núcleos. Mas, como a massa de um núcleo é cerca de 1840 vezes maior que a massa de um elétron, podemos desprezar a massa do elétron.

O número de Avogadro é  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  partículas/mol, isto é, cada mol de átomos tem  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos.

A massa molar ( $M$ ) de um elemento é a massa de 1 mol de átomos desse elemento. A experiência mostra que a massa molar de um elemento pode ser obtida tomando a massa atômica e substituindo a unidade  $u$  pela unidade **grama por mol**. Consideremos, por exemplo, o  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  (alumínio-27). Sua massa atômica é aproximadamente igual a 27 u. Assim, a massa molar do elemento alumínio é:

$$M = 27 \text{ gramas/mol}$$

Isso significa que:

- em 27 gramas de alumínio há 1 mol de átomos;
- em 54 gramas de alumínio há 2 mols de átomos.

Considerando a amostra de um elemento contendo  $n$  mols de átomos, sendo  $M$  a massa molar do elemento e  $m$  a massa da amostra, em gramas, temos:

$$m = n \cdot M \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M}$$

**Exemplo**

Vamos determinar o número aproximado de átomos em uma amostra de  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$  (argônio-40) cuja massa é  $m = 100$  gramas.

O número de massa do argônio-40 é  $A = 40$ . Assim, sua massa atômica é aproximadamente igual a 40 u e sua massa molar é  $M \cong 40$  gramas/mol.

Sendo  $n$  o número de mols de átomos de argônio, temos:

$$n \cong \frac{m}{M} \cong \frac{100 \text{ gramas}}{40 \text{ gramas/mol}} \cong 2,5 \text{ mols}$$

O número de Avogadro é  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  partículas/mol.

Sendo  $N$  o número de átomos de argônio na amostra, temos:

$$N = n \cdot N_A \Rightarrow N \cong (2,5 \text{ mols})(6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}) \Rightarrow N \cong 1,5 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

