



Aspectos quantitativos da matéria

Toda a matéria é composta por átomos. Estes podem ser naturais ou artificiais, ou seja, presentes na natureza ou produzidos pelo ser humano. Estes átomos são constituídos por partículas ainda mais fundamentais, como prótons, nêutrons, elétrons e outras que, no ensino médio, não são estudadas.

Estas partículas que constituem os átomos possuem massa. Portanto, a massa de um átomo é a soma das massas das partículas que o constitui. Porém, neste cálculo, constam apenas as partículas que possuem massa significativa. Prótons e nêutrons são as partículas que são consideradas no cálculo da massa de um átomo. Os elétrons não são considerados, visto que sua massa é cerca de mil e oitocentas vezes menor que a massa de um próton. É por isto que se diz que a massa de um átomo está localizada, quase que na sua totalidade, no núcleo atômico, onde estão localizados os prótons e nêutrons.

Quando vamos à feira ou ao supermercado, podemos basicamente comprar através da massa das frutas mensurada em uma balança ou através de uma quantidade pré-definida, como a dúzia, que representa doze unidades daquilo que queremos comprar.

Quando compramos frutas por massa, por exemplo, estamos comparando a massa das frutas com um padrão. Este padrão é o quilograma, que é definido a partir de um protótipo feito a partir de uma liga metálica. Definiu-se que aquele protótipo seria um quilograma e que, a partir da data da definição, todos os órgãos responsáveis por estas questões técnicas, que no Brasil é o INMETRO, se baseariam no padrão do quilograma.

Mas nem todos os países adotam o quilograma como padrão para mensurar a grandeza 'massa'. Se você estivesse na Inglaterra, por exemplo, provavelmente a massa das frutas que você estaria querendo comprar seria mensurada através de outro padrão, que no caso seria libras, que equivale aproximadamente a meio quilograma.

Para mensurar a massa de entidades tão diminutas como átomos é preciso também estabelecer um padrão. E nada melhor que definir um padrão atômico para estas massas diminutas. Eis que atualmente o isótopo doze do carbono é padrão de massa atômica.

Definiu-se a unidade de massa atômica, representada simbolicamente pela letra 'u', como sendo um doze avos da massa do isótopo-doze do carbono. Hoje, através de técnicas analíticas como a espectrometria de massa, sabe-se que a unidade de massa atômica equivale a $1,66 \cdot 10^{-27} \text{g}$ (leia-se: um vírgula sessenta e seis vezes dez na menos vinte e sete gramas).

É importante destacar que as massas de um átomo e de um elemento são diferentes, pois praticamente todos os elementos naturais são formados por misturas de isótopos. A massa de um átomo nada mais é que a soma das massas dos prótons e nêutrons que constituem o átomo, como vimos. Já a massa de um elemento é a média ponderada da massa dos isótopos de um determinado elemento, ou seja, se faz uma média das massas dos isótopos relacionando-as com a abundância média deles na natureza. Isótopos, se você não lembra, são espécies químicas que apresentam o mesmo número de prótons. Na tabela periódica são informadas as massas dos elementos químicos.

Quando dizemos, por exemplo, que a massa do flúor é dezenove u, isto significa que este átomo tem dezenove vezes mais massa que o padrão de unidade de massa atômica. O átomo mais leve da tabela periódica é o hidrogênio, com apenas uma unidade de massa atômica. E não podia ser diferente, pois ele é constituído, na sua forma isotópica mais abundantemente, por um próton e um elétron.

Mas, voltando à feira ou ao supermercado, existem também outra forma de adquirimos um produto. Podemos pedir, por exemplo, uma dúzia de laranjas ao atendente. Certamente, quando ele ouvir isto, logo saberá que queremos doze laranjas, pois se convencionou que uma dúzia equivale a doze unidades de alguma coisa.

A dúzia funciona bem com laranjas, pêssegos, ameixas e demais frutas ou objetos macroscópicos, mas o quão pequena seria a massa de uma dúzia de átomos de flúor? Não há balança num supermercado ou em uma feira que seja capaz de mensurar esta diminuta massa. Então, os cientistas convencionaram uma quantidade padrão de matéria. A esta quantidade padrão damos o nome de 'mol'. Da mesma forma que uma dúzia de laranjas equivale a doze laranjas, um mol de flúor, por exemplo, equivale a $6,02 \cdot 10^{23}$ (leia-se: seis vírgula zero dois vezes dez na vinte e três) átomos de flúor.

Uma dúzia de laranjas geralmente tem maior massa que uma dúzia de melancias. A mesma coisa acontece com os átomos. Um mol

de átomos de hidrogênio tem massa menor que um mol de átomos de flúor. Vamos a um exemplo. Digamos que você deseja saber a massa, em gramas, de 1 mol de sódio. Olhando a tabela periódica, vemos o valor de vinte e três 'u' para o átomo de sódio. Logo, o sódio tem vinte e três vezes mais massa que uma unidade de massa atômica, ou então a um átomo de hidrogênio. Se multiplicarmos a massa de uma unidade de massa atômica, $1,66 \cdot 10^{-27} \text{g}$ (leia-se: um vírgula sessenta e seis vezes dez na menos vinte e sete gramas), por vinte e três e o produto desta multiplicação por $6,02 \cdot 10^{23}$ (leia-se: seis vírgula zero dois vezes dez na vinte e três), obteremos o valor de vinte e três gramas, ou seja, a massa de um mol de átomos de sódio. Perceba a relação entre vinte e três 'u' e vinte e três gramas. O valor da massa expressa em unidades de massa atômica é sempre igual ao valor da massa molar expressa em gramas.

Na natureza encontramos muitas moléculas. Moléculas, por definição, são grupamentos estáveis de dois ou mais átomos ligados entre si através de ligações interatômica. A massa molecular é dada pela soma das massas dos átomos que constituem a molécula. Vejamos um exemplo. A molécula dióxido de carbono, que na forma gasosa na atmosfera é um dos principais responsáveis pelo conhecido 'efeito estufa', é constituída por átomos de oxigênio e carbono. Existe um átomo de carbono ligado a dois átomos de oxigênio. A massa desta molécula nada mais é que a soma das massas dos átomos de oxigênio e carbono.

Prof. Emiliano Chemello, professor do ensino médio em Caxias do Sul e região.