



Química Geral 1 - Aula 4

Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy
Ribeiro

Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso



MASSAS ATÔMICAS, OBTIDAS POR MEDIDAS FÍSICAS

1806

- **John Dalton – Químico - Inglaterra:** foi o fundador da teoria atômica moderna que esteve na base do desenvolvimento da Química no século 19. Em 1806 publicou um livro onde foi apresentada, pela primeira vez de um modo muito semelhante ao atual, a idéia de que toda a matéria é constituída por partículas.

Os postulados de Dalton são vários, mas podem ser resumidos em cinco essenciais, nos quais ele se baseou para enunciar a sua teoria:

1 - Os elementos são constituídos por partículas muito pequenas chamadas átomos. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos, tendo em particular o mesmo tamanho, massa e propriedades químicas. Os átomos dos diferentes elementos diferem entre si em, pelo menos, uma propriedade.

Os compostos são constituídos por átomos de mais de um elemento. Em qualquer composto, a razão entre o número de átomos dos dois elementos constituintes é um número inteiro, ou então uma fração simples.

2 - Para formar um certo composto, não é apenas necessário ter os átomos apropriados, mas também saber combiná-los na proporção correta. Segundo Dalton, se dois elementos podem, por combinação, dar mais de um composto, então as massas de cada um dos elementos que, em cada composto, se combinam estão entre si segundo números inteiros pequenos. De fato, os compostos diferem entre si pelo número de átomos de cada tipo que se combinam, número esse sempre inteiro.

3 - O terceiro postulado de Dalton é uma outra forma de enunciar a lei da conservação da massa, segundo a qual a matéria não pode ser criada nem destruída. Sendo a matéria constituída por átomos, e não podendo estes ser criados ou destruídos numa reação química, a massa é necessariamente conservada. Segundo a teoria de Dalton pode definir-se átomo como sendo a menor porção de um elemento que pode participar numa reação química. Dalton imaginava o átomo como sendo algo de muito pequeno e indivisível, mas grande parte dos estudos do século 19 vieram mostrar a existência de uma estrutura interna nos átomos.

Teoria de Dalton – Lei das proporções Múltiplas

Quando dois compostos diferentes são formados pelos mesmos dois elementos, as massas de um elemento que reagem com a massa fixa do outro, encontram-se numa proporção de pequenos números inteiros.

Ex. CO (1,33 g de oxigênio combinados com 1,00 g de Carbono)
CO₂ (2,66 g de oxigênio combinados com 1,00 g de carbono)

Razão das massas de oxigênio = $1,33/2,66 = 1/2$

CO – 1 átomo de oxigênio

CO₂ – 2 átomos de oxigênio

Cada elemento possui uma massa atômica característica!

COMO DETERMINAR A MASSA DOS ÁTOMOS?

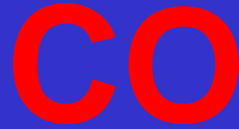
Como átomos ou moléculas são entidades muito pequenas para serem “pesadas” isoladamente, foi estabelecido um padrão para comparar suas massas.

Determinar a massa de um corpo (pesá-lo) é comparar sua massa com um *padrão de massa* conveniente e previamente escolhido.

Obtenção de um conjunto de pesos atômicos relativos

Ex. A combinação de 3,0 g de carbono com 4,0 g de oxigênio leva a formação de um composto onde o oxigênio contribui com $\frac{4}{3}$ ($1 + \frac{1}{3}$) vezes mais massa para o composto que o carbono.

Se esta substância é formada por moléculas, cada uma com um átomo de carbono e um átomo de oxigênio



(3 g de C + 4 g de O)

Então:

Cada átomo de oxigênio deve pesar $1 \frac{1}{3}$ vezes mais que um átomo de carbono – Desta forma estabelecemos as massas relativas destes dois elementos

Se atribuíssemos ao carbono uma massa arbitrária = 1 U, o oxigênio teria massa relativa de $1 \frac{1}{3}$ U

Na época de Dalton já poderiam ter chamado U de unidade de massa atômica

Com o desenvolvimento de um método para a determinação das fórmulas químicas (60 anos após a Teoria de Dalton) foi estabelecida uma tabela de pesos atômicos – pois a fórmula do monóxido de carbono como sendo CO havia sido uma suposição e poderia ter levado a elaboração de uma tabela de pesos atômicos relativos completamente errada.

Poderiam ter definido $1 \text{ U} = 1/3$ da massa do Carbono assim teríamos $\text{C} = 3 \text{ U}$ o oxigênio seria $4/3$ de C temos que: $\text{O} = 4 \text{ U}$.

Exemplo: Uma análise mostrou que 100 g de água são constituídos por 11,1 g de hidrogênio e 88,9 g de oxigênio

Então, a água contém $88,9/11,1 = 8$ vezes mais oxigênio que hidrogênio (em massa) – analisando a proporção de O e H

Ao ser descoberta a fórmula química da água como sendo



Pode-se concluir que 1 átomo de oxigênio devia ter $2 \times 8 = 16$ vezes mais massa que um átomo de hidrogênio

Inicialmente, átomo de hidrogênio (o mais leve) foi atribuída uma massa relativa 1 (sem unidades) e as massas atômicas dos outros elementos determinadas em relação a este valor – Assim para O = 16