

## Raio atômico

Ricardo Ferreira Fernandes

Ferreira Fernandes, R. (2013), Revista de Ciência Elementar, 1(01):0031

Considerando os átomos com forma esférica, o raio atômico seria o raio de uma esfera que incluísse praticamente toda a nuvem eletrônica. No entanto, a nuvem eletrônica não apresenta uma fronteira rigorosamente definida, uma vez que os elétrons não se encontram em órbitas bem definidas, sendo a sua distribuição espacial descrita por uma função de densidade de probabilidade, segundo o atual modelo de orbitais do átomo. Deste modo, dado que os átomos não são exatamente esferas rígidas, existem várias propostas de avaliação do tamanho dos átomos: raio metálico, raio covalente e raio de Van der Waals.

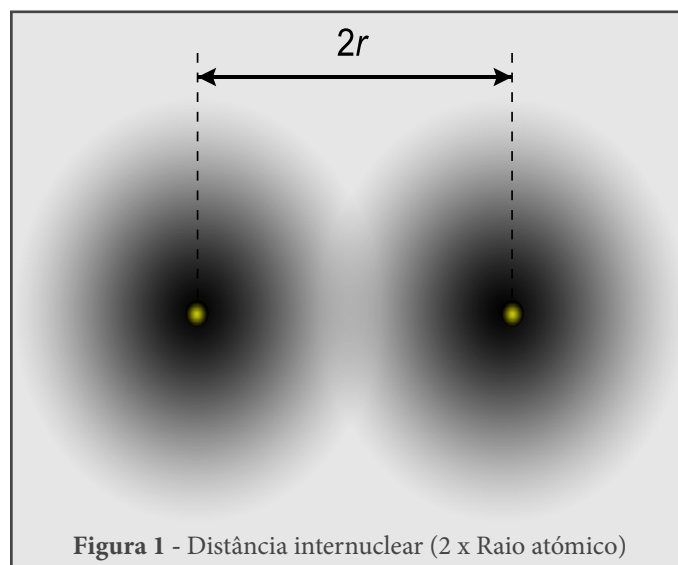
Se se conhecer a distância entre os núcleos de dois átomos ligados, pode considerar-se o raio atômico como metade dessa distância, como sucede nos elementos metálicos, em que o raio atômico se passa a designar por raio metálico. O mesmo se passa com elementos não metálicos covalentemente ligados em moléculas diatómicas (e.g.  $\text{Cl}_2$ ); nestas circunstâncias, o raio atômico adota a designação de raio covalente.

Quando temos em presença dois átomos não ligados, os elétrons de cada átomo não se movem independentemente dos elétrons do outro átomo; movem-se de modo a conduzir a polarizações instantâneas de que resulta a atração entre os átomos (forças de van der Waals). A energia do sistema vai diminuindo com a aproximação, passa por um mínimo, e cresce depois rapidamente devido à repulsão entre os núcleos. A distância entre os núcleos quando a energia potencial é mínima, é igual à soma dos raios de van der Waals. Se os átomos são iguais, os raios de van der Waals são metade desta distância. Se os átomos são diferentes, pode determinar-se o raio atômico de um a partir do conhecimento do raio do outro.

O valor do raio atômico dos elementos varia entre 30 e 300 pm, cerca de um milhão de vezes mais pequeno que um glóbulo vermelho (6 a 8  $\mu\text{m}$ ). [1] No entanto,

o valor do raio de um átomo é cerca de dez mil vezes maior que o seu núcleo (1-10 fm).

O raio atômico é uma propriedade periódica, pois varia de acordo com a posição do elemento na Tabela Periódica, diminuindo genericamente ao longo de um período e aumentando monotonamente ao longo de um grupo. Ao longo do período, cada elemento sucessivo apresenta mais um próton e um elétron que o imediatamente anterior, mas o número de camadas eletrônicas ocupadas não aumenta com o aumento do número de elétrons. Logo, ao longo do período, o aumento da carga nuclear efetiva, provocada pelo aumento do número de prótons, origina átomos com os elétrons mais fortemente atraídos para o núcleo do que resulta um menor raio atômico. À medida que descemos no grupo, o número de camadas eletrônicas ocupadas aumenta, os elétrons de valência encontram-se numa camada mais exterior, onde a carga nuclear efetiva é menor (maior blindagem), os elétrons estão menos fortemente atraídos e, por isso, o raio atômico é maior.



**Referências**

1. [http://en.wikipedia.org/wiki/Red\\_blood\\_cell](http://en.wikipedia.org/wiki/Red_blood_cell)

**Autor**

Ricardo Ferreira Fernandes  
Mestrado em Química pela Faculdade de Ciências da  
Universidade do Porto

**Editor**

Jorge Gonçalves  
Departamento de Química e Bioquímica da Faculdade de  
Ciências da Universidade do Porto

