

Raio atômico

Ricardo Ferreira Fernandes

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto
rmfernandes@alunos.fc.up.pt

CITAÇÃO

Fernandes, R.F. (2013)
Raio atômico,
Rev. Ciência Elem., V1(01):033.
doi.org/10.24927/rce2013.033

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

10 de fevereiro de 2012

ACEITE EM

04 de abril de 2012

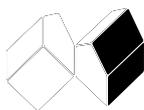
PUBLICADO EM

13 de abril de 2012

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2019.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

rce.casadasciencias.org



Considerando os átomos com forma esférica, o raio atômico seria o raio de uma esfera que incluisse praticamente toda a nuvem eletrónica. No entanto, a nuvem eletrónica não apresenta uma fronteira rigorosamente definida, uma vez que os eletrões 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. Cl_2); nestas circunstâncias, o raio atômico adota a designação de raio covalente.

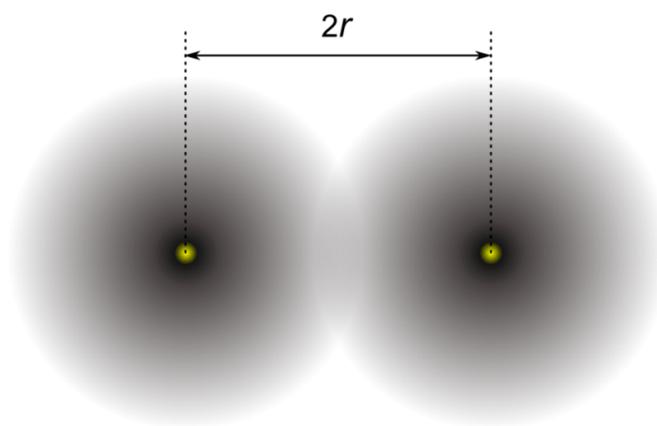


FIGURA 1. Distância internuclear ($2 \times$ Raio atômico).

Quando temos em presença dois átomos não ligados, os eletrões de cada átomo não se movem independentemente dos eletrões 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 μm).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 eletrão que o imediatamente anterior, mas o número de camadas eletrónicas ocupadas não aumenta com o aumento do número de eletrões. Logo, ao longo do período, o aumento da carga nuclear efectiva, provocada pelo aumento do número de prótons, origina átomos com os eletrões mais fortemente atraídos para o núcleo do que resulta um menor raio atômico. À medida que descemos no grupo, o número de camadas eletrónicas ocupadas aumenta, os eletrões de valência encontram-se numa camada mais exterior, onde a carga nuclear efectiva é menor (maior blindagem), os eletrões estão menos fortemente atraídos e, por isso, o raio atômico é maior.

REFERÊNCIAS

¹ http://en.wikipedia.org/wiki/Red_blood_cell