

Eletronegatividade

Ricardo Ferreira Fernandes
Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

CITAÇÃO

Fernandes, R. F. (2014)
Eletronegatividade,
Rev. Ciência Elem., V2(03):224.
doi.org/10.24927/rce2014.224

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

15 de maio de 2012

ACEITE EM

18 de maio de 2012

PUBLICADO EM

30 de setembro de 2014

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2014.
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



A eletronegatividade (representada pelo símbolo χ) é um conceito que quantifica a capacidade que um átomo tem, quando forma ligações com outros átomos, para atrair elétrons ou densidade eletrónica para si. O valor da eletronegatividade é adimensional (não tem unidades). Quanto mais elevado for o valor da eletronegatividade, maior é essa capacidade do átomo.

Este conceito foi introduzido em 1932 pelo químico norte-americano Linus Pauling aquando do desenvolvimento da teoria da ligação de valência¹. Pauling desenvolveu uma escala para estabelecer os valores relativos de eletronegatividade dos elementos, pois esta não pode ser medida diretamente. Para isso, atribuiu o valor $\chi = 2,1$ ao hidrogénio e calculou os restantes valores por comparação com este². A diferença de eletronegatividade entre um átomo A e um átomo B é calculada através da equação seguinte:

$$\chi_A - \chi_B = (eV)^{-1/2} \sqrt{E_d(AB) - \frac{E_d(AA) - E_d(BB)}{2}}$$

onde $E_d(AB)$, $E_d(AA)$ e $E_d(BB)$ representam as energias de dissociação das ligações A-B, A-A e B-B, respetivamente, em unidades de eV (elétron-volt); $(eV)^{-1/2}$ é um fator introduzido para assegurar a adimensionalidade do resultado. A publicação de valores de energias de ligação consideravelmente mais precisas e exatas fez com que o valor atribuído ao hidrogénio fosse alterado para $\chi = 2,20,3$. Além da escala de eletronegatividade de Pauling existem outras escalas desenvolvidas posteriormente: escala de eletronegatividade de Mulliken, de Allred-Rochow, de Sanderson, de Allen e, muito recentemente, de Noorizadeh e Shakerzadeh⁴. Todas elas, no entanto, apresentam uma correlação bem definida com a escala de Pauling, que continua a ser a mais utilizada. De acordo com esta mesma escala, o elemento mais eletronegativo é o flúor (F), com $\chi_F = 3,98$, e o menos eletronegativo é o céσιο (Cs), com $\chi_{Cs} = 0,79$ (apesar de ter sido atribuído ao frâncio o valor $\chi_{Fr} = 0,7$, o mesmo é de origem duvidosa). A variação da eletronegatividade na tabela periódica segue uma tendência crescente ao longo de um período e decrescente ao longo de um grupo, salvo raras exceções. Este comportamento está relacionado com a diminuição, em geral, do raio atómico ao longo de um período e o seu aumento ao longo de um grupo. Ao longo de um período, dado que vai aumentando o número de elétrons de valência e o raio atómico vai diminuindo, a carga por unidade de área da superfície do átomo aumenta (considerando um átomo como uma esfera) e quanto maior for a carga por unidade de área de superfície, mais capacidade tem o átomo de atrair elétrons, isto é, maior é a sua eletronegatividade. Esta relação é, aliás, a base que sustenta a construção da escala de eletronegatividade de Allred-Rochow.

Quando se forma uma ligação química entre dois átomos de diferentes elementos, a diferença de eletronegatividade entre estes fornece uma boa indicação sobre a polaridade dessa mesma ligação. Como são dois elementos diferentes, têm, em princípio, eletronegatividades diferentes, pelo que a ligação é polar. Os eletrões que constituem a ligação química são atraídos pelo átomo mais eletronegativo, pelo que ficam mais localizados em torno do mesmo. Quando a diferença de eletronegatividade é bastante elevada, os eletrões estão praticamente localizados em torno do elemento mais eletronegativo, isto é, o seu carácter iónico é elevado, e podemos dizer que se trata de uma ligação iónica. Normalmente, considera-se que a partir de uma diferença de eletronegatividade de 2,00 entre os átomos, a ligação apresenta um carácter iónico superior a 50%. Por isso, a escala de Pauling é muito útil na previsão do tipo de ligação química (predominantemente covalente ou iónica) existente entre átomos.

REFERÊNCIAS

¹ L. PAULING, *J. Am. Chem. Soc.* 54 (1932) 3570-3582.

² <http://osulibrary.oregonstate.edu/specialcollections/coll/pauling/bond/notes/sci5.001.14.html>, consultado em 19/12/2009.

³ A. L. ALLRED, *J. Inorg. Nucl. Chem.* 17 (1961) 215 – 221.

⁴ S. NOORIZADEH & E. SHAKERZADEH, *J. Phys. Chem. A* 112 (2008) 3486-3491.