

# 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](https://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

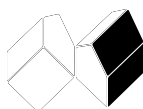
## PUBLICADO EM

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](http://rce.casadasciencias.org)



A eletronegatividade (representada pelo símbolo  $\chi$ ) 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 valência<sup>1</sup>. 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 este<sup>2</sup>. 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 Shakerzadeh<sup>4</sup>. 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

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

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

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

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