

— Massa atômica relativa

CITAÇÃO

Lima, L.S. (2013)
Massa atômica relativa,
Rev. Ciência Elem., V1(01):048.
doi.org/10.24927/rce2013.048

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

27 de fevereiro de 2010

ACEITE EM

14 de julho de 2010

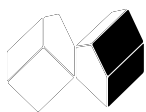
PUBLICADO EM

13 de setembro de 2010

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



Luís Spencer Lima

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

luisspencerlima@gmail.com

A massa atômica relativa de um elemento X [símbolo $A_r(X)$] é a relação entre a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais desse elemento relativamente e a massa de uma unidade tomada como padrão (indica o número de vezes que a massa atômica média de um elemento é maior que o valor padrão). É uma grandeza adimensional. O valor padrão é designado por *unidade de massa atômica* (“*atomic mass unit*”, símbolo amu ou, simplesmente, u) e representa um duodécimo (1/12) da massa de um átomo de carbono-12 no seu estado fundamental. O valor atualmente aceite para a unidade de massa atômica é $u = 1,660\,5402 \times 10^{-27}$ kg.

John Dalton, químico, físico e meteorologista inglês, foi o primeiro a determinar massas atômicas relativas e fê-lo no período entre 1803 e 1805, seguido pelo químico sueco Jöns Jacob Berzelius, que determinou valores de massas atômicas relativas entre 1808 e 1826. Os valores eram obtidos tendo como base o valor 1,00 atribuído ao hidrogénio, por ser o mais leve dos elementos. Durante a década de 60 do século XIX, o químico italiano Stanislao Cannizzaro utilizou a Lei de Avogadro para determinar com maior rigor valores de massas atômicas relativas e massas moleculares relativas. Entre o início do século XX e os anos 1959/1960, os químicos e os físicos utilizaram escalas de massas atômicas diferentes. Ambas se baseavam no elemento oxigénio, mas enquanto os químicos atribuíram o valor de massa atômica 16 à mistura natural dos isótopos de oxigénio, os físicos atribuíram o mesmo valor de massa atômica (16), mas apenas ao isótopo de oxigénio mais abundante (que é o que contém 8 prótons e 8 neutrões no núcleo), o que levava a que as unidades de massa para químicos e físicos fossem diferentes, o que deu origem a duas tabelas diferentes para as massas atômicas relativas. A partir de 1959/1960, as organizações internacionais IUPAQ e IUPAP acordaram utilizar uma base comum para as massas atômicas: um dozeavos da massa do isótopo 12 do carbono. Atualmente, os valores das massas atômicas relativas dos elementos são revistos e atualizados bienalmente por uma comissão especializada da IUPAQ.¹

A massa atômica relativa de um elemento é calculada a partir da média pesada das massas atômicas de cada um dos seus isótopos e da abundância relativa de cada um. Como exemplo de cálculo de uma massa atômica relativa de um elemento, considerem-se as massas atômicas e respetivas abundâncias relativas (expressas em fração molar) dos isótopos do ferro, reunidas na tabela a seguir apresentada (a incerteza associada a cada

valor é indicada entre parênteses).²

Isótopo	Massa atômica / u	Fração molar
54Fe	53,939 6147(14)	0,058 45(23)
56Fe	55,934 9418(15)	0,917 54(24)
57Fe	56,935 3983(15)	0,021 191(65)
58Fe	57,933 2801(15)	0,002819(27)

O valor de $A_r(\text{Fe})$ é a média ponderada da massa dos isótopos atendendo à abundância relativa. Assim, $A_r(\text{Fe}) = 53,939\ 6147 \times 0,058\ 45 + 55,934\ 9418 \times 0,917\ 54 + 56,935\ 3983 \times 0,021\ 191 + 57,933\ 2801 \times 0,002\ 819 = 55,845(2)$.

REFERÊNCIAS

¹ <http://goldbook.iupac.org/S05907.html>, consultado em 26/01/2010.

² International Union of Pure and Applied Chemistry, *Pure Appl. Chem.* 74 (2002) 1987-2017.