

Número de massa

Daniel Ribeiro

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

CITAÇÃO

Ribeiro, D. (2014)

Número de massa,

Rev. Ciência Elem., V2(04):275.

doi.org/10.24927/rce2014.275

EDITOR

José Ferreira Gomes,

Universidade do Porto

RECEBIDO EM

28 de maio de 2012

ACEITE EM

28 de maio de 2012

PUBLICADO EM

31 de dezembro 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



O número de massa, A (ou m em espectroscopia de massa) corresponde ao número total de nucleões (protões e neutrões) num núcleo atómico.

O termo número de massa foi introduzido durante os primeiros anos do século XX. O número de massa é igual à soma do número atómico, Z , (número de protões no núcleo atómico) com o número de neutrões, N :

$$A=Z+N$$

O número de massa escreve-se quer a seguir ao nome do elemento (ex. carbono-13) quer como índice superior (superscript) esquerdo do símbolo do elemento (^{13}C). A notação seguinte: $^{19}_9\text{F}$ representa um átomo de flúor com $A = 19$ e $Z = 9$. Isto significa que este átomo possui 9 protões (número atómico), 19 nucleões (número de massa) e, portanto, 10 neutrões.

O número de massa pode variar entre átomos do mesmo elemento (isótopos) dado que o que caracteriza um elemento é apenas o seu número atómico. O número de massa permite, assim, identificar os diferentes isótopos de um elemento químico. O hidrogénio, por exemplo, possui 3 isótopos: o prótio (^1_1H), o deutério (^2_1H) e o trítio (^3_1H). Dado que nos três casos o elemento em questão é sempre o hidrogénio, o seu número atómico não varia. Porém, como o número de neutrões varia, o número de massa de cada isótopo também varia.

O número de massa, número inteiro positivo, não deve ser confundido nem com a massa isotópica relativa, número decimal (quociente entre uma massa isotópica e a unidade de massa atómica unificada), nem com a massa atómica relativa (quociente entre a média pesada das massas isotópicas de um elemento e a unidade de massa atómica unificada).

Para o $^{12}_6\text{C}$ a massa isotópica é exactamente 12, dado que a unidade de massa atómica, u , foi definida como sendo 1/12 da massa de um átomo de $^{12}_6\text{C}$. Só neste caso é que a massa isotópica relativa coincide com o número de massa. Para outros isótopos a massa isotópica relativa (valor decimal) não é igual ao número de massa (sempre um valor inteiro). O número de massa permite apenas uma estimativa da massa isotópica relativa (medida em unidades de massa atómica). O isótopo $^{35}_{17}\text{Cl}$, por exemplo, possui número de massa 35 e a sua massa isotópica é 34,96885 u . Isto porque o neutrão tem uma massa ligeiramente superior à do protão ($m_n/m_p = 1,001\,378\,419\,18$) e porque é variável a massa equivalente à energia de ligação entre nucleões obtida de acordo com a equivalência massa-energia de Einstein, $E = mc^2$.

Note-se que os átomos com igual número de massa mas de diferentes elementos (números atómicos diferentes) são designados isóbaros, como por exemplo $^{14}_6\text{C}$ e $^{14}_7\text{N}$. Mais

ainda: os átomos com igual número de neutrões mas de diferentes elementos (números atômicos diferentes) são designados isótonos, como por exemplo ${}^1_6\text{C}$ e ${}^{13}_7\text{N}$, ambos com 7 neutrões.