

## Número de oxidação

### CITAÇÃO

Ribeiro, D. (2014)  
Número de oxidação,  
*Rev. Ciência Elem.*, V2(04):276.  
[doi.org/10.24927/rce2014.276](https://doi.org/10.24927/rce2014.276)

### EDITOR

José Ferreira Gomes,  
Universidade do Porto

### RECEBIDO EM

10 de fevereiro de 2012

### ACEITE EM

02 de abril de 2012

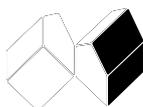
### PUBLICADO EM

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



Daniel Ribeiro

Faculdade de Ciências Universidade do Porto

O número de oxidação é um conceito convencional usado em química em variadas situações, inclusive na nomenclatura. O número de oxidação de um elemento em qualquer espécie química é a carga que ficaria no átomo desse elemento se os eletrões em cada ligação formada por esse átomo fossem atribuídos ao átomo mais eletronegativo.

Quando um elemento pode apresentar vários números de oxidação (dependendo da espécie química a que ele pertence) diz-se que se pode encontrar em diferentes estados de oxidação. Em algumas espécies químicas poliatômicas, um elemento pode apresentar átomos com diferentes números de oxidação devido a distribuições assimétricas dos eletrões – ver figura 1 – nesses casos, é usual considerar-se o “número de oxidação médio”.

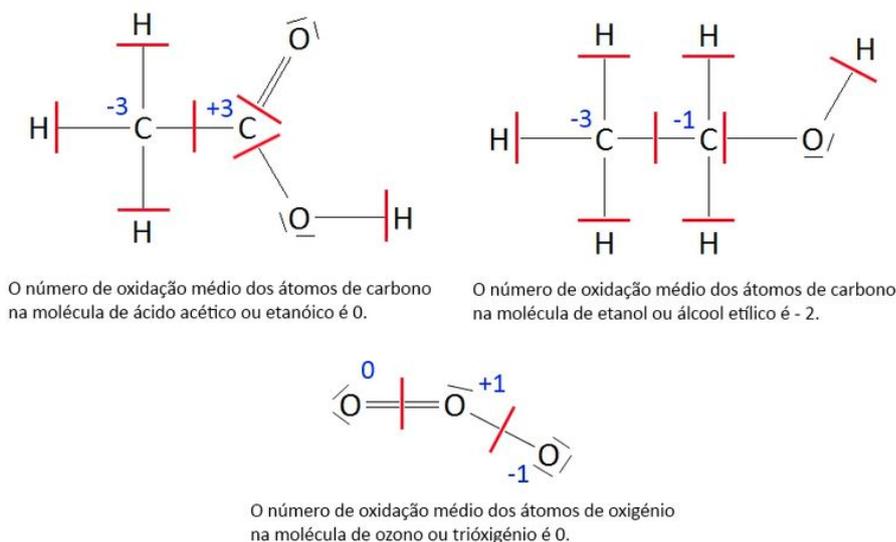


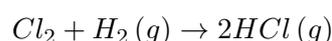
FIGURA 1. Os números de oxidação médios em algumas espécies químicas.

O estudo mais metódico das reações de oxidação-redução remonta aos tempos da teoria do flogisto, proposta no século XVIII pelo químico alemão Georg Stahl (1659-1734), mas foi Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794) quem deu a primeira definição de oxidação em 1772. Em 1907, os químicos Henry Talbot e Arthur Blanchard propuseram um sistema de numeração que definia os diferentes estados de oxidação de um elemento. O conceito de

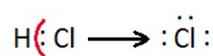
número de oxidação foi introduzido pelo químico Wendell Latimer, em 1938, com o propósito de identificar as reações de oxidação-redução. Assim, no caso de reações em que haja variação do número de oxidação, diz-se que se trata de uma reação química de oxidação-redução.

No caso de espécies monoatômicas, o número de oxidação é igual à carga real que o átomo adquiriu quando passou do estado elementar ao estado de oxidação considerado. Assim, o número de oxidação do cátion sódio,  $\text{Na}^+$ , é +1, do íon cálcio,  $\text{Ca}^{2+}$  é +2, do anião cloreto,  $\text{Cl}^-$ , é -1, do íon sulfureto,  $\text{S}^{2-}$ , é -2, etc.

No caso de espécies poliatômicas, o número de oxidação de um átomo é a carga formal, isto é, a carga formalmente atribuída a esse átomo se os elétrons, em cada ligação que esse átomo efectua, fossem atribuídos aos átomos mais eletronegativos. No entanto, no caso de compostos covalentes os átomos não perdem nem adquirem elétrons, apenas os compartilham. Nesses casos, dever-se-á atribuir números de oxidação determinando a carga elétrica que o átomo iria adquirir se os elétrons das ligações covalentes pertencessem exclusivamente aos átomos mais eletronegativos. Considere-se o caso da reação de formação do cloreto de hidrogénio:



Como o cloro é mais eletronegativo que o hidrogénio e apenas um par de elétrons está envolvido na ligação, diz-se que, na molécula de cloreto de hidrogénio, o hidrogénio possui número de oxidação +1 e o cloro -1, pois atribuindo o par de elétrons ao Cl o átomo ficará rodeado por 8 elétrons, mais um do que no estado elementar.



É útil considerar algumas regras para a atribuição de números de oxidação<sup>†</sup> de qualquer átomo numa espécie química:

1. O número de oxidação de um elemento no estado livre ou numa substância elementar ( $\text{H}_2$ , Li,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{S}_8$ , Al, por exemplo) é sempre zero.
2. O número de oxidação de íões monoatômicos corresponde à carga do respetivo íon.
3. O soma algébrica de todos os números de oxidação de todos os átomos numa molécula neutra é igual a zero; no caso de íões, essa soma é igual à carga do íon.
4. Em compostos, o número de oxidação dos metais alcalinos é igual a +1, o dos metais alcalino-terrosos é +2, o do alumínio é +3 e o do flúor é -1. Note-se que o flúor é o elemento com a maior eletronegatividade.
5. Em compostos, o número de oxidação do hidrogénio é +1 (exceto nos hidretos, que é -1, como resulta da aplicação das duas regras precedentes).
6. Em compostos, o número de oxidação do oxigénio é -2 (exceto nos peróxidos, que é -1, nos superóxidos, que é  $-\frac{1}{2}$ , e no fluoreto de oxigénio,  $\text{OF}_2$ , que é +2, como resulta da aplicação das regras precedentes).

As regras 4, 5 e 6 devem aplicar-se em conjunto com a regra 3 e por essa ordem. Assim, tomando como exemplo a molécula de ácido pirofosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , pode, pela aplicação

sucessiva das regras anteriores, determinar-se os números de oxidação dos respetivos átomos:

- Pela aplicação da regra 5, o número de oxidação do hidrogénio é + 1.
- Revendo a regra 6, o número de oxidação do oxigénio é – 2.
- Aplicando a regra 3, o número de oxidação do fósforo é + 5 (porque  $3 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = +5$ )

‡ Ou “número de oxidação médio” para um elemento que apresente átomos com diferentes números de oxidação nessa espécie química.