O Mito da Estabilidade da Configuração Eletrônica de Gás Nobre

> Carlos Corrêa

The Myth of Stability of the Electronic Configuration of Noble Gas. *The idea that atoms tend to lose or accept electrons in order to get the noble gas electronic configuration is a myth and must be faced as a mnemonic.*

A ideia repetida de que os átomos tendem a perder ou ganhar elétrons de modo a adquirir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo não é correta e deve ser encarada como uma mnemônica.

Os manuais escolares, livros de texto e programas oficiais repetidamente propagam a ideia errada de que os átomos tendem a perder ou ganhar elétrons de modo a adquirir a configuração eletrônica do gás nobre mais próximo. Assim, a estabilidade dessa configuração eletrônica seria uma espécie de força motriz de origem um tanto metafísica para a formação dos compostos (Figura 1).

Figura 1 - Os átomos de sódio e oxigênio adquirem configuração eletrônica de gás nobre.

Será que os átomos de sódio e de oxigênio tendem realmente a adquirir as configurações eletrônicas de gás nobre? Os valores da energia de ionização do sódio e da segunda afinidade eletrônica do oxigênio mostram que nenhum deles fica mais estável se se transformar em íon, Na^+ ou O^{2-} (Figura 2). O oxigênio tende a captar um só elétron, mas a passagem à configuração eletrônica de gás nobre não é nada favorável, o mesmo sucedendo com o nitrogênio. Mesmo os metais alcalinos, como é o caso do sódio, têm mais tendência a ganhar do que a perder elétrons (o que lhes conferiria configuração eletrônica de gás nobre).

Figura 2 - Energias de ionização e afinidades eletrônicas de alguns átomos. Note-se que nenhum destes átomos ganha estabilidade ao adquirir configuração eletrônica de gás nobre.

Qual a energia posta em jogo quando dois átomos de sódio reagem com um átomo de oxigênio? Podemos calcular essa energia a partir da energia de ionização do sódio e da 2.ª afinidade eletrônica do oxigênio (Figura 3) e verificar que a transformação é endotérmica, ou seja, que o sistema não ganha estabilidade.

Figura 3 - Para que um átomo de oxigênio receba dois elétrons de dois átomos de sódio, originando dois íons com configuração eletrônica de gás nobre, é preciso fornecer energia ao sistema. Nenhuma das partículas adquiriu maior estabilidade.

No entanto, se partirmos de uma mole de oxigénio atómico e duas moles de átomos de sódio para formar uma mole de Na_2O cristalino, o sistema já liberta energia [1c].

Embora a formação dos iões seja endotérmica (cerca de $703 \text{ kJ/mol} + 2 \times 496 \text{ kJ/mol} = 1695 \text{ kJ/mol}$), a energia libertada pela aproximação dos iões de sinal contrário para formar a rede cristalina (energia reticular, $- 2481 \text{ kJ/mol}$ [1c]), compensa fortemente a energia consumida na ionização ($1695 \text{ kJ/mol} - 2481 \text{ kJ/mol} = - 786 \text{ kJ/mol}$). A força motriz da reação não foi a formação de iões com configuração eletrónica de gás nobre, mas as atrações eletrostáticas entre os catiões e aniões no cristal.

Quanto à ligação entre dois átomos de oxigénio para formar uma molécula (Figura 1), a verdade é que nenhum dos átomos ganha estabilidade ao adquirir a configuração eletrónica de gás nobre, pois para formar O^{2-} é preciso fornecer ao átomo $7,29 \text{ eV}$. A razão da formação da molécula é o aumento da densidade eletrónica na zona internuclear, passando os núcleos a serem atraídos para essa nuvem com carga elétrica negativa.

Os valores das afinidades eletrónicas do ião N^{2-} mostram, também, que os átomos de nitrogénio não têm qualquer tendência a adquirir a configuração eletrónica de gás nobre, pois a transformação $\text{N} \rightarrow \text{N}^{3-}$ é bastante endotérmica:

Os átomos de nitrogénio não se ligam para adquirirem a configuração eletrónica de gás nobre (isso seria altamente endotérmico), mas devido à elevada densidade eletrónica internuclear quando se ligam por covalência.

Os valores das energias de segunda ionização dos metais alcalinoterrosos [1d] mostram igualmente que

estes metais não têm qualquer tendência a adquirir a configuração eletrónica de gás nobre:

A maior vulgaridade dos catiões alcalinos em relação aos respetivos aniões deve-se ao facto de haver átomos na Natureza com maior apetência eletrónica, capazes de remover eletrões dos átomos com mais baixa energia de ionização (caso dos metais alcalinos, cuja carga nuclear efetiva é diminuída pelos eletrões das orbitais interiores). Em contraste, átomos como o oxigénio e o flúor, com carga nuclear elevada e pouca blindagem nuclear, têm elevada tendência para remover eletrões de outros átomos. No entanto, a remoção de mais eletrões para adquirir configuração eletrónica de gás nobre é desfavorável pelo aumento das repulsões eletrónicas. Isso só será possível se aumentar a carga nuclear.

Os gases nobres, possuindo a maior carga nuclear do respetivo período e a mesma blindagem nuclear, apresentam assim elevada energia de ionização. Não têm praticamente afinidade eletrónica porque o eletrão teria de ir ocupar a camada $n+1$, com todos os eletrões do cerne a efetuar uma apreciável blindagem nuclear. Daqui resulta a sua estabilidade.

Os exemplos apresentados demonstram claramente que é errado considerar a configuração eletrónica de gás nobre como um fator de estabilidade e motor da formação dos agregados de átomos, pois há outros fatores importantes a considerar (a carga nuclear, a carga nuclear efetiva, a grandeza da carga, o tamanho de cada ião e o estado, gasoso ou cristalino).

Assim, configuração eletrónica de gás nobre deve ser encarada como **uma mnemónica** para os alunos preverem a carga dos aniões e catiões, mas não como a causa da estabilidade dessas partículas. É mais uma consequência da presença de outros fatores.

Referências

- [1] W. M. Haynes, CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97th Edition, CRC Press, 2016. a) 10-214; b) 10-147; c) 12-17; d) 10-204. As energias em kJ mol^{-1} foram obtidas a partir dos valores em eV, multiplicados por $96,487 \text{ kJ mol}^{-1}/\text{eV}$.
- [2] Calculado a partir das afinidades eletrónicas de O e O^- : chemguide.co.uk/atoms/properties/eas.html#:~:text=The%20second%20electron%20affinity%20is,easily%20seen%20in%20symbol%20terms (acedido em 17/08/2020).
- [3] [en.wikipedia.org/wiki/Electron_affinity_\(data_page\)](http://en.wikipedia.org/wiki/Electron_affinity_(data_page)). a) Calculado a partir da afinidade eletrónica de N, N^- e N^{2-} (acedido em 17/08/2020).

>

Carlos Corrêa

É Professor Emérito do Departamento de Química e Bioquímica (DQB) da Faculdade de Ciências da Universidade do Porto (FCUP). Frequentou a FCUP e a Faculdade de Engenharia da Universidade do Porto onde se licenciou em Engenharia Química Industrial. Doutorou-se na Universidade de Oxford e na Universidade do Porto em radicais livres de compostos de enxofre. Foi Professor Catedrático

no DQB da FCUP, onde desenvolveu atividade de investigação e docência na área da Química Orgânica, tendo-se jubilado em 2006. É autor de vários artigos científicos publicados em revistas internacionais e de manuais escolares para a disciplina de Física e Química lecionada no ensino básico e secundário. ccorrea@fc.up.pt
Carlos Corrêa_Fcup