

# Distribuição Eletrônica

Letícia Silva e Miguel Almeida



## 1 Distribuição Eletrônica

No modelo de Böhr, mostra-se que a eletrosfera do átomo é composta por camadas em que, cada camada suporta um determinado valor de energia. Até o momento atual, os elementos que conhecemos só alcançaram até a 7<sup>a</sup> camada, elas são representadas por: K, L, M, N, O, P e Q.

A distribuição eletrônica é apenas uma forma de representar como os elétrons estão dispostos nas camadas.

Entretanto, para fazer a distribuição é necessário seguir algumas regras. Exemplo da 1<sup>a</sup> camada (K) que suporta apenas 2 elétrons ou da camada de valência (última a ser preenchida) possuir, no máximo, 8 elétrons para se manter estável.

Esses são alguns fatores que influem na distribuição dos elétrons de acordo com os subníveis de energia, identificados por s, p, d e f. Cada camada suporta um máximo de elétrons dispostos nos subníveis, que também suportam um máximo de elétrons.

## 2 Linus Pauling

Para facilitar a distribuição, alguns dizem que Pauling criou o Diagrama de Linus Pauling embora não haja evidências de que foi ele mesmo quem criou este diagrama, tanto que as vezes este mérito é atribuído a Madelung entre outros cientistas. Por isso para evitar discussões desnecessárias o diagrama é também chamado de Diagrama dos Níveis Energéticos, Diagrama de Distribuição Eletrônica. Observe abaixo:

<b>K</b>	<b>2</b>
<b>L</b>	<b>8</b>
<b>M</b>	<b>18</b>
<b>N</b>	<b>32</b>
<b>O</b>	<b>32</b>
<b>P</b>	<b>18</b>
<b>Q</b>	<b>8</b>

Figura 01



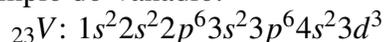
Figura 02

<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>
<b>2</b>	<b>6</b>	<b>10</b>	<b>14</b>

Figura 03

Na figura 01, podemos observar a quantidade máxima de elétrons que cada camada suporta. Na figura 02 vemos para os subníveis.

Os subníveis vão sendo preenchidos de acordo com a indicação das setas na figura 03, sendo assim colocados em níveis crescentes de energia. Observe o exemplo do Vanádio:



A camada K e L completas, a M com 11 elétrons e a N com 2. O subnível mais energético é o  $3d^3$  e a camada mais energética é preenchida por 11 elétrons:  $3s^2 3p^6 3d^3$ .

Entretanto nesse caso podemos observar que o subnível mais energético não é o mais externo. O subnível mais externo comporta 2 elétrons e é o  $4s^2$ .

## 3 Teoria do Octeto

Criada por Gilbert Newton Lewis e Walter Kossel, a Teoria do Octeto diz que o átomo possui maior estabilidade quando há apenas 8 elétrons na sua camada

de valência (ou seja, sua camada mais externa), ou 2 elétrons se só houver uma camada.

A também chamada de Regra do Octeto surgiu a partir da observação dos gases nobres que muito devem a sua estabilidade ao fato da camada mais externa ser preenchida pelos 8 elétrons.

Já os demais átomos, para cumprir a Regra do Octeto, doam e compartilham elétrons assim surgindo as ligações químicas.

## 4 Ligações Químicas

Como vimos, as ligações químicas são doações ou compartilhamento de elétrons no intuito dos átomos envolvidos alcançarem a estabilidade.

### 4.1 Tipos de Ligação

- **Iônica:** Esta é realizada entre elementos com uma diferença de eletronegatividade grande com os elementos na forma de íons, através da interação eletrostática. Ex:  $([Na]^+ [Cl]^-) NaCl$  – Cloreto de Sódio.
- **Covalente:** Esta ocorre entre elementos com baixa ou nenhuma diferença de eletronegatividade. Ocorre o compartilhamento de elétrons entre dois átomos.

A ligação covalente pode acontecer de duas formas, a comum e a coordenada:

- **Coordenada:** Antiga ligação dativa. O par eletrônico vem de um átomo como uma doação eletrônica. Ex:  $SO_2$  – em uma das ligações entre enxofre e oxigênio o enxofre doa um par eletrônico para o oxigênio.
- **Comum:** Elétrons são compartilhados entre dois núcleos atômicos. Ex:  $H_2O$  – Em cada ligação  $H\tilde{O}$  um elétron vem do hidrogênio e um do oxigênio, os elétrons deixam de pertencer aos orbitais atômicos e passam a pertencer a orbitais moleculares. Esta ligação pode ser simples (dois elétrons), dupla (quatro elétrons) ou tripla (seis elétrons). Também caracterizada como polar (quando há diferença de eletronegatividade entre os elementos e apolar (quando não há diferença de eletronegatividade).

- **Metálica:** Ocorre entre metais através da aproximação das nuvens eletrônicas mantendo assim vários átomos unidos.

**Observação:** Os íons são espécies químicas, que não devem ser confundidas com átomos por uma questão de definição. Estes possuem cargas elétricas não neutras devido a adição ou perda de elétrons.