

CONFIGURAÇÕES ELETRÓNICAS DOS ÁTOMOS

Como se distribuem os eletrões pelos níveis energéticos? Os eletrões ocupam preferencialmente as orbitais de menor energia?

Quando um átomo está no estado fundamental, os seus eletrões ocupam preferencialmente as orbitais de menor energia, de modo a que a energia do átomo seja mínima.

A distribuição dos eletrões pelas orbitais obedece aos seguintes princípios:

⊗ **Princípio da Construção (Aufbau)**, também conhecido por **Princípio de Energia Mínima**: para obter um estado de energia mínima de um átomo, devem preencher-se as orbitais a partir das menos energéticas, por ordem crescente de energia.

⊗ **Princípio de Exclusão de Pauli**: numa orbital só podem existir, no máximo, dois eletrões com estado de *spin* diferentes.

⊗ **Regra de Hund**: no preenchimento das orbitais de igual energia, distribui-se primeiro um eletrão por cada orbital, de modo a ficarem com o mesmo *spin*, e só depois se completam, ficando com *spin*'s opostos.

Número Quântico Principal (n) é também conhecido como nível energético são representados pelos números inteiros correspondentes a:

Energia ↓	K = 1 s
	L = 2 s p
	M = 3 s p d
	N = 4 s p d f
	O = 5 s p d f g
	P = 6 s p d f g h
	Q = 7 s p d f g h i...

Número Quântico Secundário ou Azimutal, representado por *l*, é conhecido como subnível energético e representado pelas letras: *s, p, d, f, ...*, correspondendo aos termos, *sharp, principal, diffuse* e *fundamental*, respetivamente.

Os subníveis energéticos são formados por orbitais, que comportam 2 eletrões com spins opostos, segundo o Princípio da exclusão de Pauli. O número máximo de eletrões por nível (*n*) é de $2n^2$.

$s^2 = 1$ orbital e 2 *spins*

$p^6 = 3$ orbitais e 6 *spins*

$d^{10} = 5$ orbitais e 10 *spins*

$f^{14} = 7$ orbitais e 14 *spins*

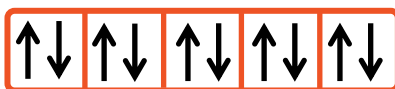
orbital s



3 orbitais p



5 orbitais d



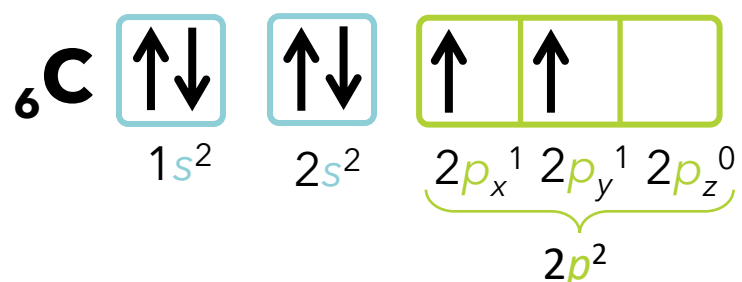
7 orbitais f



Quando um átomo está no estado fundamental, estado de menor energia, os eletrões ocupam os subníveis de menor energia. Por exemplo, a configuração do hidrogénio no estado fundamental é $1s^1$ e a do hélio $1s^2$.

Os algarismos em índice superior indicam o número de eletrões em cada subnível ou em cada orbital.

Outro exemplo pode ser ilustrado pelo preenchimento das orbitais atómicas para o átomo de carbono ($1s^2 2s^2 2p^2$):



CONFIGURAÇÕES ELETRÓNICAS DOS ÁTOMOS

A configuração eletrónica é uma representação simbólica da distribuição dos eletrões por níveis e subníveis. A distribuição eletrónica em orbitais é uma forma alternativa de apresentar o posicionamento dos eletrões de um átomo, realizada no diagrama de Linus Pauling, dando ênfase aos orbitais aos quais eles pertencem.

Segundo Pauling, independentemente do subnível, cada orbital pode receber no máximo dois eletrões. O preenchimento das orbitais segue a regra de Hund, a qual indica que um orbital de um subnível somente recebe o segundo eletrão somente depois de todos os outros orbitais do subnível terem recebido o primeiro eletrão.

Preenchimento dos eletrões nas orbitais do subnível p :

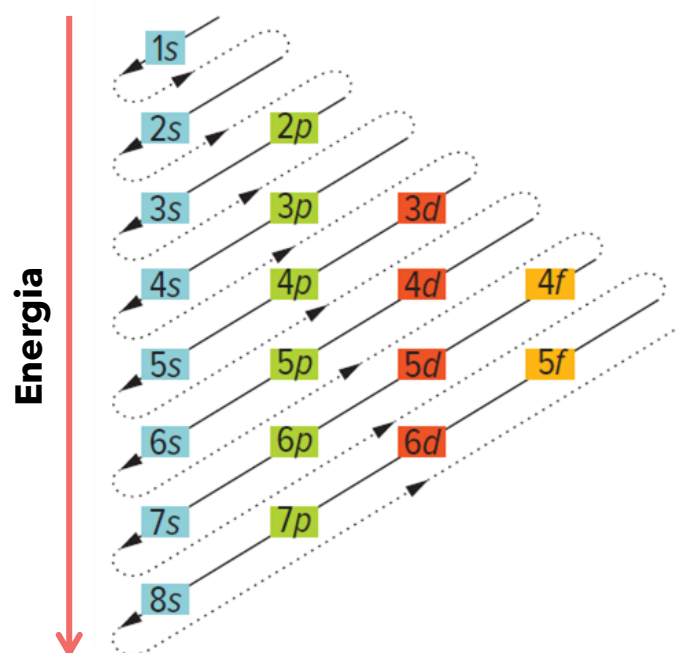


Para escrever a configuração eletrónica no estado fundamental de qualquer elemento químico é necessário conhecer a sequência pela qual os subníveis são preenchidos. Segundo o princípio da construção para obter o estado de menor energia de um átomo as orbitais devem ser preenchidas a partir das menos energéticas para as mais energéticas (Princípio da Energia Mínima).

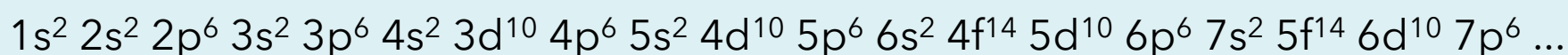
O preenchimento dos eletrões nas orbitais apresenta exceções. Por exemplo no 3º nível, o subnível 3d é mais energético que o subnível 4s, pertencente ao 4º nível. Pelo que é preenchido primeiro o subnível 4s e só depois o subnível 3d.

Diagrama de Pauling

Linus Pauling deu-nos uma grande ajuda com a elaboração de um diagrama que constitui um modo simples de encontrar a ordem crescente da energia das orbitais em átomos polieletrónicos. Este diagrama ajuda e facilita a escrita das configurações dos átomos e contempla todas as exceções.



A ordem de preenchimento das orbitais deverá respeitar a seguinte sequência:



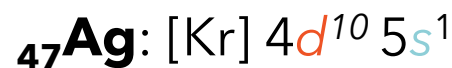
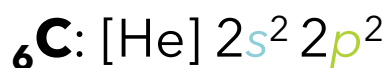
CONFIGURAÇÕES ELETRÓNICAS DOS ÁTOMOS

Como se descreve uma configuração eletrónica? O que são eletrões de valência? Como se define a energia de remoção? Qual o significado da energia de um fóton incidente?

Os eletrões da última camada denominam-se **eletrões de valência**. Ao conjunto do núcleo com os eletrões mais internos do átomo chama-se **cerne**.

Pode fazer-se a configuração eletrónica de um átomo representando os eletrões do cerne pela configuração eletrónica do gás nobre do período anterior na Tabela Periódica, seguida dos eletrões de valência.

Exemplos:



Energia de remoção eletrónica

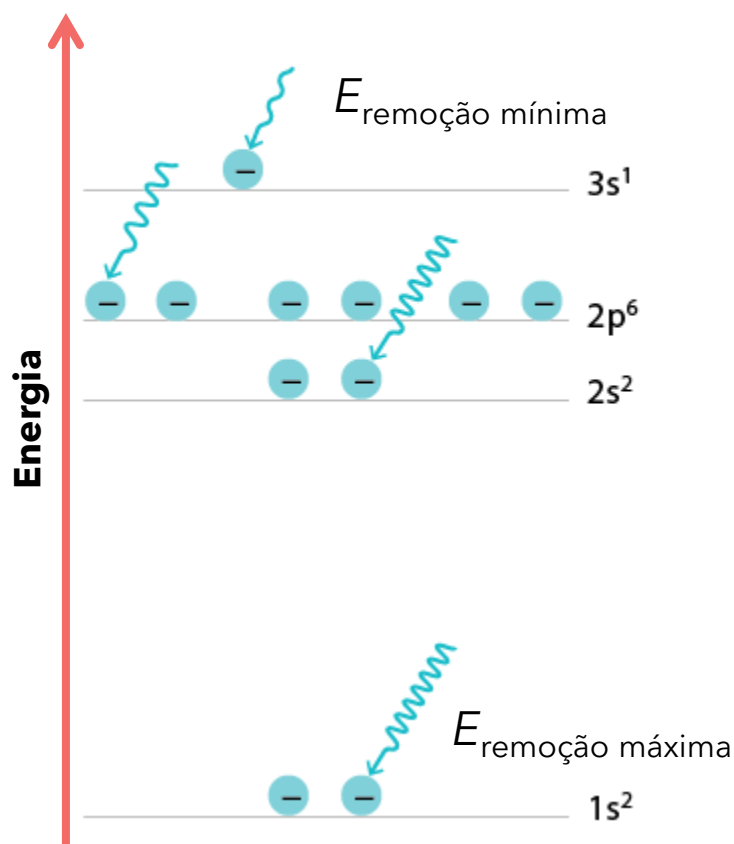
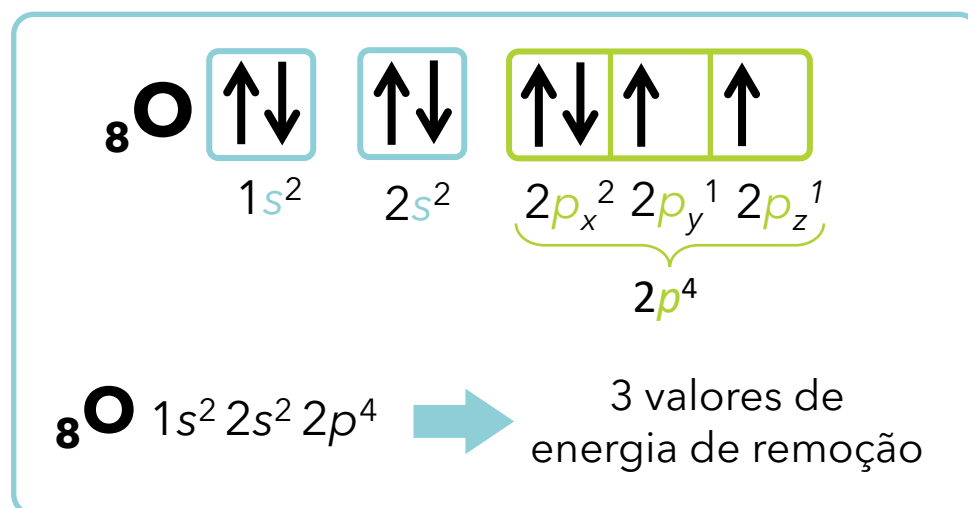
A **energia de remoção é a energia mínima necessária para extrair um eletrão** de um átomo com a configuração eletrónica completa, no estado gasoso e fundamental, dando originando um ião monopositivo.

Os átomos polieletrónicos apresentam eletrões em diferentes estados de energia, pelo que as energias de remoção correspondentes variam conforme esses estados de energia.

Quando uma radiação de um feixe de fótons com uma energia superior às energias de remoção incide num conjunto de átomos, são extraídos eletrões com várias energias cinéticas.

$$E_{\text{fóton incidente}} = E_{\text{remoção}} + E_{\text{cinética}}$$

A técnica que permite determinar as energias de remoção dos eletrões num átomo polieletrónico e, conseqüentemente, a energia desses eletrões dentro do átomo é a **Espetroscopia Fotoeletrónica**.



MODELO ATÓMICO DE BOHR

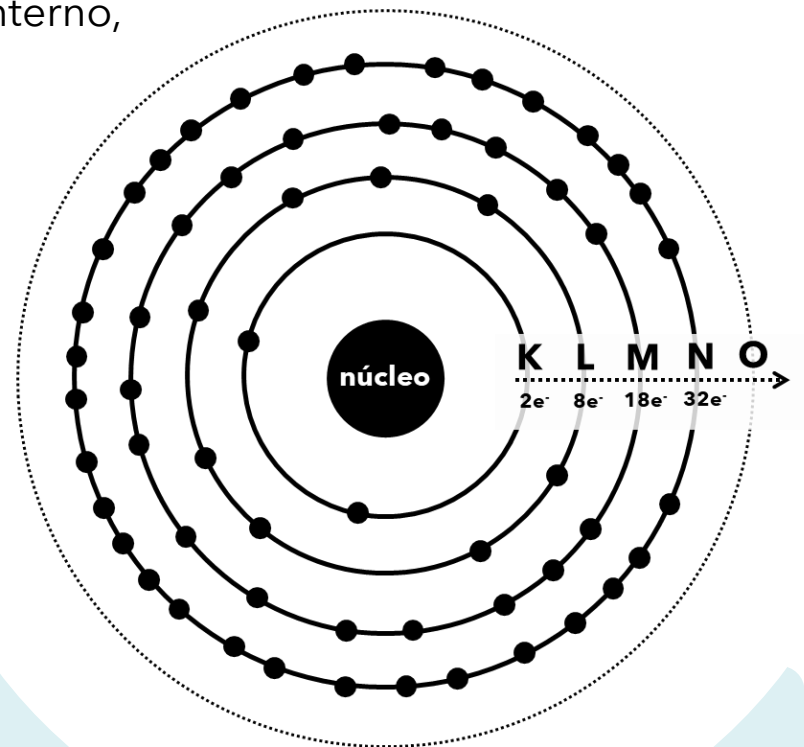
Os modelos atômicos, servem para explicar a constituição, as propriedades e os comportamentos dos átomos. Os mais diversos modelos ilustram teorias. No entanto, não significa que o átomo seja fisicamente idêntico ao seu modelo.

Bohr aperfeiçoou o modelo atômico de Rutherford. Uma das alterações que o seu modelo apresenta é a distribuição dos eletrões de acordo com suas distâncias em relação ao núcleo, descrevendo órbitas circulares ao seu redor, sem ganhar ou perder energia.

No modelo de Bohr existem várias órbitas circulares e cada uma tem um determinado valor energético. Neste modelo, o átomo pode apresentar vários níveis eletrónicos ou camadas de energia, dependendo do número de eletrões que possui.

Estes níveis eletrónicos, são numerados de 1 a 7 ou representados pelas letras **K, L, M, N, O, P** e **Q**, a partir do nível mais interno, o mais próximo do núcleo.

O átomo de Bohr é um modelo que descreve o átomo como um núcleo pequeno e carregado positivamente cercado por eletrões em órbita circular. É fácil deixar-nos induzir por uma conceção de um modelo planetário para o átomo, no qual os eletrões orbitam ao redor do núcleo (sol).



4 princípios do modelo de Bohr:

- ⊗ Quantização da energia atômica (cada eletrão apresenta uma quantidade específica de energia);
- ⊗ Os eletrões movem-se em órbitas, denominadas "estados estacionários". Ao absorver energia, o eletrão salta para uma órbita mais afastada do núcleo.
- ⊗ Quando absorve energia, o nível de energia do eletrão aumenta saltando para uma camada mais externa. Por outro lado, ela diminui quando o eletrão emite energia.
- ⊗ Os níveis de energia, ou camadas eletrónicas, acolhem um número determinado de eletrões e são designados pelas letras: K, L, M, N, O, P, Q.

O modelo de Bohr está ligado à Mecânica Quântica e apresenta diversas lacunas e aberrações. Posteriormente, na década de 20, Schrödinger, de Broglie e Heisenberg, dão o seu contributo ao modelo da estrutura atômica segundo uma visão quântica ondulatória, dando origem a um modelo de orbital.