

Números Quânticos

Para entender como os elétrons se organizam ao redor do núcleo dos átomos, usamos um conjunto de informações chamadas números quânticos. Eles surgem do modelo atômico atual, baseado na mecânica quântica, e ajudam a descrever o “endereço” de cada elétron no átomo — como se fosse um endereço completo: bairro, rua, casa e orientação.

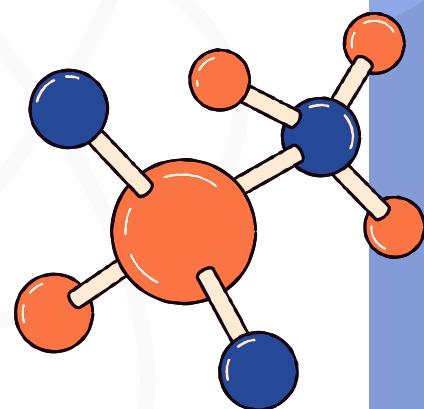
Os números quânticos indicam o nível de energia, o subnível, a orientação e o spin do elétron. Cada elétron precisa ser descrito por um conjunto único desses valores.

1. O que são números quânticos?

São valores numéricos que surgem das soluções das equações da mecânica quântica e servem para identificar a posição e o estado energético de um elétron em um átomo.

Eles são quatro:

- Número quântico principal (n)
- Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)
- Número quântico magnético (m_ℓ)
- Número quântico de spin (m_s)



2. Para que servem?

Os números quânticos servem para:

- Determinar o nível de energia dos elétrons;
- Descrever o formato e a orientação dos orbitais;
- Mostrar como os elétrons se distribuem nos átomos (distribuição eletrônica);
- Respeitar princípios fundamentais, como:
 - a. Princípio de Pauli, que afirma que não existem dois elétrons iguais no mesmo átomo;
 - b. Regra de Hund, que trata do preenchimento dos orbitais;
 - c. Princípio da mínima energia (Aufbau).

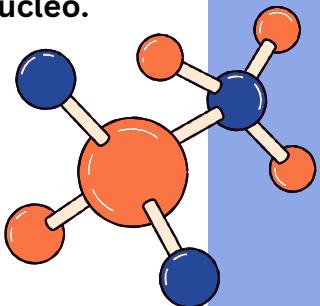
3. Os quatro números quânticos

A) Número quântico principal (n)

- Representa o nível de energia e o tamanho da região onde o elétron pode ser

encontrado.

- Valores possíveis: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- Quanto maior o valor de n , maior a energia e maior a distância do núcleo.



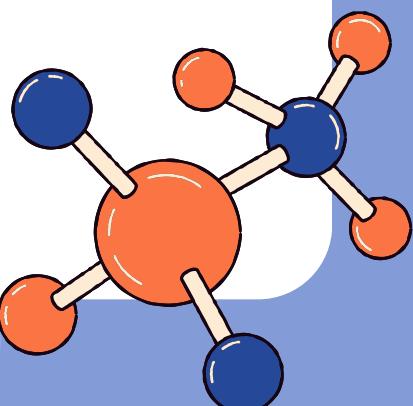
B) Número quântico secundário ou azimuthal (ℓ)

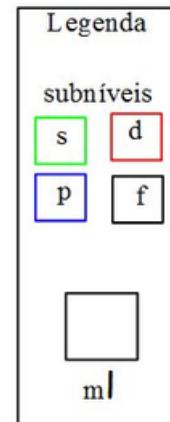
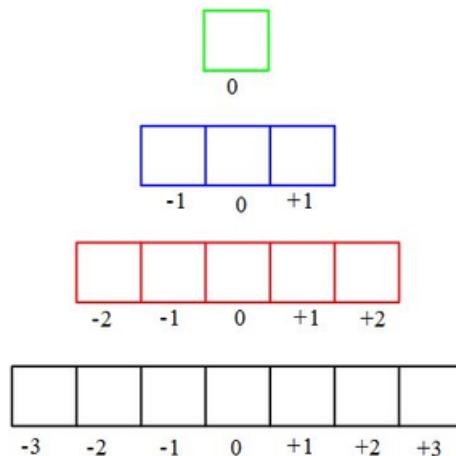
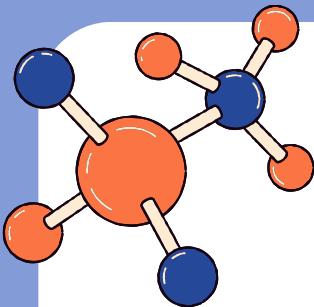
- Define o subnível de energia e o formato do orbital.
- Valores possíveis: $\ell = 0$ até $n - 1$.
- Cada valor de ℓ corresponde a um subnível:

ℓ	Subnível	Formato do orbital
0	s	Esférico
1	p	lobos (duplo)
2	d	trevo/quatro lobos
3	f	mais complexo

C) Número quântico magnético (m_ℓ)

- Indica a orientação espacial do orbital.
- Valores possíveis: de $-\ell$ até $+\ell$.





D) Número quântico de spin (ms)

Representa o sentido da rotação (spin) do elétron. Valores possíveis:

- $+\frac{1}{2}$ (seta para cima \uparrow)
- $-\frac{1}{2}$ (seta para baixo \downarrow)

Esse número é crucial para garantir que dois elétrons no mesmo orbital tenham spins opostos, obedecendo ao Princípio de Pauli.

4. Resumo rápido: como cada número funciona?

$n \rightarrow$ em qual camada o elétron está.

$\ell \rightarrow$ qual é o subnível e o formato do orbital.

$m\ell \rightarrow$ como esse orbital está orientado no espaço.

$ms \rightarrow$ qual é a orientação do spin do elétron.

5. Exemplo prático:

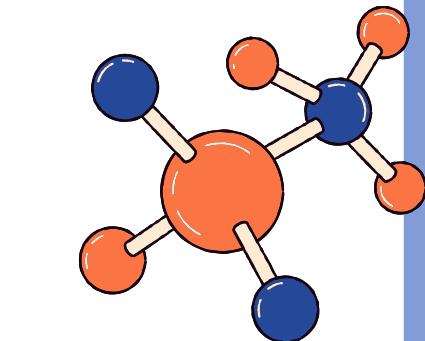
Determine os 4 números quânticos do elétron mais energético do ferro.

O ferro (Fe) tem número atômico 26, então:

Distribuição eletrônica:

Fe:

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^6$



Para o elétron mais energético do ferro (Fe), considerando spin para baixo como sendo $-1/2$:

$$n = 3$$

$$\ell = 2$$

$$m\ell = -2$$

$$ms = -1/2$$

Resumo para orientar o preenchimento dos orbitais

◆ 1. Regra de Hund (Regra da Máxima Multiplicidade)

A Regra de Hund afirma que:

Em orbitais de mesma energia (orbitais degenerados), os elétrons ocupam primeiro os orbitais vazios, com spins paralelos, antes de começar qualquer pareamento.

Na prática, isso significa:

Em subníveis com vários orbitais (p, d, f), você preenche primeiro um elétron em cada orbital, todos com spin para cima (\uparrow),

Somente depois, quando todos estiverem ocupados por um elétron, você começa a colocar os de spin para baixo (\downarrow), fazendo o pareamento.

Por quê?

Porque elétrons se repelem. Distribuí-los primeiro em orbitais separados diminui a repulsão e deixa o átomo mais estável.

◆ 2. Princípio da Exclusão de Pauli

O Princípio da Exclusão de Pauli determina que:

Nenhum par de elétrons em um mesmo átomo pode ter os quatro números quânticos iguais. Isso se aplica diretamente aos orbitais:

Cada orbital comporta, no máximo, 2 elétrons;

Se houver dois elétrons no mesmo orbital, eles devem necessariamente ter spins opostos:

Um com spin para cima (\uparrow)

Outro com spin para baixo (\downarrow)

Ou seja:

Não existem dois elétrons no mesmo orbital com o mesmo spin.

Use sempre este passo a passo:

Primeiro, distribua todos os elétrons com spin para cima (\uparrow)

Preencha cada orbital do subnível com um único elétron, até todos ficarem ocupados.

Depois, comece a preencher os elétrons com spin para baixo (\downarrow)

Agora volte ao primeiro orbital e comece a fazer os pareamentos.

Em cada orbital, se houver pareamento, ele deve ser $\uparrow\downarrow$, nunca $\uparrow\uparrow$ ou $\downarrow\downarrow$.

Lembre-se:

Cada orbital = máximo de 2 elétrons.

O par deve ter spins opostos (por causa do Princípio de Pauli).

Primeiro todos \uparrow (Regra de Hund), depois \downarrow .