

# Capítulo 1- Estrutura atômica

## 1.1- A estrutura da matéria

## 1.2- A estrutura dos átomos

## 1.3- A estrutura eletrônica dos átomos

### 1.3.1- Números quânticos

### 1.3.2- Orbitais atômicas

### 1.3.3- As energias das orbitais

*i)* Átomos (ou iões) com um único eletrão

*ii)* Átomos polieletrónicos

### 1.3.4- Configuração eletrónica

### 1.3.5- Efeito de blindagem em átomos polieletrónicos

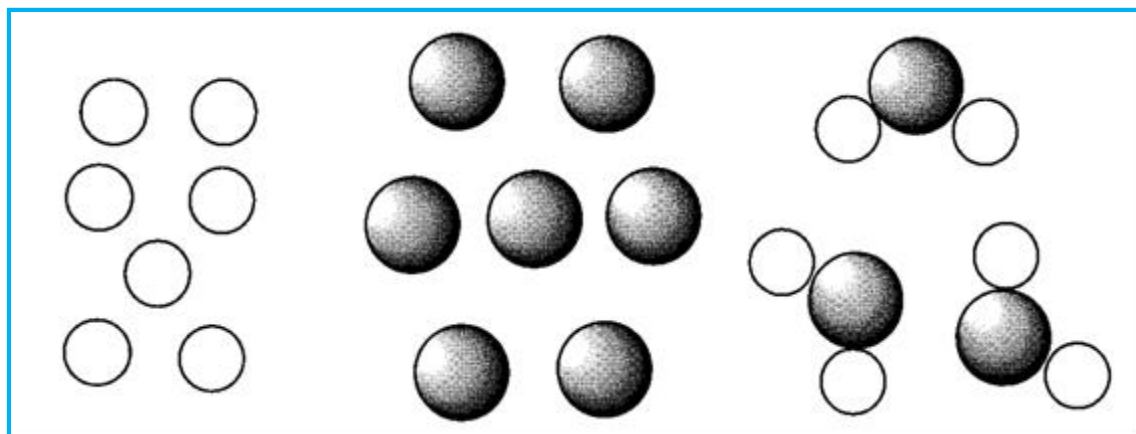
## 1.1- A estrutura da matéria

A **Teoria Atômica de Dalton** (1766-1844) é baseada nas seguintes hipóteses:

*i)* Os elementos são constituídos por partículas muito pequenas chamadas átomos. Todos os átomos dum dado elemento são idênticos, com o mesmo tamanho, massa e propriedades químicas. Os átomos de diferentes elementos diferem entre si em pelo menos uma propriedade.

*ii)* Os compostos são constituídos por átomos de mais de um elemento. Em qualquer composto a razão entre o n° de átomos de 2 elementos constituintes é um n° inteiro, ou então uma fração simples.

Todas as reações químicas consistem na separação, combinação ou rearranjo de átomos, mas nunca na criação ou destruição destes.



Átomos do elemento X

Átomos do elemento Y

Composto dos elementos X e Y

Segundo a **teoria atômica de Dalton** o átomo define-se como a menor porção de um elemento que pode participar numa combinação química. Para Dalton os átomos não têm estrutura. São “indivisíveis” e “indestrutíveis”.

Posteriormente estudos iniciados em 1850 e que prosseguiram até ao século XX, vieram mostrar a existência de uma estrutura interna do átomo.

A descoberta de novos elementos, e o estudo comparativo de propriedades : físicas e químicas dos elementos (compostos que formam e capacidade de combinação) veio sugerir a existência de uma estrutura atômica.

O **modelo** atual do átomo foi introduzido por **Rutherford** (1910):

Considerava-se que o átomo era constituído por um núcleo positivo muito pequeno, ocupando apenas cerca de  $10^{-13}$  do volume total, mas onde se concentrava quase toda a massa, e por uma região rarefeita, onde se distribuíam os eletrões.

Verifica-se que um raio atômico típico é 100 pm (1 picómetro =  $1 \times 10^{-12}$  m), sendo o raio nuclear da ordem de  $5 \times 10^{-3}$  pm.

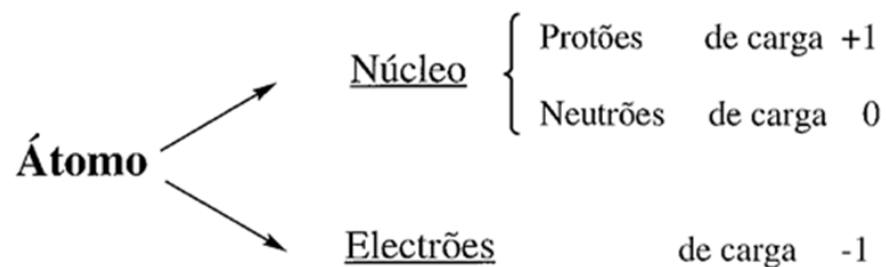


Tabela 1- Massa e carga de partículas subatômicas.

Partícula	Carga		Unidade de carga
	Massa (g)	Coulomb	
<b>Eletrão</b>	$9,1095 \times 10^{-28}$	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1
<b>Protão</b>	$1,67252 \times 10^{-24}$	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1
<b>Neutrão</b>	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0

Ficando os protões e neutrões no núcleo interior do átomo, e os eletrões na parte exterior, deverão ser estes os responsáveis principais pelas reações químicas, isto é “separação, combinação ou rearranjo de átomos” originando novos compostos.

## 1.3- A estrutura eletrónica dos átomos

Em Mecânica Quântica, o **comportamento dos eletrões** é descrito por uma função,  **$\psi$ , função de onda**, caracterizada por 4 parâmetros que são os números quânticos. A **função de onda ( $\psi$ )** de um eletrão num átomo é denominada **orbital ou orbital atómica** para distinguir da descrição clássica de partículas que se movem segundo orbitas.

A nível atómico os eletrões não se deslocam segundo orbitas (não existem orbitas). Quando dizemos que um eletrão se encontra numa determinada orbital, isso significa que a probabilidade de localizar o eletrão no espaço é descrita pelo quadrado da função de onda.

A densidade eletrónica dá-nos a probabilidade de um eletrão poder ser encontrado numa determinada região dum átomo. O quadrado da função de onda,  $\psi^2$ , define a distribuição da densidade eletrónica.

### 1.3.1- Números quânticos

Em **Mecânica Quântica** são necessários **3 números quânticos** para descrever a distribuição tanto dos eletrões em átomos de hidrogénio como noutros átomos. São usados para descrever as **orbitais atómicas** e para caraterizar os eletrões que nelas se encontram.

Estes números resultam da solução matemática da **Equação de Schrodinger** para o átomo de hidrogénio.

-**número quântico principal:**  $n$

-**número quântico de momento angular (também chamado azimutal):**  $l$

-**número quântico magnético:**  $m_l$

Um **quarto número quântico – número quântico de spin** – descreve o comportamento específico de cada eletrão e completa a descrição dos eletrões nos átomos.

Os **3 primeiros** estão relacionados com a **energia, a forma e a distribuição espacial**, e o **quarto** relacionado com **as propriedades magnéticas** intrínsecas.

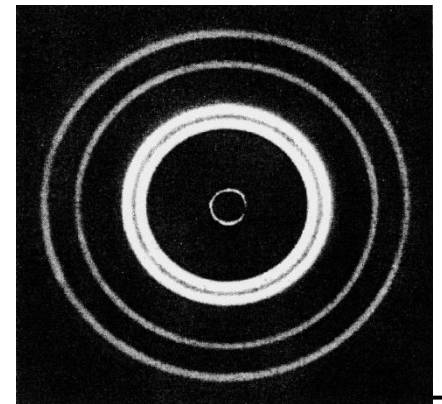
# Equação de Onda de Schrodinger

Em 1926, Schrodinger escreveu uma equação que descrevia simultaneamente a natureza ondulatória e corpuscular do elétron.

A função de onda  $\Psi$  (psi) descreve:

1. Energia de  $e^-$  com uma dada  $\Psi$ ,
2. Probabilidade de encontrar  $e^-$  num dado volume do espaço.

A equação de Schrodinger apenas pode ser resolvida com exatidão para o átomo de hidrogénio.



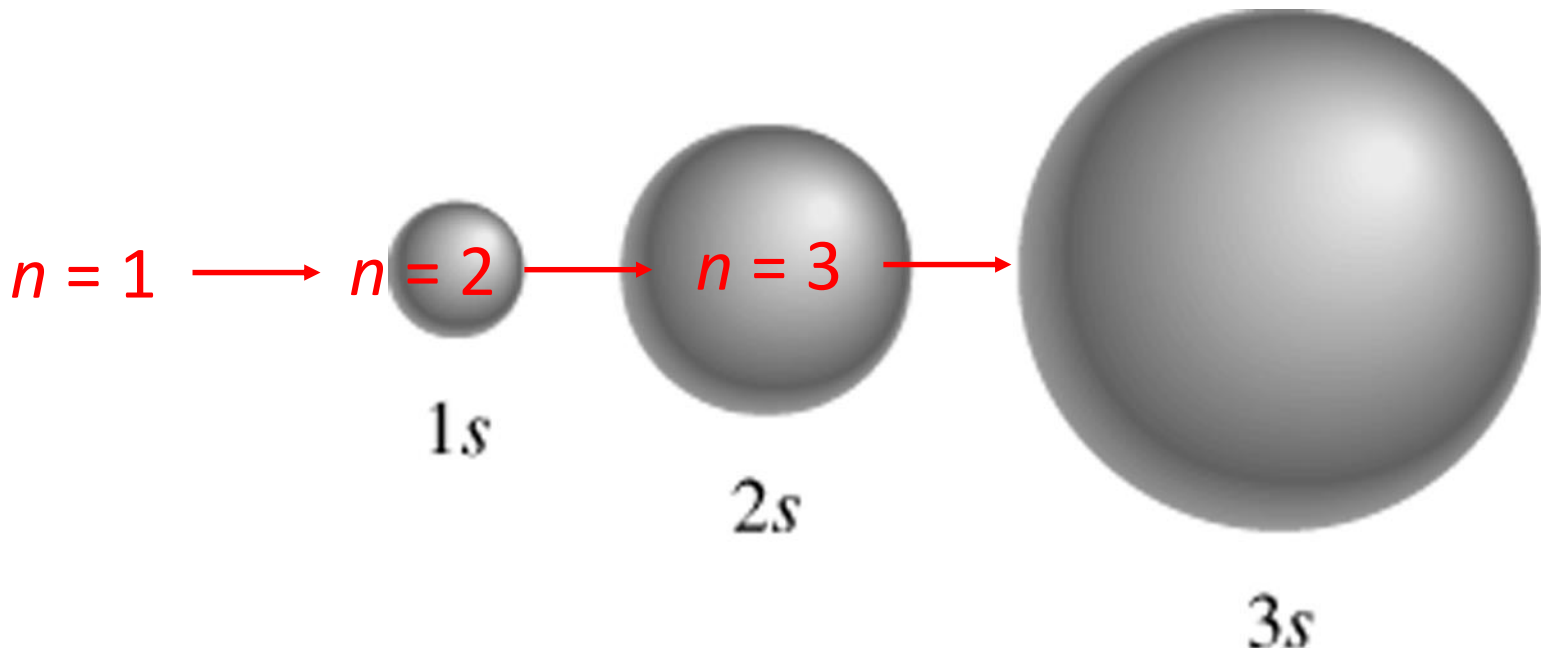
# Equação de Onda de Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

$n$  = número quântico principal

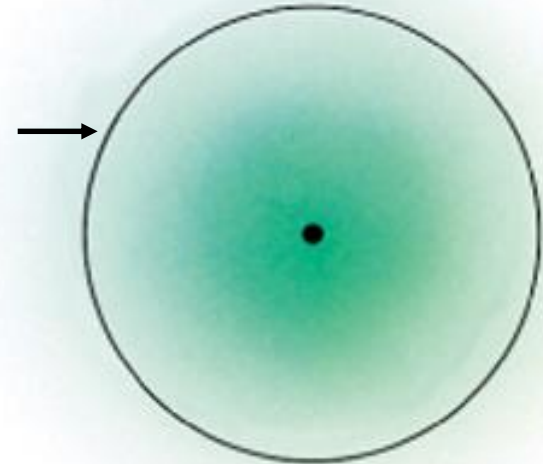
$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

distância de  $e^-$  a partir do núcleo

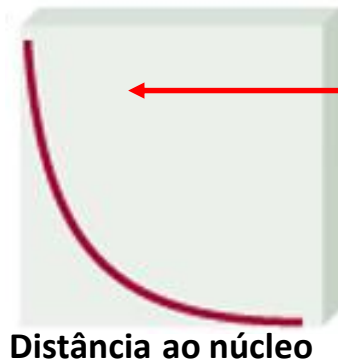




Onde se encontra  
90% da densidade  
electónica.



Densidade electrónica



A densidade electrónica (orbital 1s) diminui  
rapidamente à medida que a distância  
ao núcleo aumenta.

## Orbitais s

(a) Representação da densidade eletrónica da orbital 1s do hidrogénio em função da distância ao núcleo. A densidade eletrónica decresce rapidamente à medida que a distância ao núcleo aumenta.

(b) Diagrama da superfície fronteira da orbital 1s do hidrogénio.

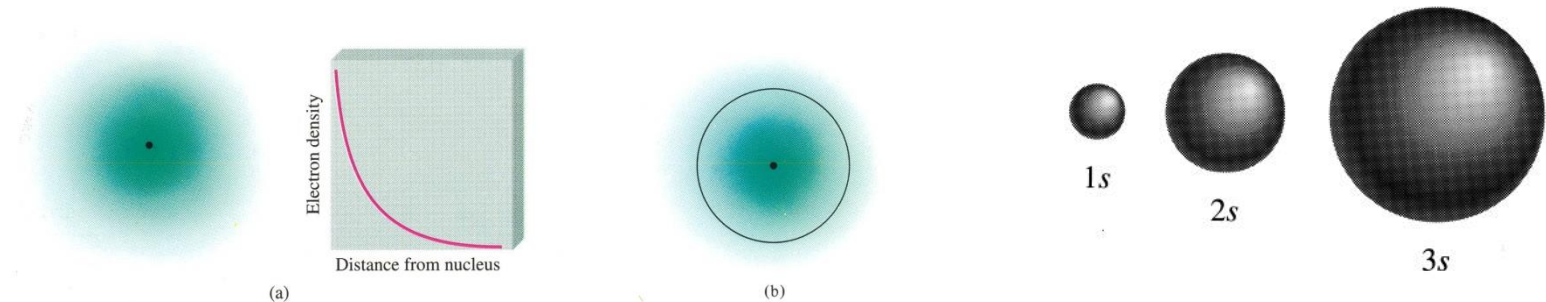


Diagrama da superfície fronteira – engloba cerca de 90% da densidade eletrónica total numa orbital.

Diagramas de superfície fronteira das orbitais 1s, 2s e 3s do hidrogénio. Cada esfera contém cerca de 90% da densidade eletrónica total.

Todas as orbitais **s** têm forma esférica mas diferem no tamanho que aumenta à medida que aumenta o  $n^\circ$  quântico principal.

As características mais importantes das orbitais atómicas são a suas formas e dimensões relativas que podem ser adequadamente representadas pelos diagramas de orbital fronteira.

# Equação de Onda de Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

$l$  número quântico de momento angular

para um dado valor de  $n$ ,  $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1$

$$n = 1, l = 0$$

$$n = 2, l = 0 \text{ ou } 1$$

$$n = 3, l = 0, 1 \text{ ou } 2$$

$$l = 0 \quad \text{orbital } s$$

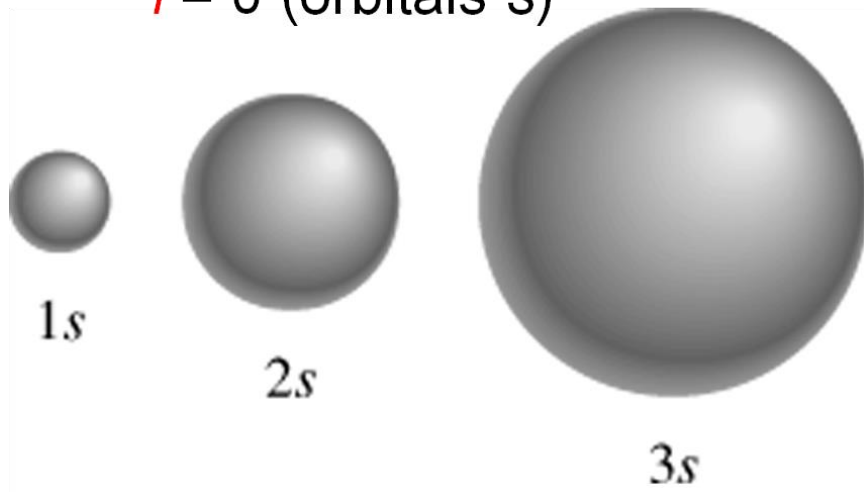
$$l = 1 \quad \text{orbital } p$$

$$l = 2 \quad \text{orbital } d$$

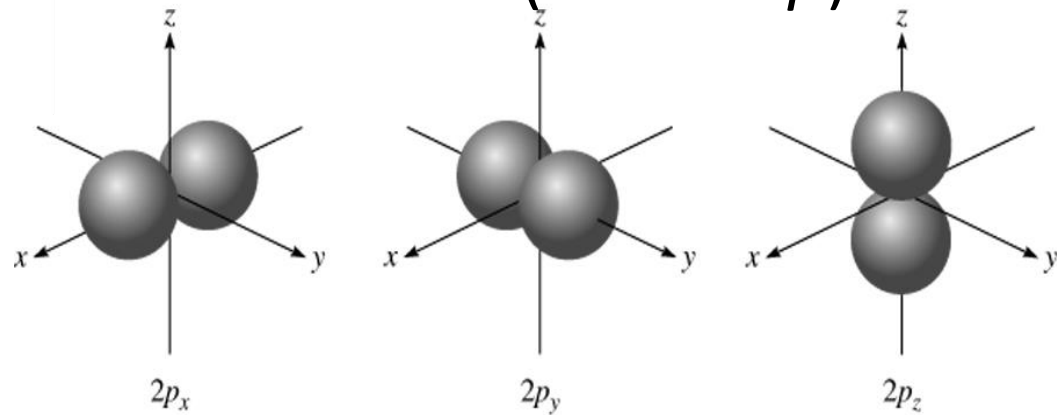
$$l = 3 \quad \text{orbital } f$$

Dão forma ao «volume» do espaço que o  $e^-$  ocupa

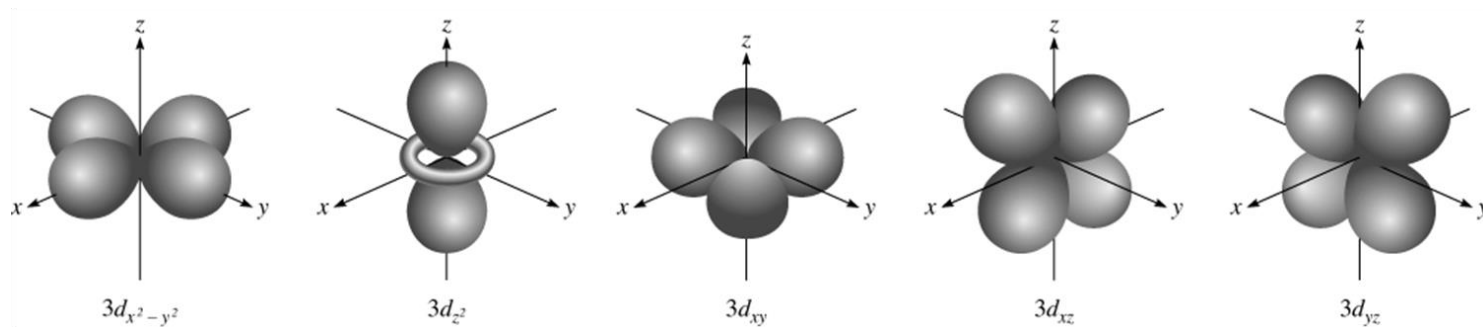
$l = 0$  (orbitais  $s$ )



$l = 1$  (orbitais  $p$ )



$l = 2$  (orbitais  $d$ )



## O número quântico principal (n)

- pode ter como valores os números inteiros :

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

- está relacionado com a distância média do eletrão ao núcleo numa determinada orbital. Quanto > for **n**, maior é a distância média dum eletrão numa orbital ao núcleo. **Define o “nível” de energia ou “camada”.**

## O número quântico de Momento Angular (ℓ)

- os valores de **ℓ** dependem dos valores do número quântico principal **n**.

Os valores possíveis são os números inteiros de 0 a (n – 1):

$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots$$

- referido como **“sub-nível” ou sub-camada de energia** está relacionado com a “forma” das orbitais.

- o valor de **ℓ** é geralmente designado pelas letras :

**s, p, d, .....** da seguinte maneira:

ℓ	0	1	2	3	4	5
Designação da orbital	s	p	d	f	g	h

## O número quântico Magnético ( $m_\ell$ )

- descreve a orientação da orbital no espaço
- depende do valor de  $\ell$ . Para um dado valor de  $\ell$  há  $(2\ell + 1)$  valores inteiros de  $m_\ell$ , cujos valores são:

$$m_\ell = -\ell, (-\ell + 1), 0, (+\ell - 1), +\ell$$

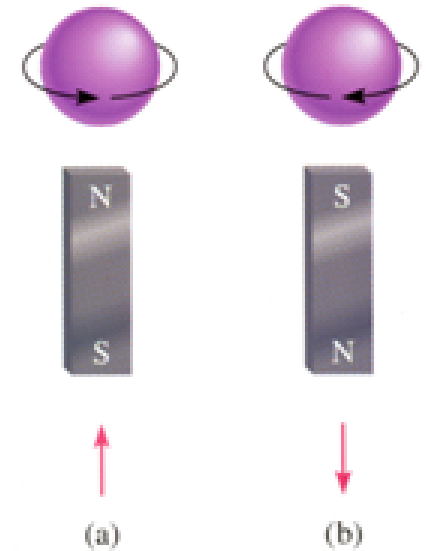
## O número quântico de spin eletrónico ( $m_s$ )

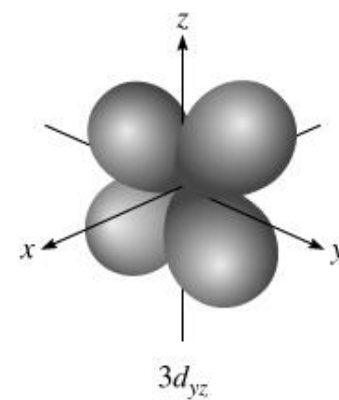
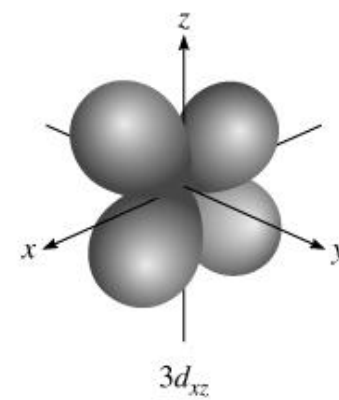
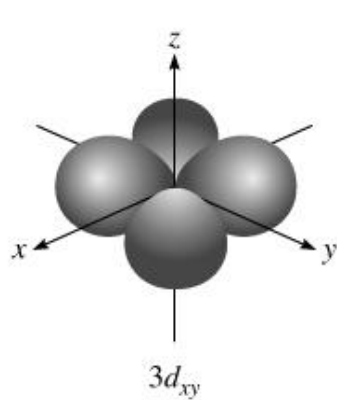
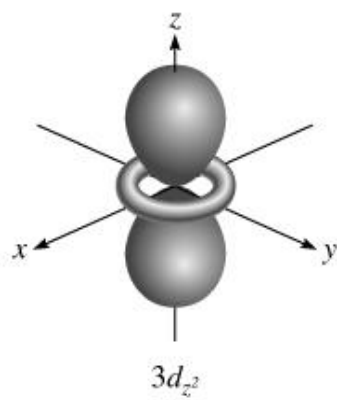
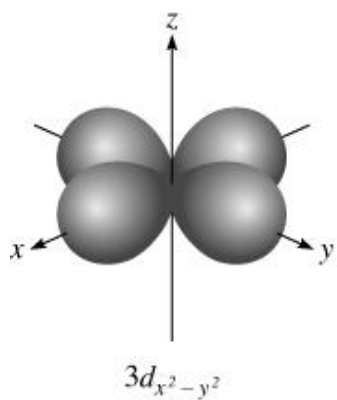
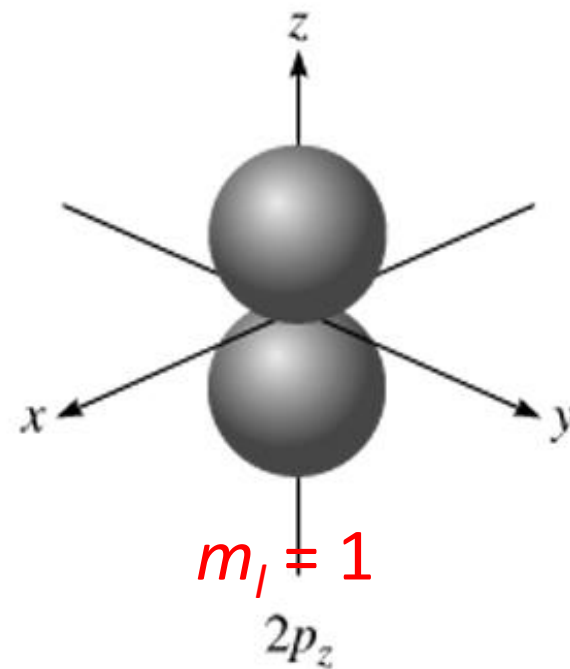
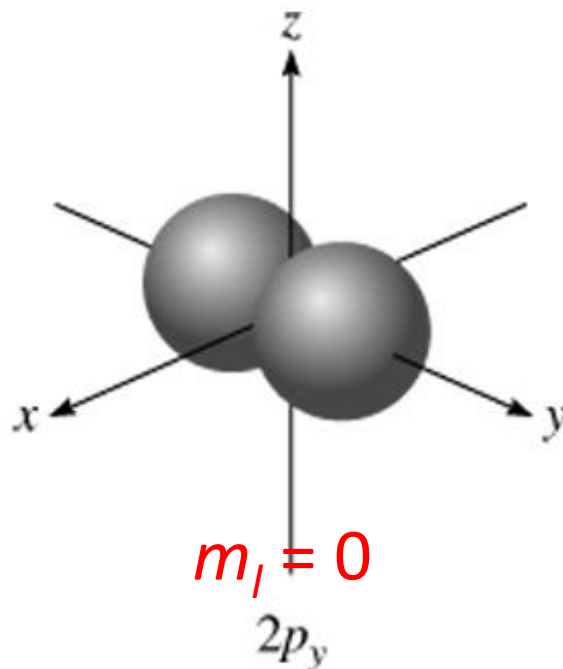
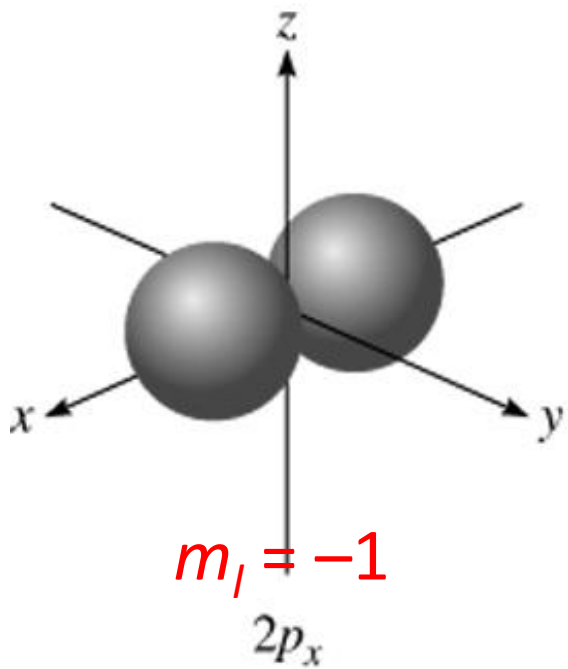
Spins de um electrão com (a) sentido contrário ao dos ponteiros do relógio e com (b) o sentido dos ponteiros do relógio.

As setas para cima e para baixo são usadas para representar os dois sentidos de spin.

- corresponde ao movimento giratório do electrão (spin eletrónico)
- os valores possíveis são:

$$+1/2, -1/2$$



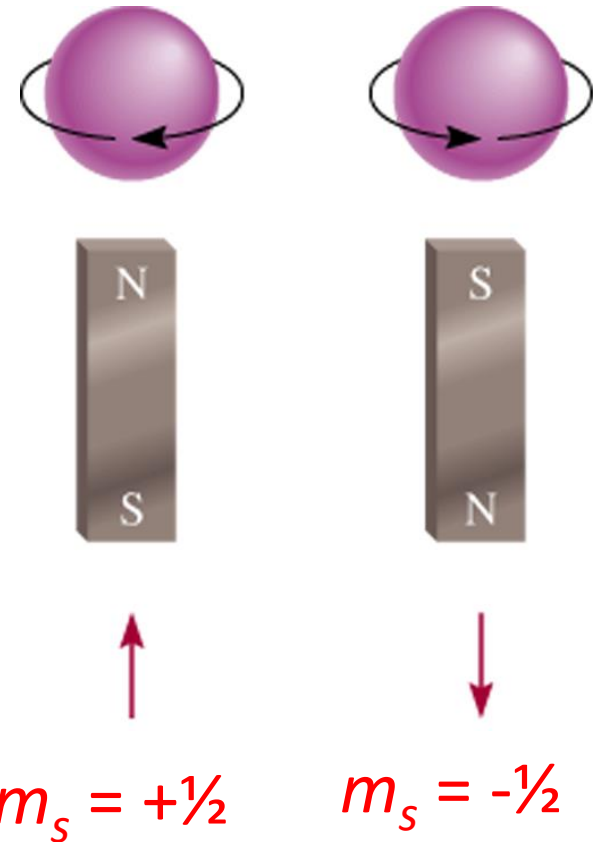
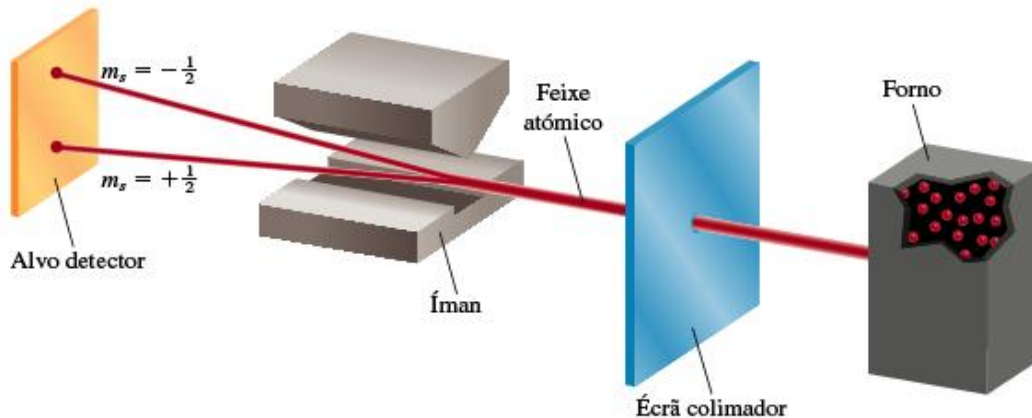


# Equação de Onda de Schrodinger

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

$m_s$  número quântico de spin

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$$





### 1.3.2- Orbitais atômicas

**Nível** – elétrons de um átomo com o mesmo valor de **n**

**Subnível** – elétrons de um átomo com valores de **n** e **ℓ** iguais

**Orbital** – elétrons de um átomo com valores de **n**, **ℓ** e **m** iguais

A tabela seguinte mostra a relação entre os números quânticos e as orbitais atômicas.

<b>n</b>	<b>ℓ</b>	<b>mℓ</b>	<b>n° de orbitais</b>	<b>Designação das orbitais</b>
<b>1</b>	0	0	1	1s
<b>2</b>	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub>
<b>3</b>	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	1	3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub>
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>

# Equação de Onda de Schrodinger

$$\Psi = fn(n, l, m_l, m_s)$$

A existência (e a energia) de um elétron num átomo pode apenas ser descrita por uma **única** função de onda  $\Psi$ .

**Princípio de exclusão de Pauli** — nenhum par de elétrons num átomo pode ter os quatro números quânticos iguais.



Cada lugar tem uma identificação única (E5, R12, S8).

Cada lugar pode apenas ser ocupado por um indivíduo ao mesmo tempo.

# O Princípio de Exclusão de Pauli

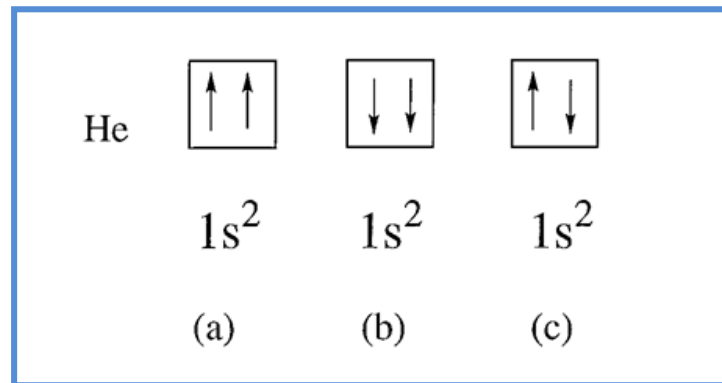
Como devemos escrever a configuração eletrônica em átomos com mais do que 1 elétron?

Nestes casos usamos como guia o Princípio de Exclusão de Pauli:

*Nenhum par de elétrons num átomo pode ter os 4 n° quânticos iguais.*

**Exemplo:** O átomo de hélio que tem 2 elétrons.

As 3 maneiras possíveis de colocar 2 elétrons numa orbital 1s são as seguintes:



Os diagramas **(a)** e **(b)** não estão de acordo com o Princípio de Exclusão de Pauli. Em (a) ambos os elétrons têm o mesmo spin (virado para cima) e teriam os n° quânticos (1, 0, 0, +1/2), em (b) ambos os elétrons têm o spin virado para baixo e teriam os n° quânticos (1, 0, 0, -1/2). Apenas **(c)** está **correto** visto que um dos elétrons tem os n° quânticos (1, 0, 0, + 1/2) e o outro (1, 0, 0, -1/2).

# Equação de Onda de Schrodinger

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

*Camada* — elétrons com o mesmo valor de  $n$

*Subcamada* — elétrons com os mesmos valores de  $n$  e  $l$

*Orbital* — elétrons com os mesmos valores de  $n$ ,  $l$  e  $m_l$



**Quantos elétrons se podem alojar numa orbital?**

Se  $n$ ,  $l$  e  $m_l$  são fixos, então  $m_s = \frac{1}{2}$  ou  $-\frac{1}{2}$

$$\Psi = (n, l, m_l, \frac{1}{2}) \quad \text{ou} \quad \Psi = (n, l, m_l, -\frac{1}{2})$$

**Uma orbital pode alojar 2 elétrons**



## Quantas orbitais $2p$ existem num átomo?

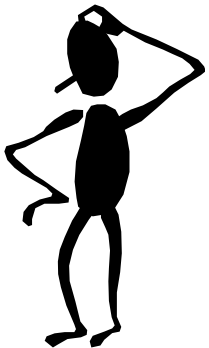
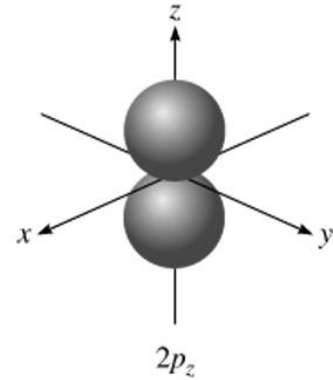
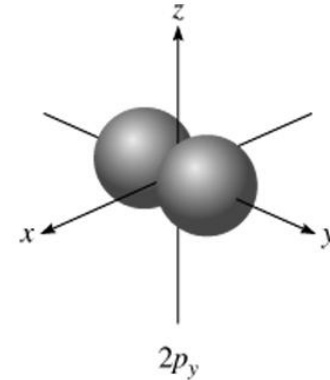
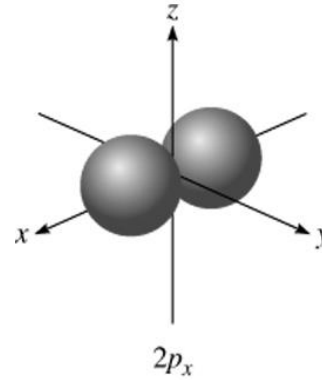
$n = 2$

↓  
 $2p$

↑  
 $l = 1$

Se  $l = 1$ , então  $m_l = -1, 0$  ou  $+1$

**3 orbitais**



## Quantos elétrons podem ser colocados na subcamada $3d$ ?

$n = 3$

↓  
 $3d$

↑  
 $l = 2$

Se  $l = 2$ , então  $m_l = -2, -1, 0, +1$  ou  $+2$

**5 orbitais** que podem conter um total de  $10 e^-$

### 1.3.3- As energias das orbitais

i) Energia das orbitais num átomo ou ião com um **único** electrão

A energia apenas depende do número quântico principal ***n***

Energia ↑

4s — 4p — — — 4d — — — — — 4f — — — — —

3s — 3p — — — 3d — — — — — ← ***n* = 3**

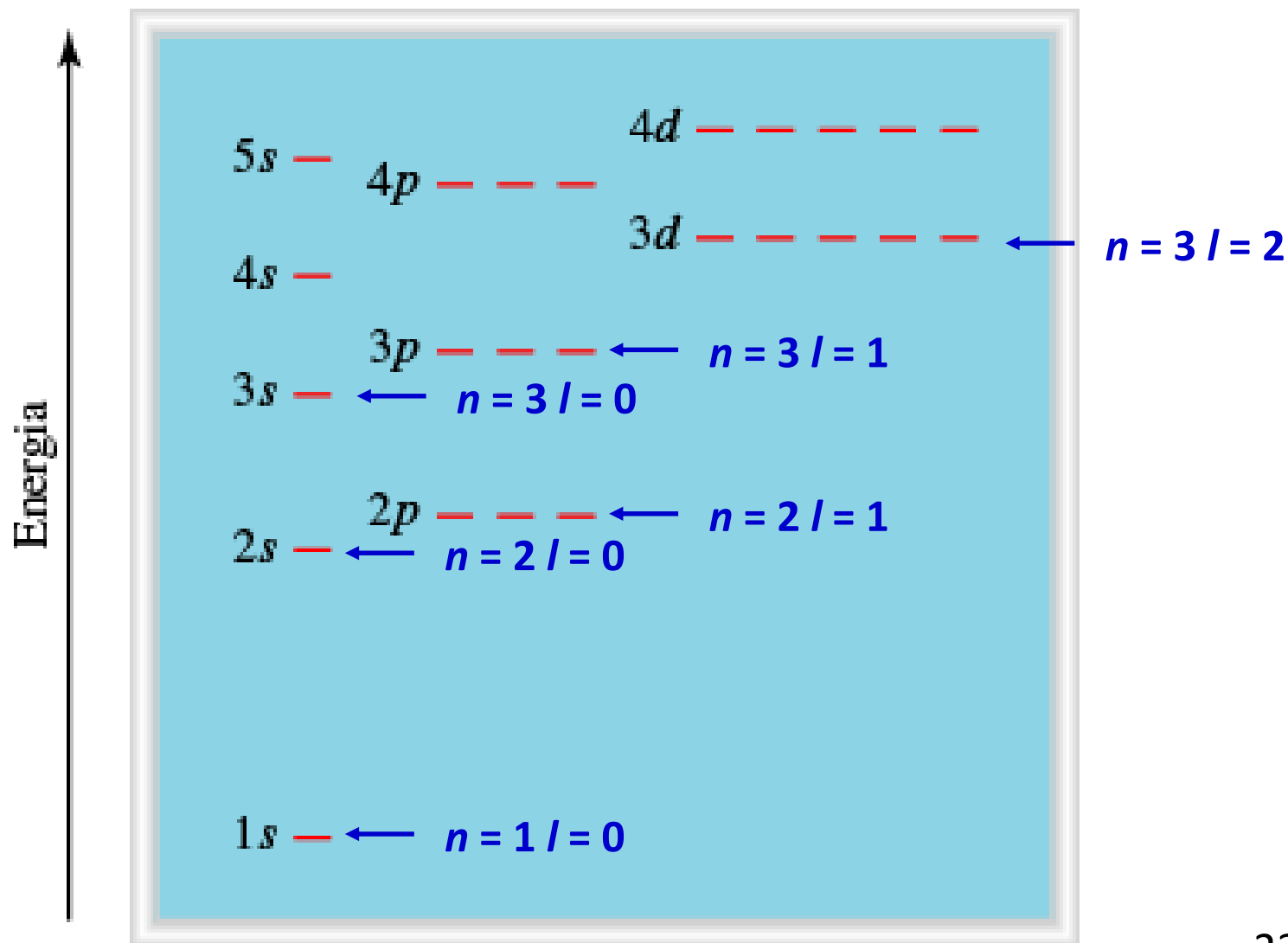
2s — 2p — — — ← ***n* = 2**

1s — ← ***n* = 1**

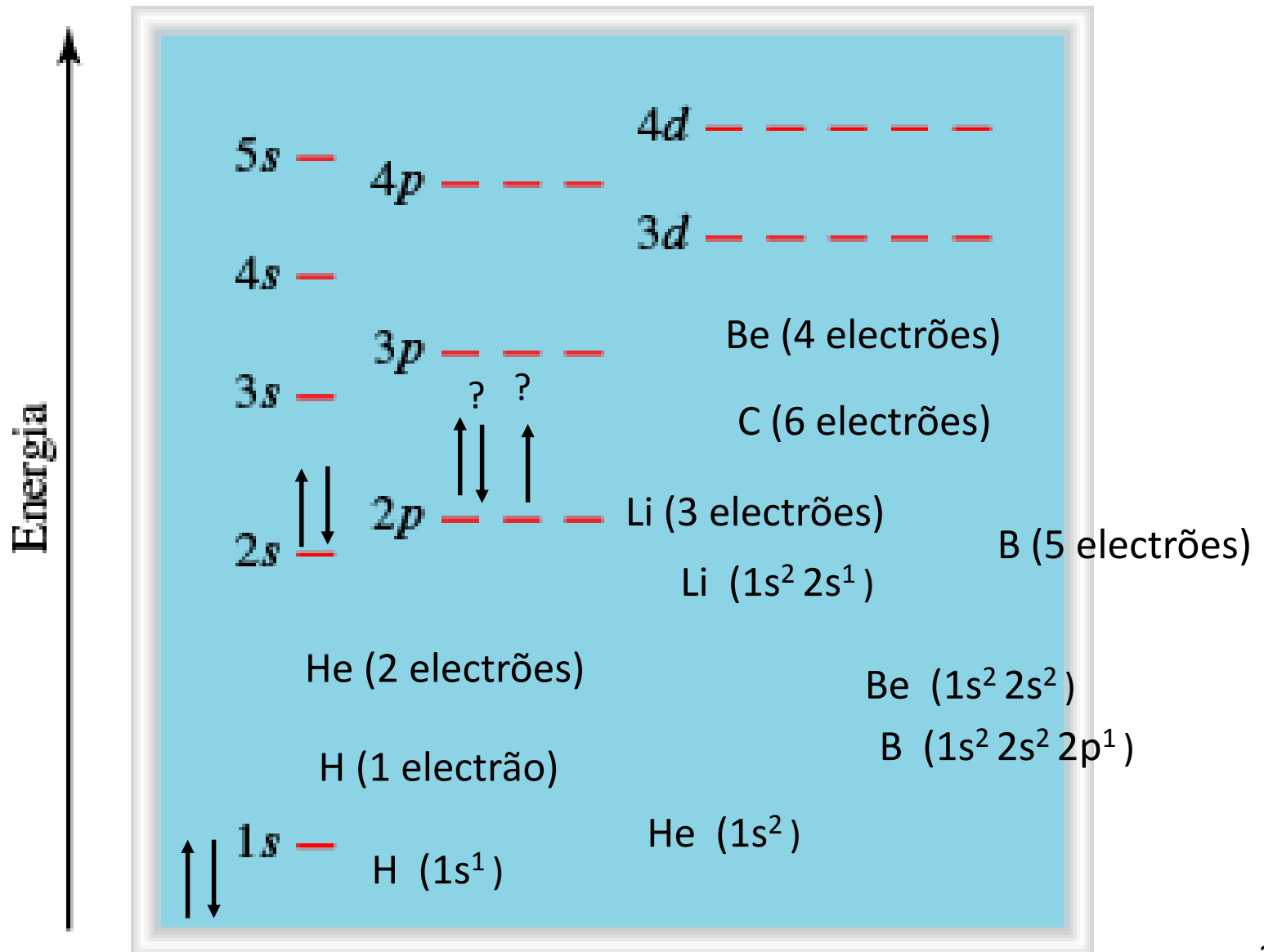
$$E_n = -R_H \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

ii) Energia das orbitais num átomo com **vários** elétrões

A energia depende de ***n*** e ***l***



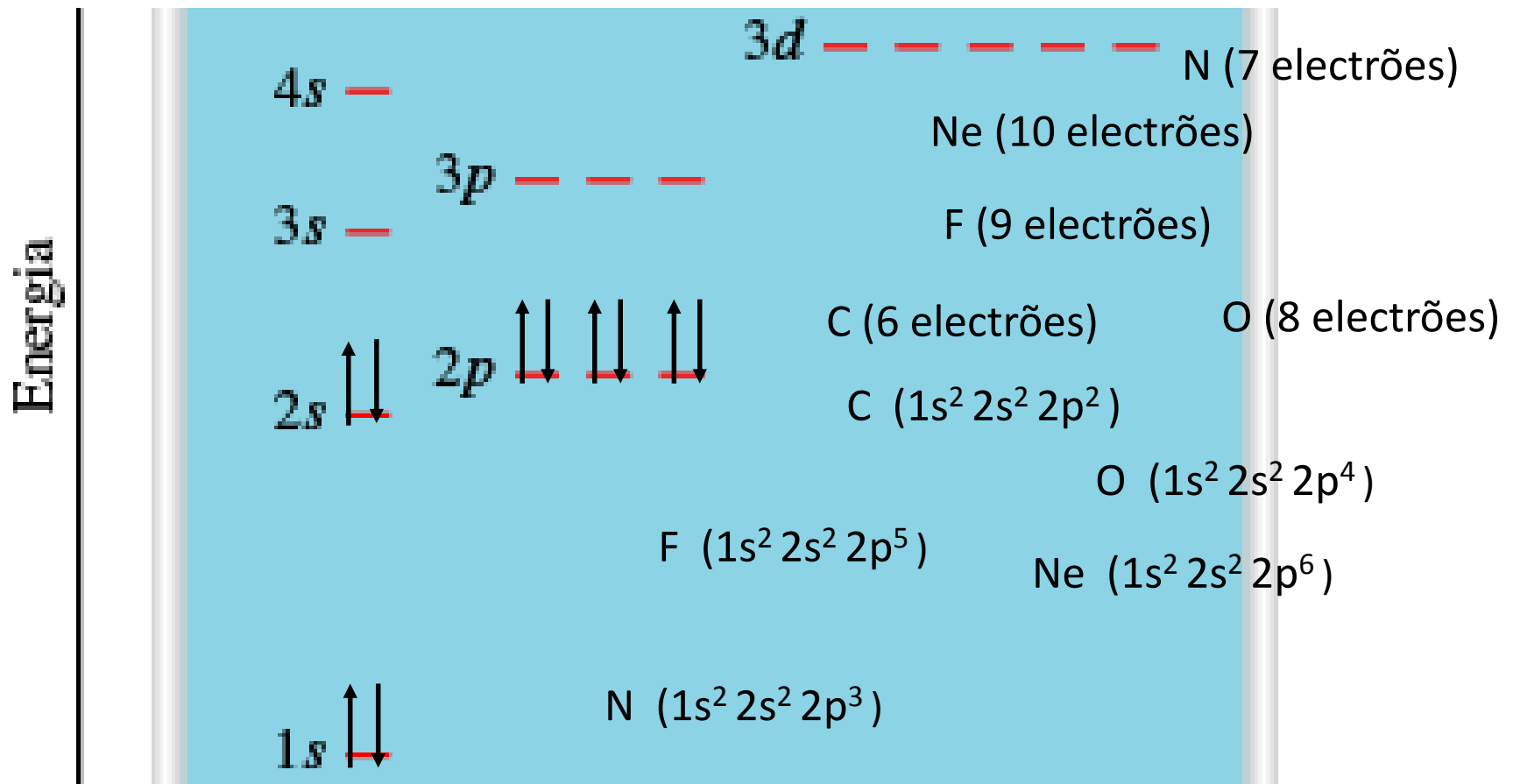
Preenchimento de orbitais com energia mais baixa  
*(Princípio de Aufbau)*







O arranjo mais provável de electrões em subcamadas é aquele que contém o maior número de spins paralelos (*Regra de Hund*).



**Exemplo:** Qual o diagrama de orbitais do  ${}_6\text{C}$ ?

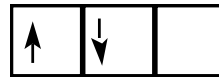
${}_6\text{C}$

$1s^2 2s^2 2p^2$



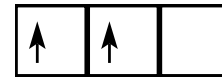
$2p^2$

(a)



$2p^2$

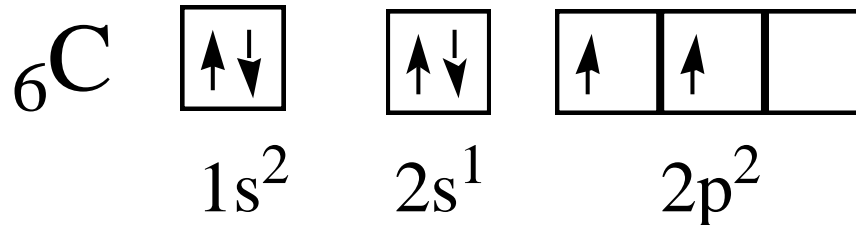
(b)



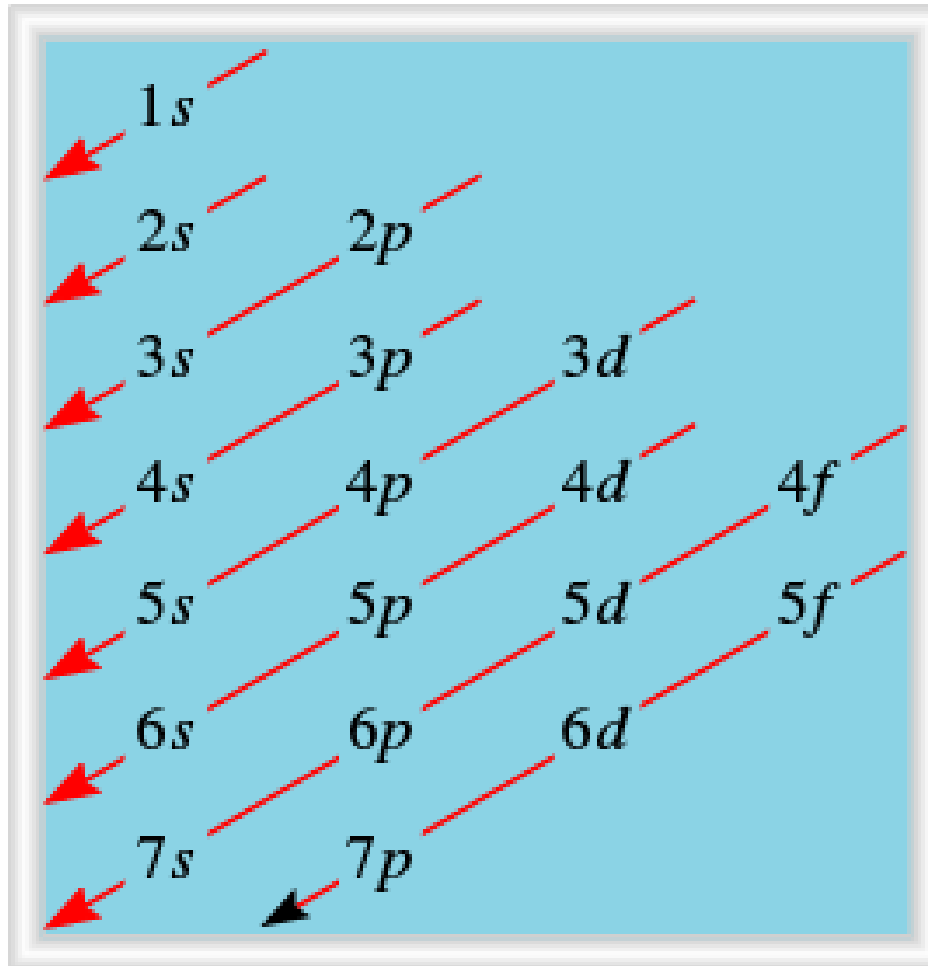
$2p^2$

(c)

- nenhuma hipótese viola o Princípio da Exclusão de Pauli
- apenas (c) obedece à regra de Hund
- o diagrama de orbitais do carbono é



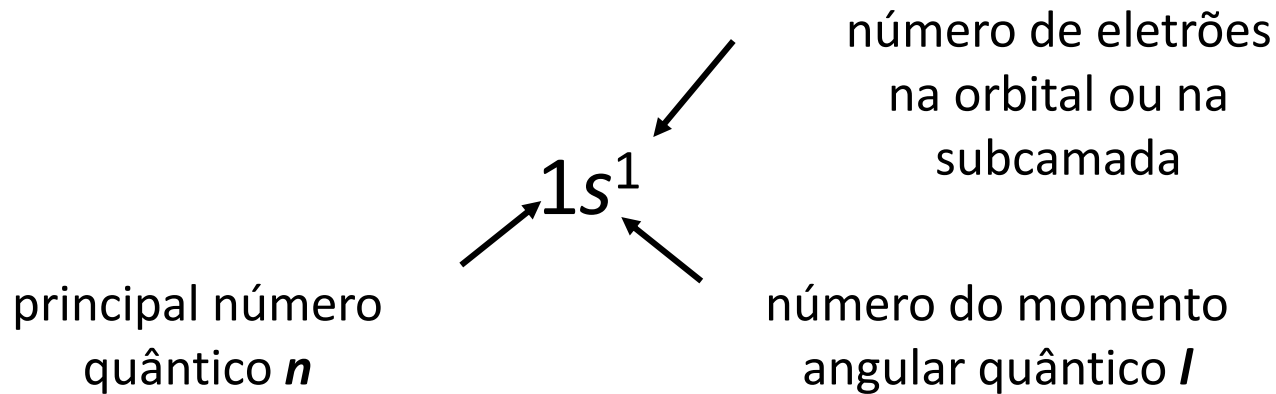
Ordem das orbitais (preenchimento)  
num átomo polieletrónico



$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$$

### 1.3.4- Configuração eletrônica

A **configuração eletrônica** é o modo como os eletrões estão distribuídos pelas várias orbitais atómicas num átomo.

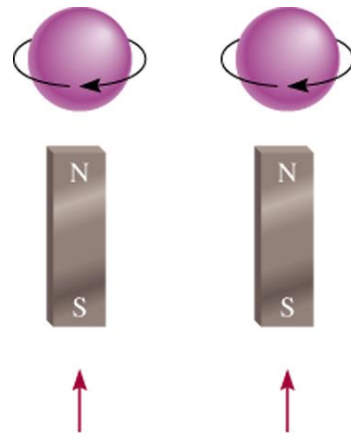
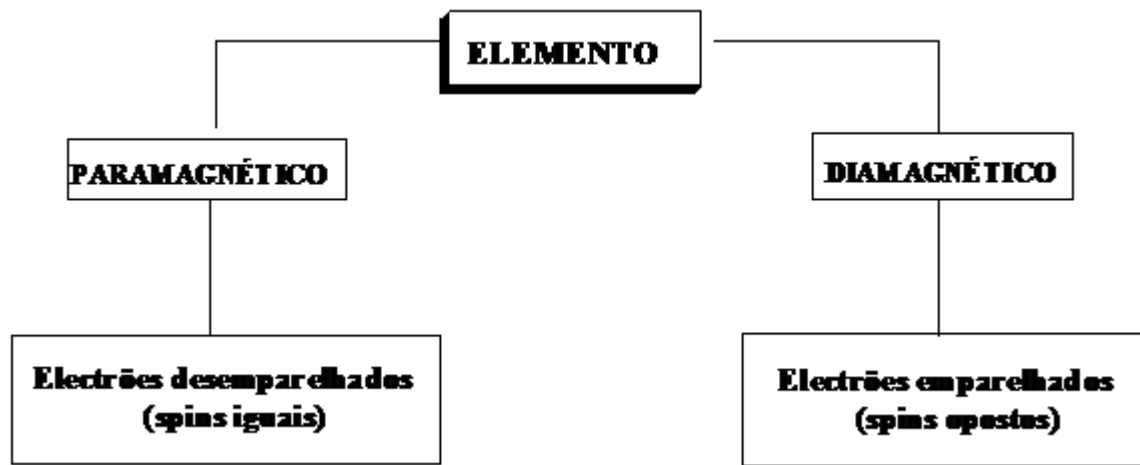


### *Diagrama orbital*



## Regras gerais para distribuir elétrons pelas orbitais atômicas

- **1)** Os elétrons começam a distribuir-se pela orbital de menor energia 1s.
- **2)** Cada orbital comporta apenas dois elétrons com spins opostos (Princípio de Exclusão de Pauli).
- **3)** Quando as orbitais de menor energia estiverem completas, passa-se para a orbital de energia seguinte.
- **4)** Em orbitais de energia igual (por exemplo  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ ), começa-se por colocar um elétron em cada orbital com spins paralelos. De seguida emparelham-se os elétrons (regra de Hund).

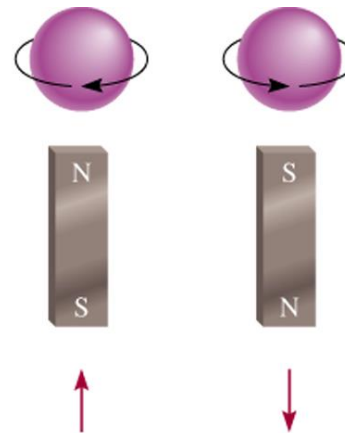


*Paramagnético*

electrões não emparelhados

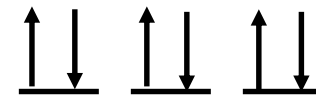


$2p$



*Diamagnético*

todos os electrões estão emparelhados



$2p$

**Exercício:** Escreva as configurações dos seguintes átomos e determine se são diamagnéticos ou paramagnéticos.

${}_7\text{N}$

${}_8\text{O}$

${}_9\text{F}$

Em átomos polieletrônicos, a representação da configuração eletrônica pode ser simplificada considerando que existe um cerne de gás nobre que é representado entre parêntesis reto (He, Ne, Ar, ...), seguido pelos símbolos correspondentes às camadas de valência.

${}_3\text{Li}$

$1s^2 2s^1$

ou

$[\text{He}] 2s^1$

${}_7\text{N}$

$1s^2 2s^2 2p^3$

ou

$[\text{He}] 2s^2 2p^3$

${}_{11}\text{Na}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

ou

$[\text{Ne}] 3s^1$

## Configuração eletrônica de iões

Na	$[\text{Ne}] 3s^1$	$\text{Na}^+$	$[\text{Ne}]$ ou $1s^2 2s^2 2p^6$
Ca	$[\text{Ar}] 4s^2$	$\text{Ca}^{2+}$	$[\text{Ar}]$ ou $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\text{F}^-$	$1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{Ne}]$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\text{O}^{2-}$	$1s^2 2s^2 2p^6$ ou $[\text{Ne}]$

## Partículas isoeletrónicas

Átomos ou iões que têm o mesmo nº de eletrões e, por conseguinte, a mesma configuração eletrónica.

Exemplo:

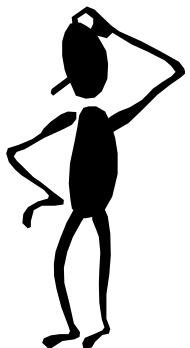
$\text{Na}^+$

$\text{F}^-$

$\text{Ne}$

Número total de eletrões = 10





## Qual é a configuração electrónica do Mg?

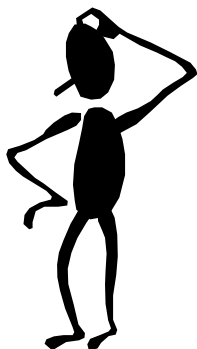
Mg 12 electrões

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

$$2 + 2 + 6 + 2 = 12 \text{ electrões}$$

Abreviado [Ne]3s<sup>2</sup>



## Quais são os números quânticos possíveis para o último eletrão (mais afastado do núcleo) no Cl?

Cl 17 electrões

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$2 + 2 + 6 + 2 + 5 = 17 \text{ eletrões}$$

O último eletrão é adicionado à orbital 3p

$$n = 3$$

$$l = 1$$

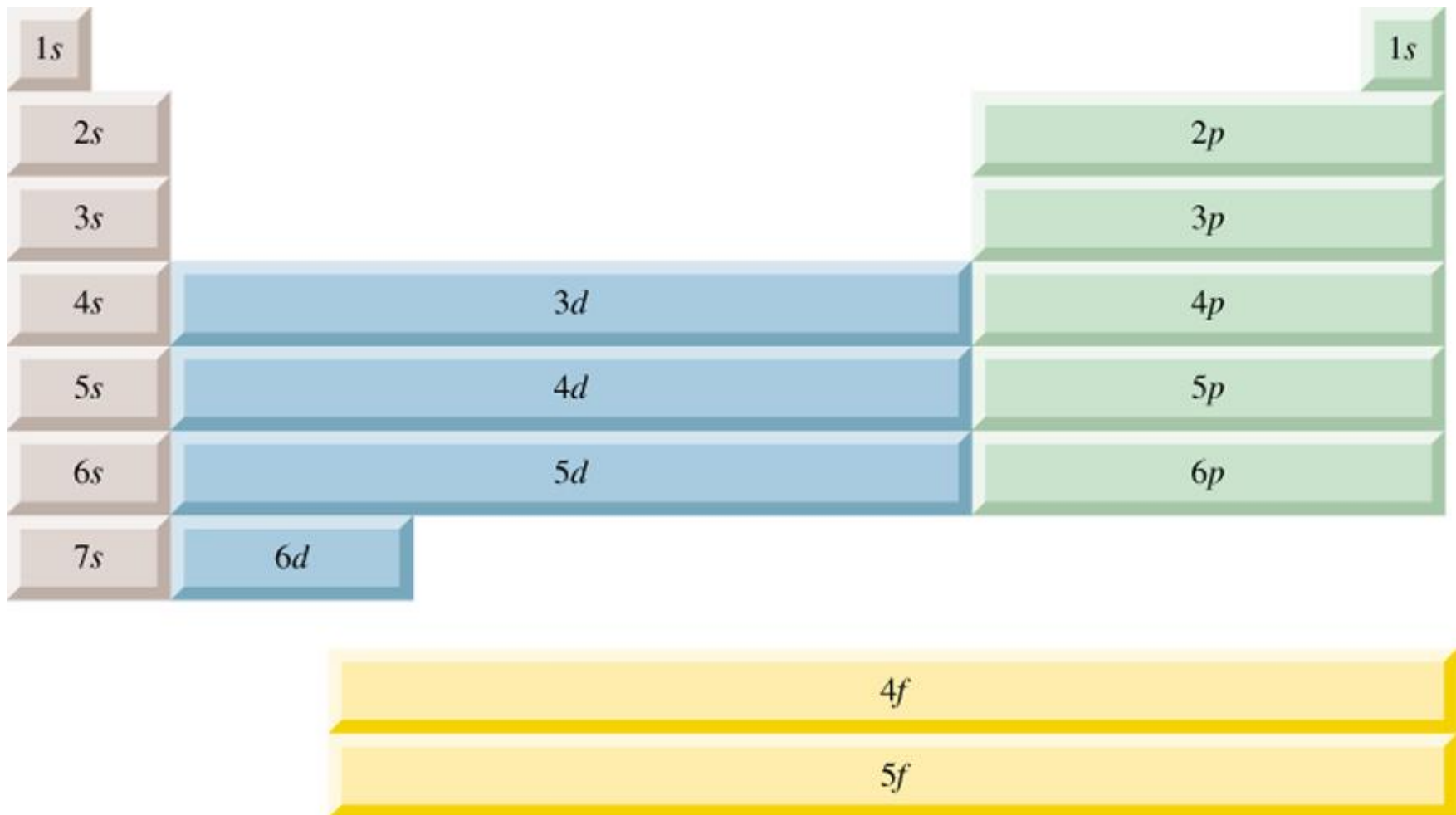
$$m_l = -1, 0 \text{ ou } +1$$

$$m_s = \frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$$

## As Configurações Eletrônicas dos Estados Fundamentais dos Elementos\*

Número Atômico	Símbolo	Configuração Eletrônica	Número Atômico	Símbolo	Configuração Eletrônica	Número Atômico	Símbolo	Configuração Eletrônica
1	H	1s <sup>1</sup>	38	Sr	[Kr]5s <sup>2</sup>	75	Re	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup>
2	He	1s <sup>2</sup>	39	Y	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>1</sup>	76	Os	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup>
3	Li	[He]2s <sup>1</sup>	40	Zr	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>2</sup>	77	Ir	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup>
4	Be	[He]2s <sup>2</sup>	41	Nb	[Kr]5s <sup>1</sup> 4d <sup>4</sup>	78	Pt	[Xe]6s <sup>1</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup>
5	B	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	42	Mo	[Kr]5s <sup>1</sup> 4d <sup>5</sup>	79	Au	[Xe]6s <sup>1</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>
6	C	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	43	Tc	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>5</sup>	80	Hg	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>
7	N	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	44	Ru	[Kr]5s <sup>1</sup> 4d <sup>7</sup>	81	Tl	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>1</sup>
8	O	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	45	Rh	[Kr]5s <sup>1</sup> 4d <sup>8</sup>	82	Pb	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>2</sup>
9	F	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	46	Pd	[Kr]4d <sup>10</sup>	83	Bi	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>3</sup>
10	Ne	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	47	Ag	[Kr]5s <sup>1</sup> 4d <sup>10</sup>	84	Po	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>4</sup>
11	Na	[Ne]3s <sup>1</sup>	48	Cd	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup>	85	At	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>5</sup>
12	Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	49	In	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>1</sup>	86	Rn	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>6</sup>
13	Al	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	50	Sn	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>2</sup>	87	Fr	[Rn]7s <sup>1</sup>
14	Si	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	51	Sb	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>3</sup>	88	Ra	[Rn]7s <sup>2</sup>
15	P	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	52	Te	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>4</sup>	89	Ac	[Rn]7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
16	S	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	53	I	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>5</sup>	90	Th	[Rn]7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup>
17	Cl	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	54	Xe	[Kr]5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>6</sup>	91	Pa	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
18	Ar	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	55	Cs	[Xe]6s <sup>1</sup>	92	U	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup>
19	K	[Ar]4s <sup>1</sup>	56	Ba	[Xe]6s <sup>2</sup>	93	Np	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup>
20	Ca	[Ar]4s <sup>2</sup>	57	La	[Xe]6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	94	Pu	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>6</sup>
21	Sc	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	58	Ce	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup>	95	Am	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup>
22	Ti	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	59	Pr	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>3</sup>	96	Cm	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup>
23	V	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	60	Nd	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>4</sup>	97	Bk	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>9</sup>
24	Cr	[Ar]4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>	61	Pm	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>5</sup>	98	Cf	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>10</sup>
25	Mn	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	62	Sm	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>6</sup>	99	Es	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>11</sup>
26	Fe	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	63	Eu	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup>	100	Fm	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>12</sup>
27	Co	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	64	Gd	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup>	101	Md	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>13</sup>
28	Ni	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	65	Tb	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>9</sup>	102	No	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup>
29	Cu	[Ar]4s <sup>1</sup> 3d <sup>10</sup>	66	Dy	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>10</sup>	103	Lr	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup>
30	Zn	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	67	Ho	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>11</sup>	104	Rf	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup>
31	Ga	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>1</sup>	68	Er	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>12</sup>	105	Db	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>3</sup>
32	Ge	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>2</sup>	69	Tm	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>13</sup>	106	Sg	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>4</sup>
33	As	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>3</sup>	70	Yb	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup>	107	Bh	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup>
34	Se	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>4</sup>	71	Lu	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup>	108	Hs	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>6</sup>
35	Br	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>5</sup>	72	Hf	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup>	109	Mt	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>7</sup>
36	Kr	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>	73	Ta	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup>	110	Ds	[Rn]7s <sup>2</sup> 5f <sup>14</sup> 6d <sup>8</sup>
37	Rb	[Kr]5s <sup>1</sup>	74	W	[Xe]6s <sup>2</sup> 4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup>			

Subcamada mais afastada do núcleo  
preenchida com elétrons



# Efeito de blindagem em átomos polieletrônicos

## Porque razão a energia da orbital 2s é menor que a da orbital 2p?

➤ As orbitais 2s e 2p são maiores que a orbital 1s e um elétron nestas orbitais passará mais tempo longe do núcleo. Os elétrons na orbital 1s vão atenuar a atração que o elétron na orbital 2s ou 2p sente, ou seja, o elétron 2s ou 2p vai estar “blindado” da força atrativa do núcleo pelos elétrons 1s => *o efeito de blindagem reduz a atração entre o núcleo e os elétrons 2s ou 2p.*

➤ Por outro lado, e devido à forma das orbitais, um elétron 2s passa mais tempo perto do núcleo do que um elétron 2p, logo sente-se mais atraído pelo núcleo.

➤ Como a estabilidade de um elétron é determinada pela força com que este é atraído pelo núcleo então o elétron 2s terá uma menor energia (+ estável) que o elétron 2p.

Ou dizendo de outra forma: é necessária uma menor energia para remover um elétron 2p do que um elétron 2s.