

## AULA 1 - ATOMÍSTICA / MODELOS ATÔMICOS

### Evolução histórica dos modelos atômicos

450 a.C.	Demócrito e Leucipo	Cunhagem do termo ÁTOMO	Toda matéria era formada por átomos
Séc. XIX	J. Dalton	Modelo "Bola de Bilhar"	Átomos: esferas maciças, indivisíveis e imutáveis
Séc. XIX	J.J. Thomson	Modelo "Pudim de Passas"	Átomos divisíveis: descoberta do elétron
Séc. XX	E. Rutherford	Átomo é um grande vazio	Átomo dividido em núcleo (prótons e nêutrons) e eletrosfera (elétrons)

## AULA 2 - DESCRIÇÃO DO ELEMENTO - NÚMERO ATÔMICO E NÚMERO DE MASSA

### Número Atômico (Z)

O número atômico é dado pela letra Z. Representa a quantidade de prótons no núcleo. É este número que caracteriza um elemento químico.

### Número de Massa (A)

O número de massa é o somatório do número de prótons (p) com o número de nêutrons (n) existentes no núcleo atômico. Assim, temos:

$$A = p + n$$

Através desta fórmula, podemos calcular o número de nêutrons de um determinado átomo:

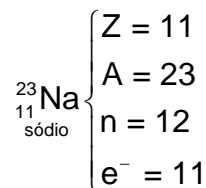
$$n = A - p$$

É importante lembrar que quando falamos de átomos, estamos pensando numa espécie eletricamente neutra, ou seja, a quantidade de elétrons é igual em relação à quantidade de prótons:

$$\text{Átomo} \Rightarrow \text{Elétricamente Neutro}$$

$$n^{\circ} \text{ elétrons} = n^{\circ} \text{ prótons}$$

### Exemplo



### Elemento Químico

Dizemos elemento químico quando pensamos na reunião de átomos de mesmo número atômico (Z).

## AULA 3 – DESCRIÇÃO DO ELEMENTO - ÍONS

Os íons são espécies não eletricamente neutras, ou seja, são espécies carregadas positiva ou negativamente. Isto ocorre pela perda de elétrons.

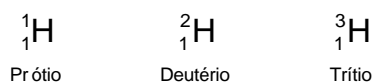
Dividimos os íons em cátions (positivos) e ânions (negativos).



## AULA 4 – DESCRIÇÃO DO ELEMENTO – RELAÇÕES ATÔMICAS

### Isótopos

São espécies que apresentam o mesmo número atômico (Z), ou seja, pertencem ao mesmo elemento químico, mas se diferem no número de massa (A).



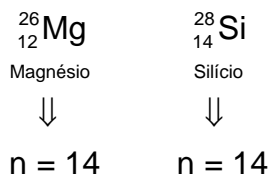
### Isóbaros

Átomos que possuem igual número de massa (A), mas diferentes números atômicos (Z).



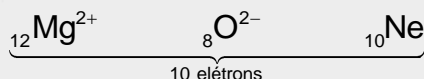
## Isótonos

Átomos com igual número de nêutrons (n), mas diferentes massa (A) e número atômico (Z).



## Isoeletrônicos

Átomos e também íons que possuem igual número de elétrons:



## AULA 5 – ESTUDO DA ELETROSFERA E MODELO DE RUTHERFORD-BOHR

### Modelo Atômico de Rutherford-Bohr

Segundo Rutherford o átomo era apenas dividido em núcleo e eletrosfera.

O núcleo consiste numa região extremamente pequena e densa do átomo sendo sua carga positiva devido à presença dos prótons. A eletrosfera é a região externa ao núcleo, onde encontramos os elétrons orbitando, segundo Rutherford, em qualquer posição possível.

Bohr, considerando a natureza quântica da matéria, consegue observar que a eletrosfera estava dividida em camadas ou níveis de energia.

Ao total temos sete camadas ou sete níveis de energia, sendo que cada uma possui um número máximo de elétrons permitidos:

Níveis	⇒	1	2	3	4	5	6	7
Camadas	⇒	K	L	M	N	O	P	Q
Máx de e <sup>-</sup>	⇒	2	8	18	32	32	18	8

À medida que nos afastamos do núcleo, ou seja, nos caminhamos para camadas mais externas, a quantidade de energia aumenta. Sendo assim, a camada Q (nível 7) possui mais energia em relação a camada K (nível 1) da eletrosfera.

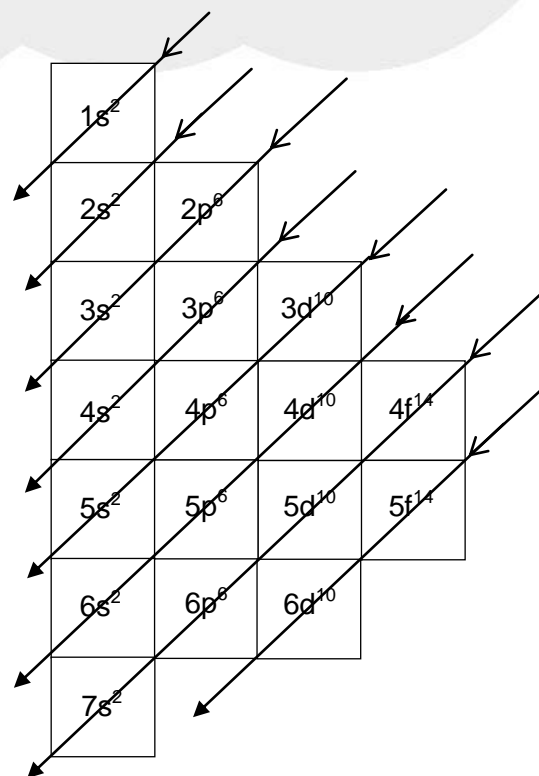
Além dos níveis de energia, a eletrosfera também possui subdivisões, chamadas neste caso de subníveis de energia:

### Subníveis energéticos

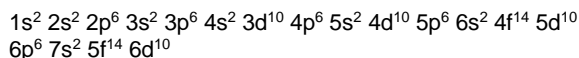
s	p	d	f
↓	↓	↓	↓
2	6	10	14
número máx de elétrons por subnível			

Considerando estas observações, o bioquímico Linus Pauling propôs a criação de um diagrama onde se observa uma sequência crescente de energia na distribuição dos elétrons da eletrosfera de um átomo.

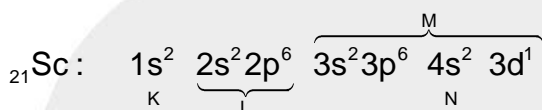
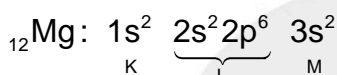
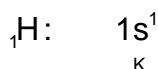
## AULA 6 – DIAGRAMA DE LINUS PAULING



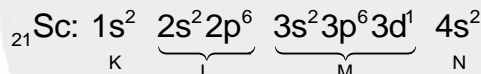
Utilizando as diagonais, podemos obter a sequência abaixo:



## Exemplos



Observe que na distribuição do escândio (Sc) o quarto nível aparece no meio do terceiro quando seguimos o diagrama de Linus Pauling. Podemos fazer a distribuição considerando a sequência dos níveis e assim chamamos de distribuição em **ordem geométrica** ou **ordem de distância**:



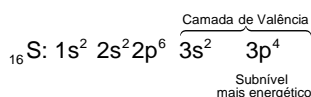
## AULA 7 – DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

### Camada de Valência

A camada de valência é indicada sempre pelo maior valor do nível de uma distribuição eletrônica. Observe abaixo a distribuição eletrônica do ferro:



Chamamos de subnível mais energético sempre o último subnível escrito na distribuição. No caso do ferro, temos o subnível **d** como o mais energético. Note que a camada de valência e o subnível mais energético são conceitos diferentes. Em alguns casos a camada de valência comporta também o subnível mais energético.



## AULA 8 – NÚMEROS QUÂNTICOS

Em 1926, Werner Heisenberg (físico alemão, 1901 – 1976), considerando os conceitos estabelecidos pela mecânica quântica, demonstrou ser impossível determinar com precisão absoluta a velocidade e a posição de um elétron num átomo. Essas considerações ficaram conhecidas como *princípio da incerteza de Heisenberg*.

Sendo assim, podemos considerar de forma mais adequada que os elétrons se encontram ao redor do núcleo numa região chamada de **orbital**.

**Orbital:** região de máxima probabilidade de se encontrar um elétron.

Cada orbital possui energia e forma características.

Após entendido o conceito de orbital, podemos entrar em contato com os **números quânticos**, que caracterizam os elétrons em relação às suas energias.

Quatro números quânticos definem os elétrons:

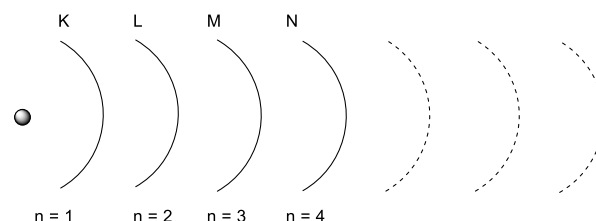
- Principal
- Secundário ou Azimutal
- Magnético
- Spin

**Atenção:** em um mesmo átomo, é nula a possibilidade de se encontrarem dois elétrons com os mesmos números quânticos.

### Número quântico principal (N)

Define o nível de energia do elétron num orbital.

Quanto maior o valor de número quântico principal, maior a energia do elétron. Também podemos considerar que ele indica um distanciamento do elétron em relação ao núcleo.



Valores possíveis para  $n$ :  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

É importante notar que para os elementos conhecidos atualmente contém elétrons apenas até o sétimo nível energético. Sendo assim, os valores de  $n$  vão de 1 até 7 no máximo.

## Número quântico secundário ou azimutal ( $\ell$ )

Indica os subníveis de energia associados a cada nível principal.

São designados pelas letras minúsculas **s, p, d, f, g, h**, etc.

Os valores dos números quânticos secundário são simples de calcular, uma vez que vão de 0 até  $\ell - 1$ .

Para os elementos conhecidos, temos:

$n$	$\ell$	Letra	
1	0	s	sharp
2	1	p	principal
3	2	d	diffuse
4	3	f	fundamental

Cada valor do número quântico secundário indica a forma do orbital.

## Número quântico magnético ( $M$ )

O número quântico magnético indica a orientação do orbital no espaço.

Os valores assumidos pelo número quântico magnético são calculados da seguinte maneira:

$$M \text{ ou } m_\ell = -\ell \dots 0 \dots +\ell$$

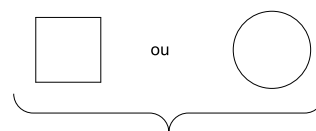
	$\ell$	$m_\ell$
s	0	0
p	1	-1, 0, +1
d	2	-2, -1, 0, +1, +2
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

## Número quântico de spin ( $M_s$ ou $S$ )

O número quântico de spin indica a rotação dos elétrons num orbital.

Podem assumir valores de  $+1/2$  ou  $-1/2$ .

É interessante notar que os químicos representam um orbital através de um quadrado ou um círculo.



Representação gráfica de um orbital

Cada orbital possui no máximo, segundo o princípio da exclusão de Pauli, dois elétrons com *spins* opostos.

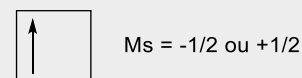


Observação: levando-se em consideração o primeiro elétron a preencher um orbital, devemos considerar:

- Não existe uma convenção para o sentido da seta que representa o primeiro elétrons a preencher um orbital:



- Também não existe uma convenção sobre o valor do *spin*:



Atenção: a grande maioria dos autores do ensino médio e também os exercícios de vestibulares têm como convenção particular a seta para cima possuindo valor de *spin*  $+1/2$ .