

# Estrutura Atômica- continuação

## VISÃO MODERNA DA ESTRUTURA ATÔMICA

# Revisando...

podemos adotar um ponto de vista simples em relação ao átomo porque apenas três partículas subatômicas – prótons, nêutrons e elétrons - são importantes para o entendimento do comportamento químico.

Carga do elétron

$$-1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Carga do próton

$$+1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

- Mesma magnitude com sinais opostos.

\*\* carga elementar

- *Cada átomo tem um número igual de elétrons e prótons, portanto átomos são eletricamente neutros.*

- *Com relação ao seu tamanho, prótons e nêutrons ficam localizados no minúsculo núcleo do átomo. A maior parte do seu volume é o espaço no qual os elétrons estão posicionados*

# Revisando...

- Forças eletrostáticas mantêm os elétrons atraídos pelos prótons do núcleo;
  - Os átomos têm massas extremamente pequenas (ordem de grandeza  $10^{-22}$  g)
- O que torna o átomo de um elemento diferente do átomo de outro elemento?  
Os átomos de cada elemento têm um *número característico de prótons* → **número atômico do elemento**.
- Os átomos de um dado elemento podem ter **variados números de nêutrons** e, conseqüentemente, massas diferentes → *isótopos*.

# Revisando...

**Tabela 2.2** Alguns isótopos do carbono.<sup>a</sup>

Símbolo	Número de prótons	Número de elétrons	Número de nêutrons
$^{11}\text{C}$	6	6	5
$^{12}\text{C}$	6	6	6
$^{13}\text{C}$	6	6	7
$^{14}\text{C}$	6	6	8

<sup>a</sup> Quase 99% do carbono encontrado na natureza é do tipo  $^{12}\text{C}$ .

>> maioria dos elementos químicos é constituída por dois ou mais isótopos presentes na natureza, geralmente em diferentes quantidades.

# Semelhanças atômicas

## Isótopos

**Isóbaros** → diferente  $n^{\circ}$  atômico ( $Z$ ); mesmo número de massa ( $A$ )

**Isótonos** → diferentes  $n^{\circ}$  atômicos ( $Z$ ) e  $n^{\circ}$  massa ( $A$ ); mesmo  $n^{\circ}$  de nêutrons

**Isoeletrônicos** → diferentes  $Z$  e  $A$ ; mesmo  $n^{\circ}$  de elétrons

Isótopos apresentam propriedades química iguais – que dependem da estrutura da eletrosfera- e propriedades físicas diferentes – que dependem da massa do átomo.

Os isóbaros têm propriedades físicas e químicas diferentes.

Os isótonos têm propriedades físicas e químicas diferentes.

## Como determinar o número de partículas subatômicas nos átomos?

Quantos prótons, nêutrons e elétrons existem em um átomo de

a) ouro  $^{197}_{79}\text{Au}$

$$\text{a) } Z = p = 79$$

$$A = p + n$$

b) estrôncio  $^{88}_{38}\text{Sr}$

Átomo neutro:  $p = e$

$$N = A - p$$

$$N = 197 - 79$$

$$N = 118$$

$$p = 79; e = 79$$

c) estrôncio - 90

$$A = 197$$

b)  $Z = p = 38$

$$A = 88$$

$$A = p + n$$

$$e = p = 38$$

$$88 - 38 = n$$

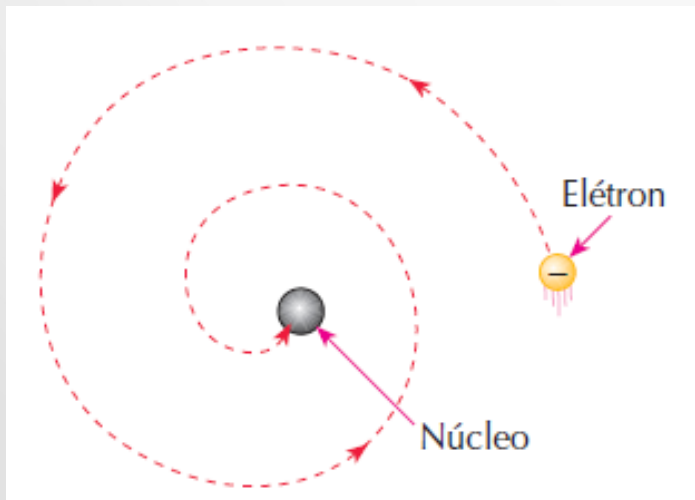
$$n = 50$$

# O MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD-BOHR

algumas deficiências do modelo de Rutherford

Rutherford foi obrigado a admitir que os elétrons giravam ao redor do núcleo, pois, sem movimento, os elétrons seriam atraídos pelo núcleo; conseqüentemente, iriam de encontro ao núcleo, e o átomo se “desmontaria”

A Física Clássica diz que toda partícula elétrica em movimento circular (como seria o caso dos elétrons) está constantemente emitindo energia.



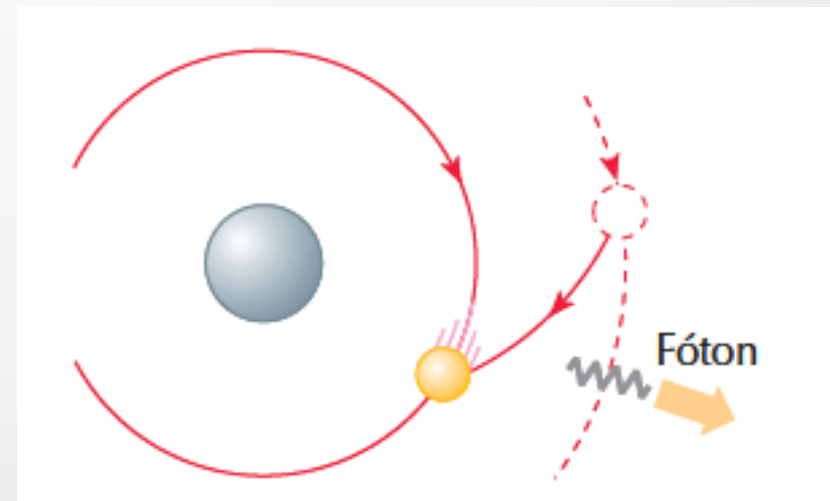
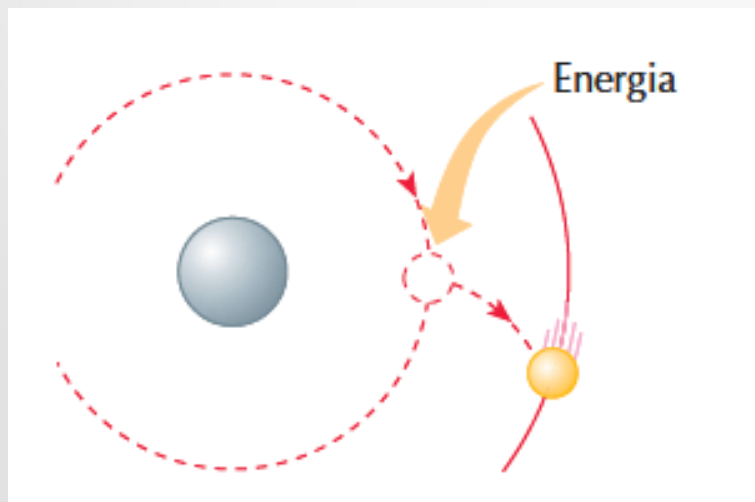
sua velocidade de rotação ao redor do núcleo teria de diminuir com o tempo

Acabaria indo de encontro  
Ao núcleo

## O modelo de Rutherford-Bohr

“pacote de energia” → ***quantum***.

- os elétrons se movem ao redor do núcleo em um número limitado de órbitas bem definidas, que são denominadas órbitas estacionárias;
- movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- ao saltar de uma órbita estacionária para outra, o elétron emite ou absorve uma quantidade bem definida de energia, chamada *quantum* de energia (em latim, o plural de *quantum* é *quanta*).





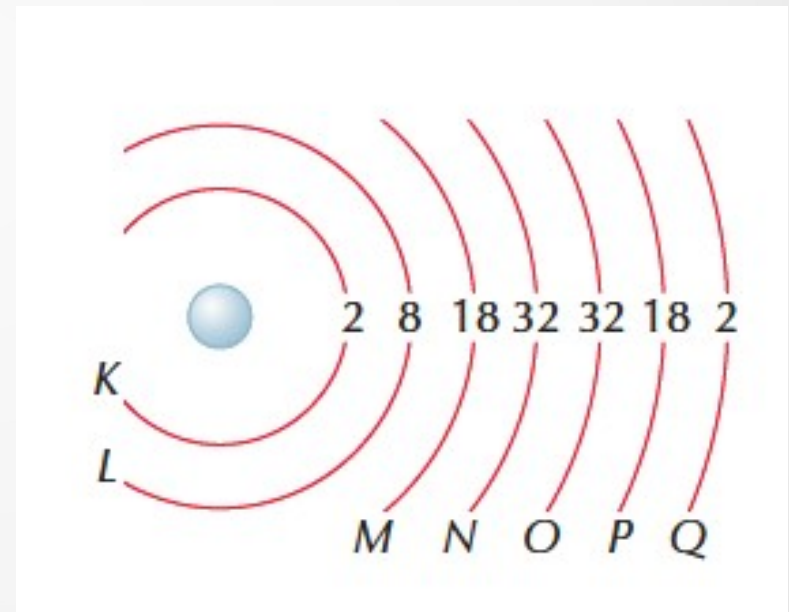
## Estudos posteriores...

sete camadas eletrônicas

quantidade fixa de energia

estados estacionários ou níveis de energia

Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2



A todo elétron em movimento está associada uma onda característica (princípio da dualidade ou de De Broglie).

Não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron, num mesmo instante (princípio da incerteza ou de Heisenberg).

Devido à dificuldade de se prever a posição exata de um elétron na eletrosfera, o cientista Erwin Schrödinger (1926) foi levado a calcular a região onde haveria maior probabilidade de se encontrar o elétron. Essa região do espaço foi denominada orbital.

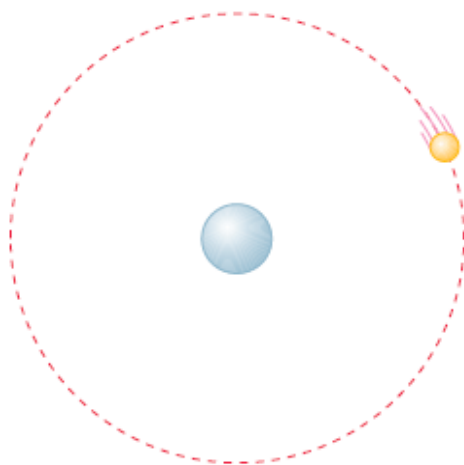
**Orbital** é a região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probabilidade de encontrar um determinado elétron.



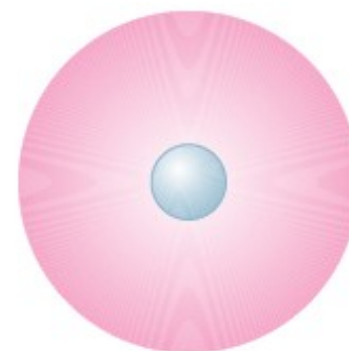
Quando um avião está com os motores parados, nós vemos as pás das hélices em posições fixas e bem definidas.



Quando os motores estão funcionando, vemos círculos dentro dos quais teremos, em qualquer posição, a probabilidade de “topar” com uma pá da hélice. Esses círculos podem ser chamados de “orbitais” das pás das hélices.



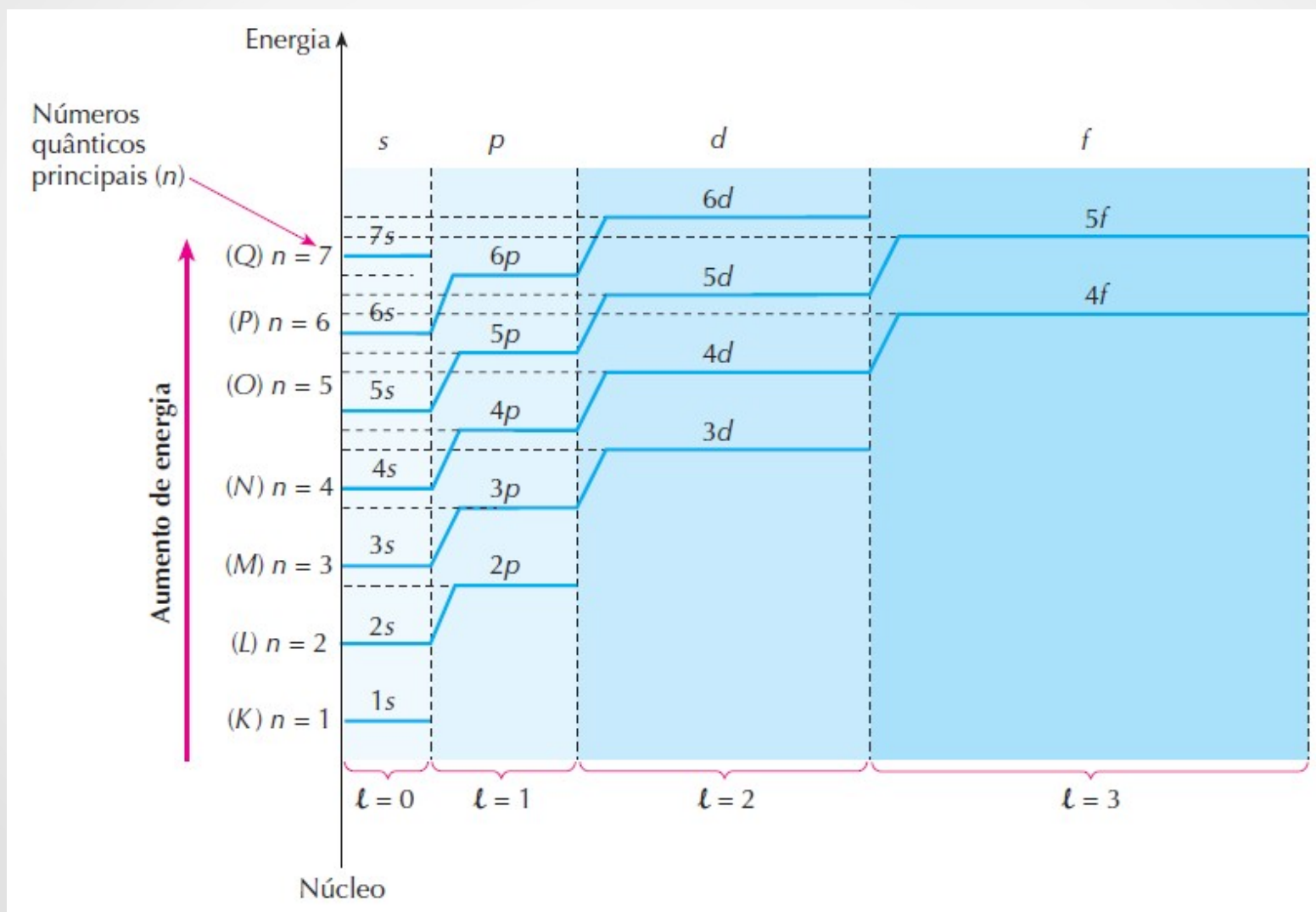
Segundo o modelo atômico de Rutherford-Bohr, o elétron seria uma pequena partícula girando em alta velocidade em uma órbita circular.



Segundo o modelo de orbitais, o elétron é uma partícula-onda que se desloca no espaço, mas estará com maior probabilidade dentro de uma esfera (orbital) concêntrica ao núcleo. Devido à sua velocidade, o elétron fica dentro do orbital, assemelhando-se a uma nuvem eletrônica.

## OS ESTADOS ENERGÉTICOS DOS ELÉTRONS

Os elétrons se dispõem ao redor do núcleo atômico, de acordo com o diagrama energético abaixo:



23/04/20 Revisando...

O foi visto até agora?

- 1- os elétrons orbitam ao redor do núcleo em órbitas estacionárias;
- 2 – o orbital é a região ao redor do núcleo onde existe a probabilidade de encontrar um elétron;
- 3- as órbitas eletrônicas dos átomos até agora conhecidos agrupam-se em 7 camadas eletrônicas (K-Q). Atualmente número quântico principal ( $n$ : 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7);
- 4- em cada camada os elétrons apresentam uma quantidade fixa de energia;
- 5- cada camada comporta um número máximo de elétrons;
- 6- os níveis de energia (camadas eletrônicas) são formados por subníveis de energia, no qual os elétrons se localizam de acordo com sua quantidade de energia. São identificados como número quântico secundário ou azimutal ( $\ell$ : 0, 1, 2, 3/s, p, d, f)

Sugestão de vídeos com experimento do teste de  
chamas

[https://www.youtube.com/watch?v=OMe\\_X-oh2mc](https://www.youtube.com/watch?v=OMe_X-oh2mc)

<https://www.youtube.com/watch?v=9dqFfE1RebA>

# OS ESTADOS ENERGÉTICOS DOS ELÉTRONS

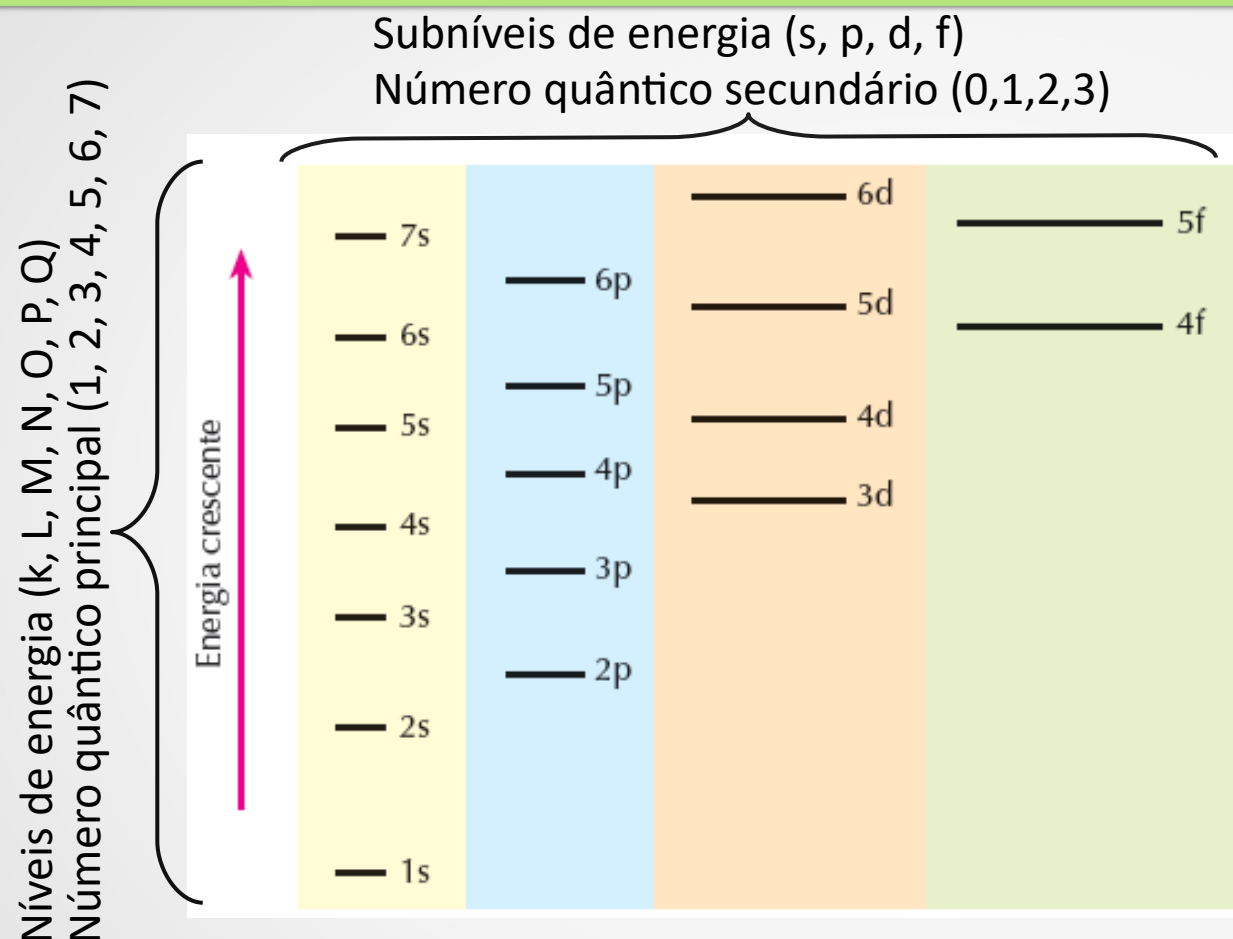


TABELA 2		Número máximo de elétrons acomodados pelos subníveis s, p, d, f
Subnível	Número máximo de elétrons	
s	2	
p	6	
d	10	
f	14	

- Simbologia: **1s** indica subnível **s** do primeiro nível, **2s** indica subnível **s** do segundo nível, **2p** indica subnível **p** do segundo nível.



## OS ESTADOS ENERGÉTICOS DOS ELÉTRONS

**Níveis energéticos:** correspondem às sete camadas (*K, L, M, N, O, P* e *Q*) do modelo de Rutherford-Bohr. Atualmente, eles são identificados pelo chamado número quântico principal ( $n$ ), que é um número inteiro, variando de 1 a 7.

**Subníveis energéticos:** subdivisões do níveis de energia onde cada subnível comporta um certo número máximo de elétrons. Ordenando os subníveis em ordem crescente de energia.



# A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

## Distribuição eletrônica em átomos neutros (ou configuração eletrônica)

Os elétrons tendem a distribuir-se nos subníveis de menor energia →  
**Estado Fundamental, mais estável.**

CAMADA	QUANTIDADE DE ELÉTRONS	NÍVEL	SUBNÍVEL	PREENCHIMENTO ELETRÔNICO
K	2	1	s	$1s^2$
L	8	2	s, p	$2s^2, 2p^6$
M	18	3	s, p, d	$3s^2, 3p^6, 3d^{10}$
N	32	4	s, p, d, f	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$
O	32	5	s, p, d, f	$5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 5f^{14}$
P	18	6	s, p, d	$6s^2, 6p^6, 6d^{10}$
Q	8	7	s, p	$7s^2, 7p^6$

Camadas eletrônicas, níveis e subníveis de energia com seus preenchimentos eletrônicos.

A distribuição dos elétrons em um átomo neutro pode ser feita pelo diagrama dos níveis energéticos, como já vimos.

## Distribuição eletrônica em átomos por níveis de energia

- distribuição dos 26 elétrons de um átomo de ferro ( $Z=26$ ).

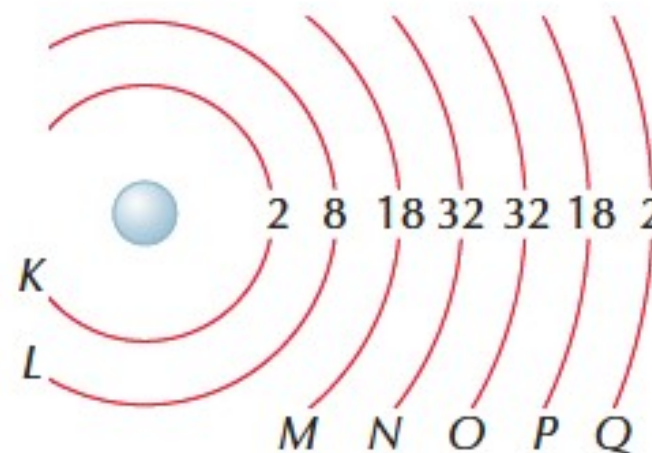
**K- 2; L - 8; M - 16**

- distribuição dos 30 elétrons do átomos de Zinco (Zn)

**K- 2; L-8; M- 18; N- 2**

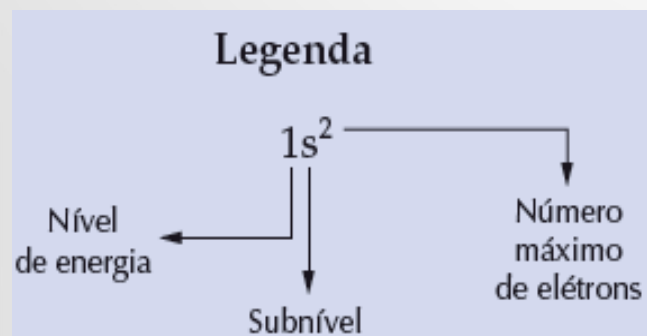
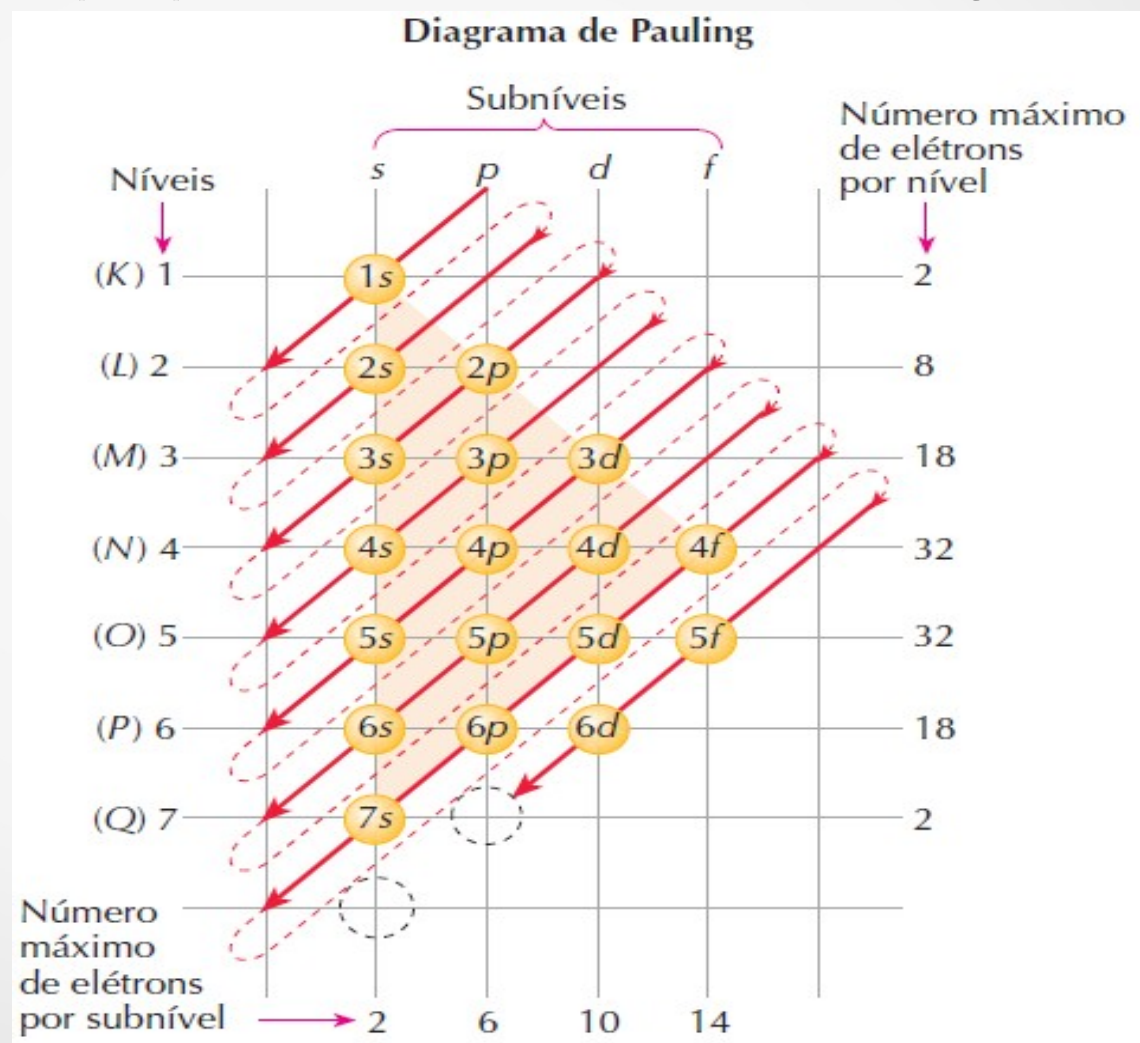
- distribuição dos 33 elétrons do átomo se Arsênio (As).

- **K- 2; L-8; M- 18; N- 3**



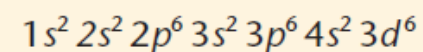
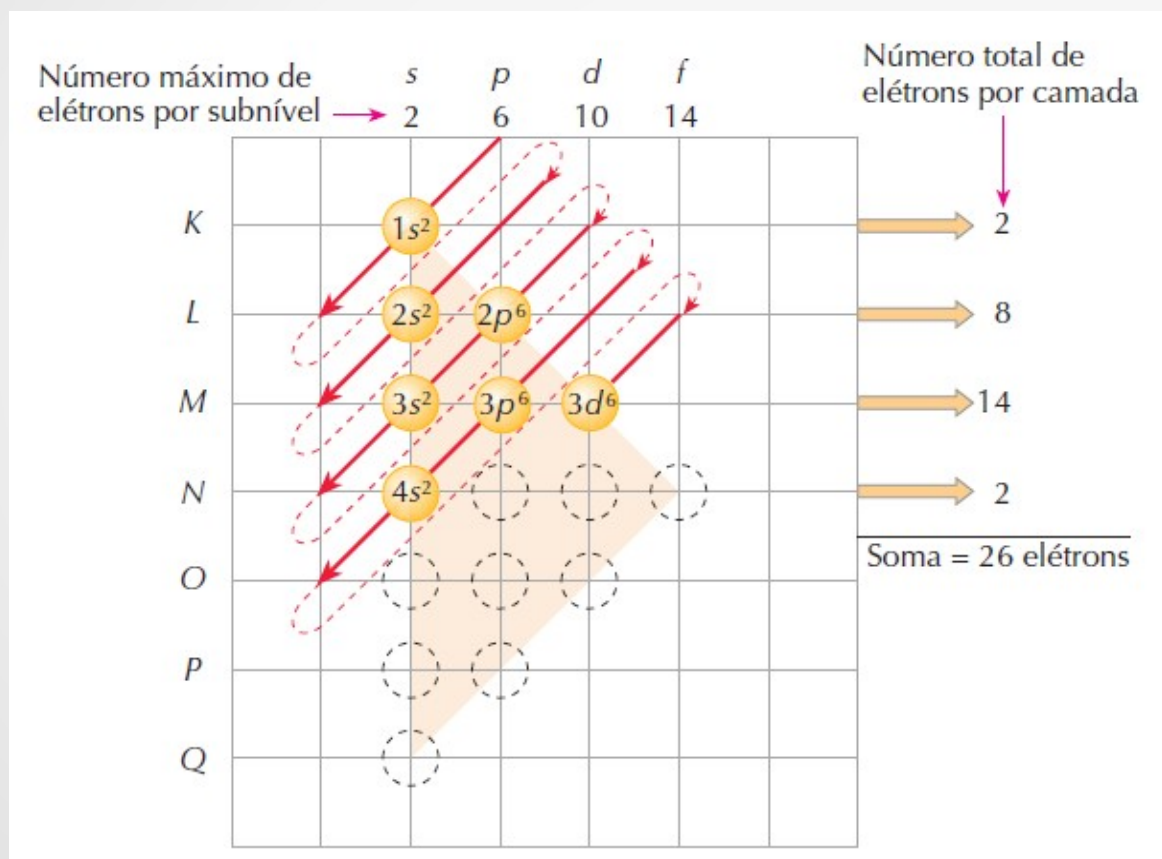
## Distribuição eletrônica em átomos neutros (ou configuração eletrônica)

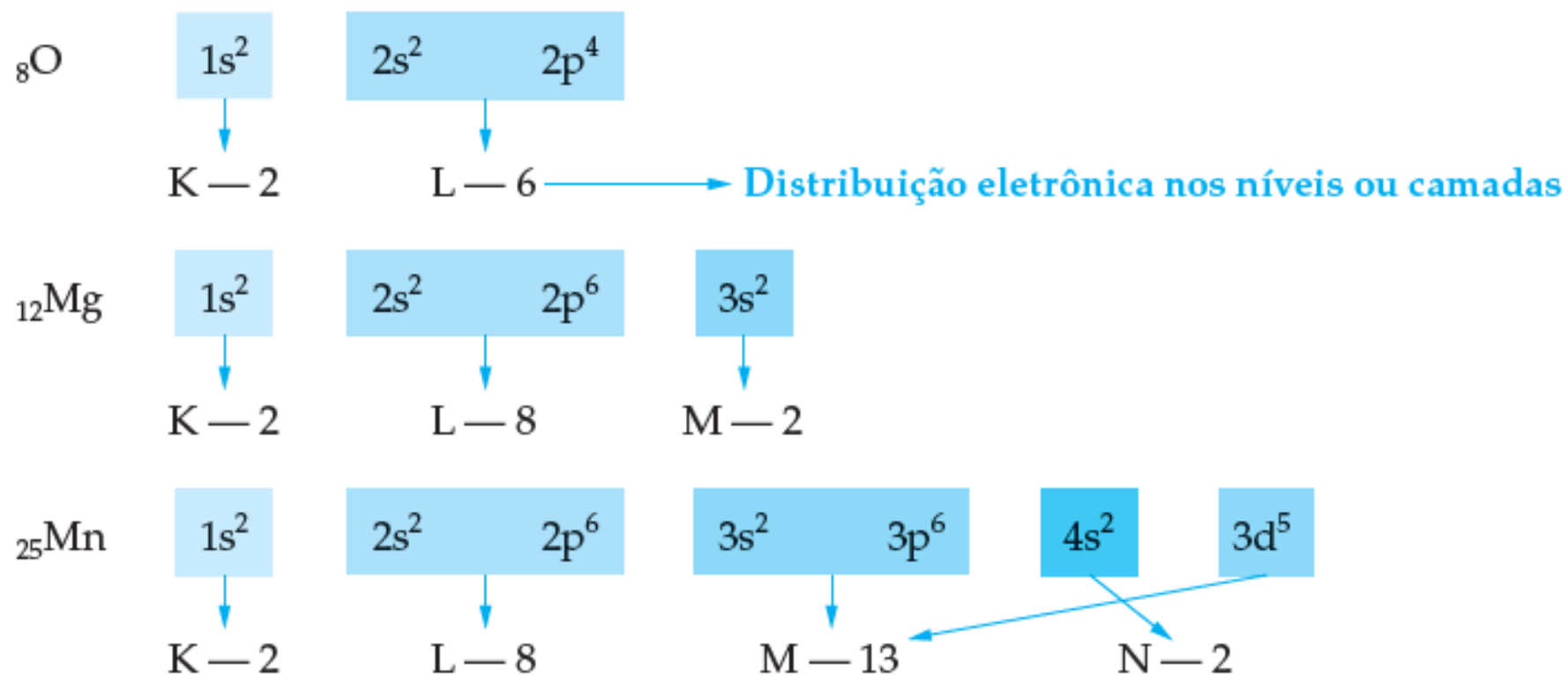
No entanto, o cientista Linus Pauling imaginou um diagrama que simplifica essa tarefa e que passou a ser conhecido como diagrama de Pauling:



## Distribuição eletrônica em átomos neutros (ou configuração eletrônica)

distribuição dos 26 elétrons de um átomo de ferro ( $Z = 26$ ). Aplicando o diagrama de Pauling





<https://www.tabelaperiodicacompleta.com/>

O símbolo [He] indica a configuração eletrônica de um átomo de hélio:  $1s^2$ . Assim, ao escrever que a configuração de um átomo de  ${}_3\text{Li}$  é [He]  $2s^1$ , estamos querendo dizer que se trata de  $1s^2 2s^1$ . Costuma-se chamar o símbolo [He] de **cerne de átomo de hélio**.

O símbolo [Ne] indica **cerne de átomo de neônio**, ou seja,  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

O símbolo [Ar] indica **cerne de átomo de argônio**, ou seja,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$

${}_{14}\text{Si}$	[Ne] $3s^2 3p^2$
${}_{15}\text{P}$	[Ne] $3s^2 3p^3$

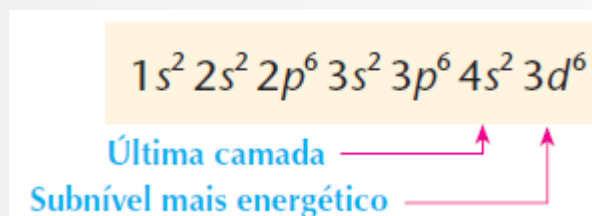
${}_{19}\text{K}$	[Ar] $4s^1$
${}_{20}\text{Ca}$	[Ar] $4s^2$



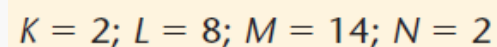
## Distribuição eletrônica nos íons

é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar num íon) serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, e não do subnível mais energético

Por exemplo, o átomo de ferro (número atômico = 26)

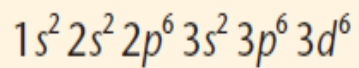


ou

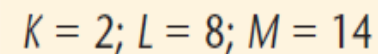


Última camada 

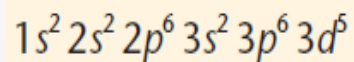
Agora o íon  $\text{Fe}^{2+}$ ,



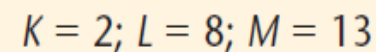
ou



Agora o íon  $\text{Fe}^{3+}$

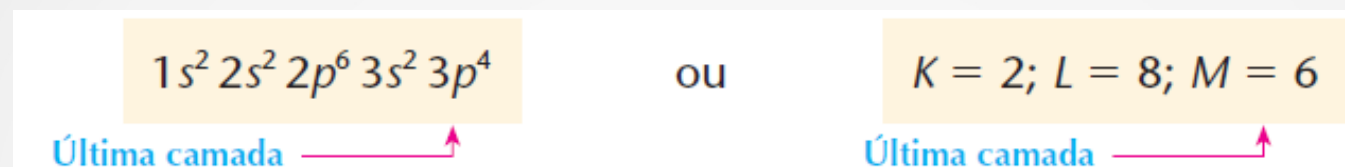


ou

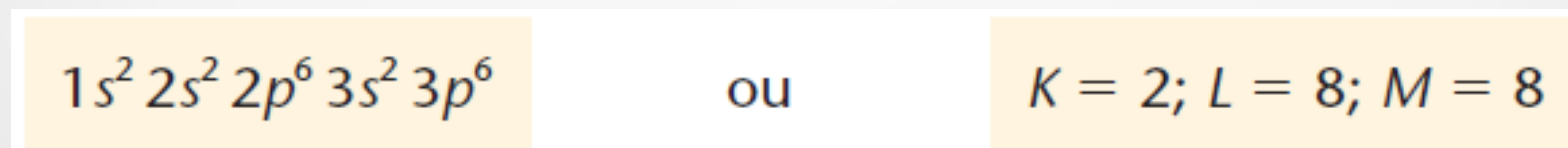


## Distribuição eletrônica nos íons

No caso de um íon negativo, digamos, por exemplo,  $S^{2-}$ . O enxofre (número atômico = 16) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Quando o átomo de enxofre ganha 2 elétrons e se transforma no íon  $S^{2-}$  este terá a seguinte distribuição eletrônica:



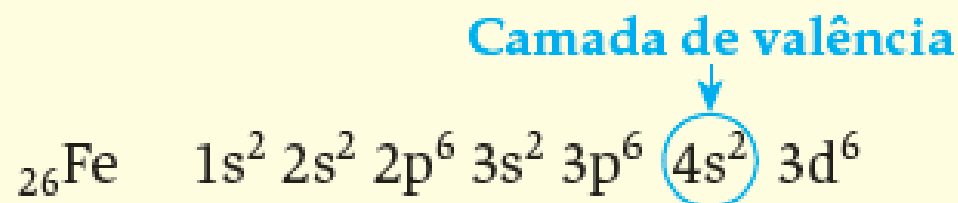


## Exercício Resolvido

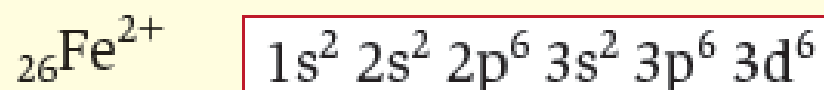
**28.** Escreva a configuração eletrônica do cátion bivalente obtido a partir do  $_{26}\text{Fe}$ .

### Resolução

Inicialmente, devemos distribuir 26 elétrons de acordo com o diagrama das diagonais. A seguir, retiramos 2 elétrons da camada de valência (mais externa).



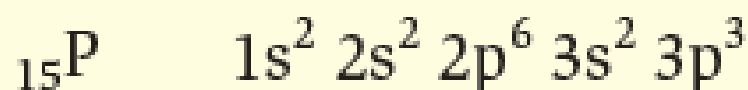
Retirando  
2 elétrons



## Exercício Resolvido

**29.** Escreva a distribuição eletrônica em camadas para  ${}_{15}\text{P}^{3-}$ .

### Resolução



Acrescentando  
3 elétrons

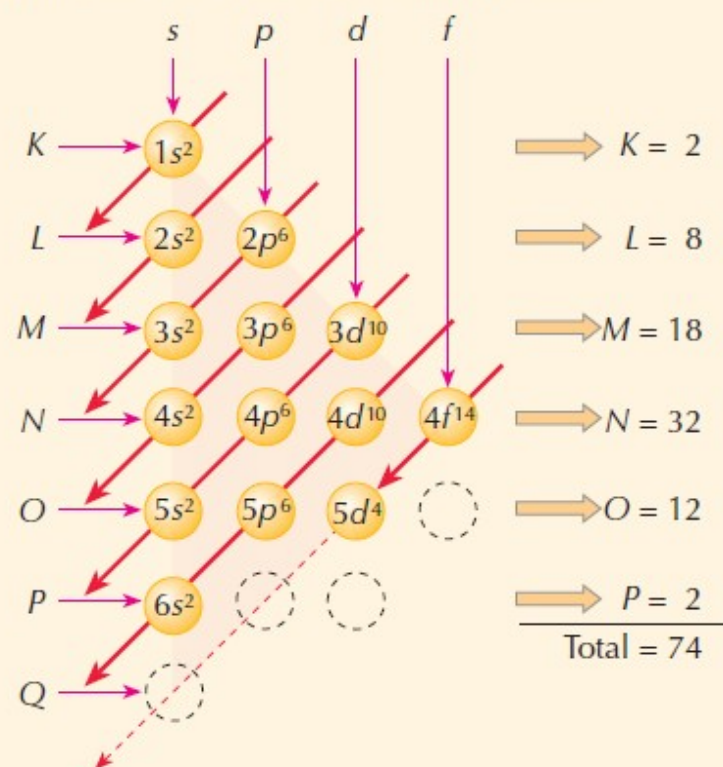


K-2	L-8	M-8
-----	-----	-----

Utilizando o diagrama de Pauling e considerando o elemento químico tungstênio (W), de número atômico igual a 74, responda às seguintes questões:

- a) Qual a distribuição eletrônica do átomo de tungstênio por camadas ou níveis energéticos?
- b) Qual a distribuição por subníveis energéticos?
- c) Quais os elétrons mais externos?
- d) Quais os elétrons com maior energia?

Seguindo o diagrama de Pauling, temos:



a) Distribuição eletrônica por camadas:  $K = 2$ ;  $L = 8$ ;  $M = 18$ ;  $N = 32$ ;  $O = 12$ ;  $P = 2$ .

b) Distribuição eletrônica por subníveis:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$ .

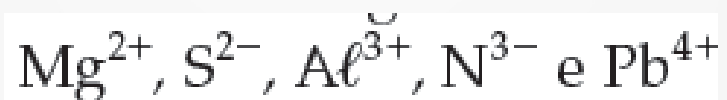
c) Elétrons mais externos, ou mais afastados, são os dois elétrons situados no subnível 6s, pois eles pertencem à última camada que recebeu elétrons, no caso, a camada P. A última camada recebe também o nome de camada ou nível de valência.

d) Elétrons de maior energia são os quatro elétrons do subnível 5d, que foi o último subnível a ser preenchido. De fato, você pode verificar, no diagrama de níveis energéticos dado na página 101 que o subnível 5d está acima do subnível 6s.

## Dúvidas sobre íons

Os **íons monovalentes**, isto é, que possuem apenas uma carga elétrica, são representados colocando-se um sinal de mais (1) ou de menos (2) no canto superior direito do símbolo. O sinal de mais indica um cátion e o de menos, um ânion.

Para representar os íons **bivalentes** ou **divalentes** (2 cargas), **trivalentes** (3 cargas) e **tetravalentes** (4 cargas) deve-se colocar um número que indica a quantidade de cargas antes do sinal de mais ou de menos. Assim temos, por exemplo,

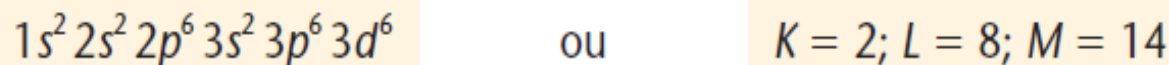


## 8.2. Distribuição eletrônica nos íons

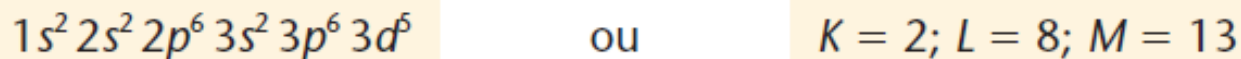
A distribuição eletrônica nos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto, é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar num íon) **serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, e não do subnível mais energético**. Assim, por exemplo, o átomo de ferro (número atômico = 26) tem a seguinte distribuição eletrônica:



Quando o átomo de ferro **perde 2 elétrons** e se transforma no íon  $\text{Fe}^{2+}$ , este terá a seguinte distribuição eletrônica:



Se perder 3 elétrons e se transformar no íon  $\text{Fe}^{3+}$



Enxofre **ganha 2 elétrons** e se transforma no íon  $\text{S}^{2-}$ ,

