

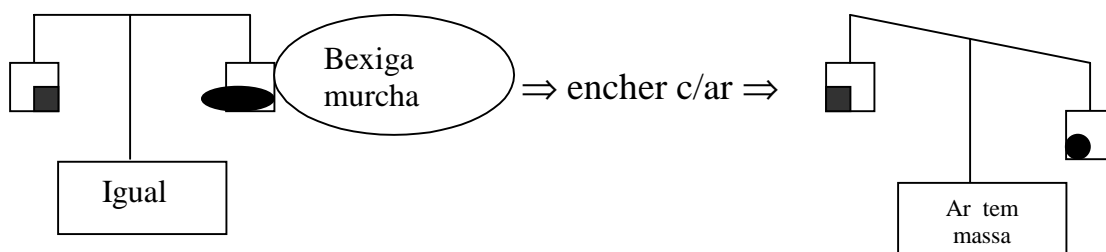
**Química Geral I - Prof. Barbieri**

**Capítulo I**

**I-a) Conceitos fundamentais**

Química: é a ciência que estuda os materiais, suas transformações químicas e as variações de energia que acompanham essas transformações.

Matéria: é tudo que tem massa e que ocupa lugar no espaço.



Corpo: é qualquer porção limitada de matéria.

Todo e qualquer tipo de matéria é formado por partículas minúsculas chamadas de átomos.

Átomo: é a menor parte da matéria capaz de caracterizar um elemento químico (de 10.000 a 100.000 maiores que seu núcleo).

Esse átomo é constituído de:

\*Núcleo  $\Rightarrow$  prótons (carga +)  
 $\Rightarrow$  nêutrons (sem carga)

\*eletrosfera  $\Rightarrow$  elétrons (carga -), distribuídos em 7 camadas ou níveis energéticos).

Esses níveis foram caracterizados através do modelo atômico de Rutherford –Bohr

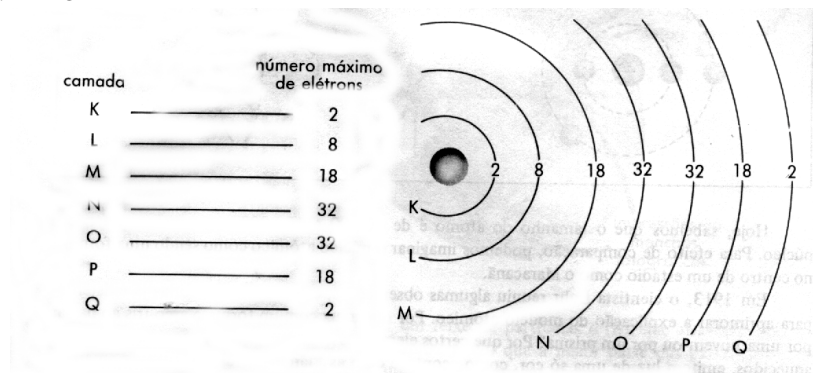


Figura 1 – Níveis de energia de um átomo.

Importante: a carga do próton tem a mesma intensidade que a carga do elétron. Portanto, como número de prótons = número de elétrons  $\Rightarrow$  o átomo é um sistema eletricamente nulo.

Numero atômico (Z): é numero de prótons existentes no núcleo de um átomo.

Admitindo então o elemento químico sódio (Na), como sabemos que a carga elétrica de um átomo normal é 0, então o numero de prótons = numero de elétrons e sabemos ainda que o átomo de (Na) tem numero atômico 11, isto implica que no núcleo desse átomo existem 11 prótons e 11 elétrons na eletrosfera.

Sua representação é feita da seguinte maneira: Numero atômico  $\Rightarrow {}_{11}\text{Na}$

Numero de massa (A): é a soma do numero de prótons (Z) e de nêutrons (N) existente num átomo.

$$A = Z + N \Rightarrow \text{numero de massa} \Rightarrow \text{Na}^{23}$$

Elemento químico: é o conjunto formado por átomos de mesmo número atômico.

Ex: tomando como exemplo o átomo de Na que possui 11 elétrons e 11 prótons e 12 nêutrons.

$$A = 11 + 12 = 23 \Rightarrow {}_{11}\text{Na}^{23} \Rightarrow N = A - Z = 23 - 11 = 12 \text{ nêutrons.}$$

Massa atômica: indica quantas vezes o átomo considerado é mais pesado que 1/12 do átomo de carbono (escolhido como padrão)

Ex: Na = 23 u.

Molécula: é a menor parte da matéria capaz de caracterizar uma substância química pura. É constituída de um ou mais elementos.

Ex : H<sub>2</sub>O: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> etc....

Isótopos: são átomos com mesmo numero de prótons e diferente número de massa.

Ex: <sup>1</sup><sub>1</sub>H hidrogênio <sup>2</sup><sub>1</sub>H deutério <sup>3</sup><sub>1</sub>H trítio ⇒ Z = 1

Isóbaros: são átomos de diferentes números de prótons, mas que possuem o mesmo numero de massa.

Ex: <sup>42</sup><sub>20</sub>Ca <sup>42</sup><sub>21</sub>Ca <sup>42</sup><sub>22</sub>Ca ⇒ Z = 20

Isótonos: são átomos de diferentes números de prótons e diferentes números de massa, porém com mesmo numero de nêutrons.

Ex: <sup>37</sup><sub>17</sub>Cl <sup>40</sup><sub>20</sub>Ca Z = 20

Massa molecular: é a soma de todas as massas atômicas dos átomos que constituem um elemento químico ou uma molécula e é expresso em g/mol.

Ex: elemento ⇒ Na = 23 u ⇒ massa molar = 23g/mol

Ex: substancia ⇒ NaCl ⇒ Na = 23 u e Cl = 35,5 u ⇒ massa molar = 23+35,5 = 58,5 g/mol.

Mol: origina-se do latim ⇒ monte e pilha

Por definição é quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares (partículas = átomos, moléculas, íons, elétrons entre outras partículas) quantos átomos existentes em um elemento químico.

$$n = \frac{m[g]}{M.M.[g/mol]}$$

Ex: 3,45g de Na ⇒ n = 3,45g / 23 g/mol = 0,15 mols

4,90 g d H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ⇒ n = 4,90g / 2+32+64 g/mol = 0,05 mols

Numero de Avogrado: é o numero de átomos (ou moléculas) existentes em um átomo-grama (ou molécula-grama) de qualquer elemento químico. Ligando então, o conceito de mol ao numero de Avogrado, podemos dizer:

1 mol  $\Rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  partículas.

1 mol de moléculas  $\Rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  moléculas  $\Rightarrow$  1 molécula-grama

1 mol de átomos  $\Rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  átomos  $\Rightarrow$  1 átomo-grama

1 mol de íons  $\Rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  íons  $\Rightarrow$  1 íons-grama

1 mol de elétrons  $\Rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  elétrons  $\Rightarrow$  1 elétrons-grama

Átomo-grama: é massa em gramas de um elemento químico cujo valor numérico coincide com sua massa atômica.

Molécula-grama: é a massa em grama de uma substancia química cujo valor numérico também coincide com sua massa molecular.

Íons: para se tornarem estáveis na configuração eletrônica, os átomos podem perder ou ganhar elétrons na ultima camada que se transformam em íons.  
sz

Ganham-se elétrons  $\Rightarrow$  anions (-)

Ex:  $\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{NO}_3^{-1}$  monovalentes

$\text{CrO}_4^{-2}$ ,  $\text{CO}_3^{-2}$  bivalentes

$\text{PO}_4^{-3}$  trivalente

Perdem-se elétrons  $\Rightarrow$  cátions (+)

Ex:  $\text{Na}^{+1}$  monovalente

$\text{Cu}^{+2}$  bivalente

$\text{Al}^{+3}$  trivalente

Volume molar: é o volume ocupado por um mol de gás. Nas CNTP por convenção  $t = 1 \text{ atm}$ ,  $T = (0^0) 273\text{K}$  e o volume molar é 22,4 L.

Resolução de exercícios do livro de química Tassinari pg:4

## I-b) Estados energéticos dos elétrons

### Diagrama energéticos:

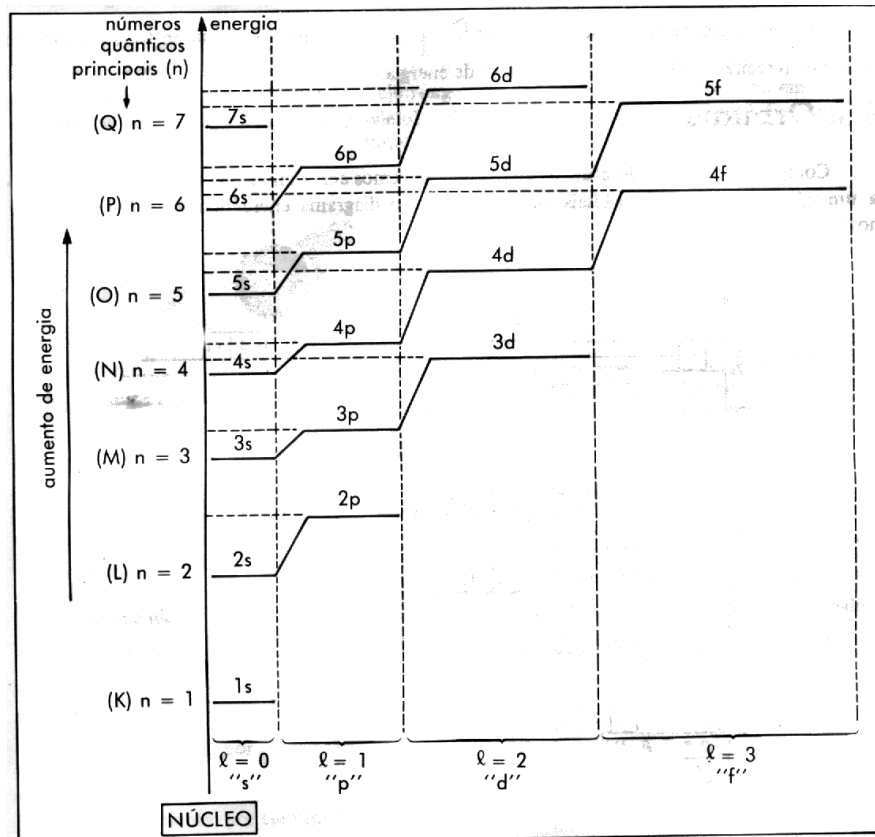


Foto 2 – Diagramados estados energéticos dos elétrons.

Níveis energéticos: são as sete camadas (K,L,M,N,O,P,Q do modelo de Rutherford) que aparecem no diagrama e onde os elétrons tem um conteúdo de energia crescente. Atualmente, esses níveis são identificados pelo chamado número quântico principal (n) que é um numero inteiro (varia de 1 a 7).

Subníveis energéticos: São os degraus de cada escada existente no diagrama anterior. De cada degrau para o seguinte há, também, um aumento no conteúdo de energia dos elétrons. Esses subníveis são identificados pelo chamado numero quântico secundário ou azimutal (l) que assume valores de 0,1,2,3 que são designados pelas letras s, p, d, e f respectivamente.

Orbitais: é a região do espaço onde é máxima a probabilidade de se encontrar um determinado elétron. Nesse diagrama, cada orbital e representado simbolicamente por um quadradinho. Através que os subníveis

s,p,d,f contêm sucessivamente 1,2,5,7 orbitais . Essas orbitais nessas condições são identificados pelo chamado número quântico magnético (m) e são exemplificados como:

-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
----	----	----	---	----	----	----

Spins: cálculos matemáticos provaram que um orbital comporta, no máximo, dois elétrons. Os elétrons podem girar no mesmo sentido ou em sentidos opostos criando campos magnéticos que repelem ou atraem. Essa rotação é chamada de número quântico spin (s) cujos valores são  $-1/2$  e  $+1/2$ .



Spin (-)  $s = -1/2$



Spin (+)  $s = +1/2$

Diagrama de Pauling: para contornar algumas dificuldades ainda não muito bem explicadas sobre a disposição dos elétrons nas orbitais, o cientista Linus Pauling imaginou um diagrama que passou a ser conhecido como diagrama de Pauling

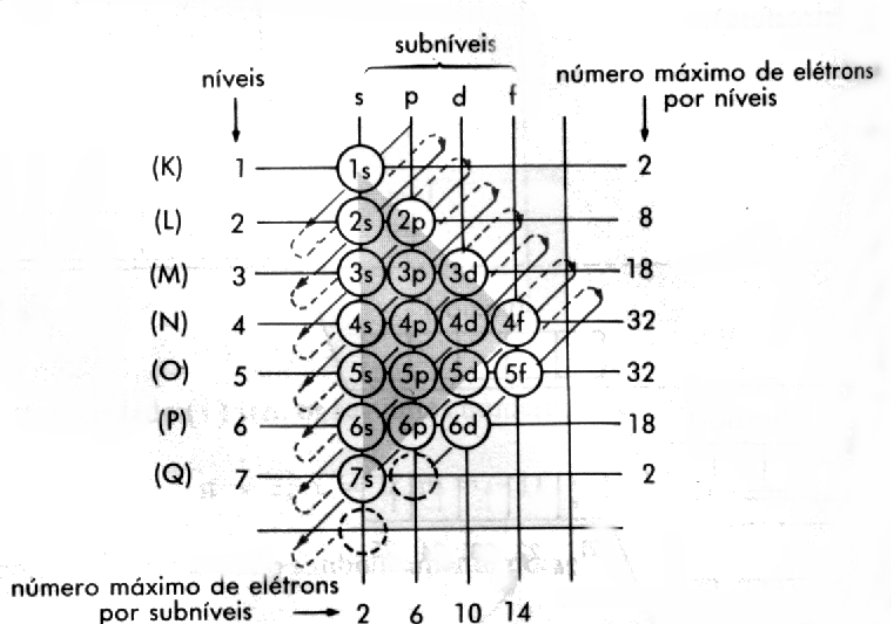


Figura 3 – Diagrama de Pauling.

Ex: utilizando-se o diagrama de Pauling e considerando o elemento químico W tem numero atômico 74, identifique os quatro números quânticos desse elemento. figura da pg 39.

Resolução de exercícios