

Aluno(a):

Nº

Ano/Série: 1SM

Professor(a): Anderson Rommel

Data: 03/04/2020

Nota:

ATIVIDADE DE QUÍMICA

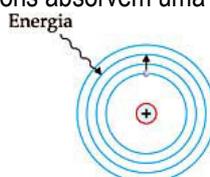
Conteúdo:

- Modelo Atômico de Niels Bohr
- Distribuição Eletrônica
- Números Quânticos

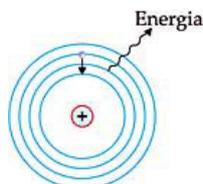
Modelo Atômico Rutherford-Bohr

O modelo proposto por Rutherford foi aperfeiçoado por Bohr. Baseando-se nos estudos feitos em relação ao *espectro* do átomo de hidrogênio e na teoria proposta por Planck em 1900 (Teoria Quântica), segundo a qual a energia não é emitida em forma contínua, mas em "pacotes", denominados *quanta* de energia. Foram propostos os seguintes postulados:

1. Na eletrosfera, os elétrons descrevem sempre órbitas circulares ao redor do núcleo, chamadas de camadas ou níveis de energia.
2. Cada camada ocupada por um elétron possui um valor determinado de energia (estado estacionário).
3. Os elétrons só podem ocupar os níveis que tenham uma determinada quantidade de energia, não sendo possível ocupar estados intermediários.
4. Ao saltar de um nível para outro mais externo, os elétrons absorvem uma quantidade definida de energia (*quantum* de energia).



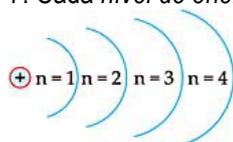
5. Ao retornar ao nível mais interno, o elétron *emite* um *quantum* de energia (igual ao absorvido em intensidade), na forma de luz de cor definida ou outra radiação eletromagnética (fóton).



6. Cada órbita é denominada de estado estacionário e pode ser designada por letras K, L, M, N, O, P, Q. As camadas podem apresentar:

- K = 2 elétrons
- L = 8 elétrons
- M = 18 elétrons
- N = 32 elétrons
- O = 32 elétrons
- P = 18 elétrons
- Q = 8 elétrons

7. Cada *nível de energia* é caracterizado por um número quântico (n), que pode assumir valores inteiros: 1, 2, 3, etc.



Modelo Atômico Atual (Niels Böhr)

A teoria de Bohr explicava muito bem o que ocorria com o átomo de hidrogênio, mas apresentou-se inadequada para esclarecer os espectros atômicos de outros átomos com dois ou mais elétrons.

Até 1900 tinha-se a idéia de que a luz possuía caráter de onda. A partir dos trabalhos realizados por Planck e Einstein, este último propôs que a luz seria formada por partículas-onda, ou seja, segundo a mecânica quântica, as ondas eletromagnéticas podem mostrar algumas das propriedades características de partículas e vice-versa. A natureza dualística onda-partícula passou a ser aceita universalmente.

Em 1924, Louis de Broglie sugeriu que os elétrons, até então considerados partículas típicas, possuiriam propriedades semelhantes às ondas.

A todo elétron em movimento está associada uma onda característica (Princípio da Dualidade)

Ora, se um elétron se comporta como onda, como é possível especificar a posição de uma onda em um dado instante? Podemos determinar seu comprimento de onda, sua energia, e mesmo a sua amplitude, porém não há possibilidade de dizer exatamente onde está o elétron.

Além disso, considerando-se o elétron uma partícula, esta é tão pequena que, se tentássemos determinar sua posição e velocidade num determinado instante, os próprios instrumentos de medição iriam alterar essas determinações. Assim, Heisenberg enunciou o chamado Princípio da Incerteza:

Não é possível determinar a velocidade e a posição de um elétron, simultaneamente, num mesmo instante.

Em 1926, Erwin Schrödinger, devido à impossibilidade de calcular a posição exata de um elétron na eletrosfera, desenvolveu uma equação de ondas (equação muito complexa, envolvendo cálculo avançado, e não tentaremos desenvolvê-la aqui), que permitia determinar a probabilidade de encontrarmos o elétron numa dada região do espaço.

Assim, temos que a região do espaço onde é máxima a probabilidade de encontrarmos o elétron é chamada de **orbital**.

1. Números Quânticos

Schrödinger propôs que cada elétron em um átomo tem um conjunto de quatro números quânticos que determinam sua energia e o formato da sua nuvem eletrônica, dos quais discutiremos dois:

A. Número Quântico Principal (n)

O número quântico principal está associado à energia de um elétron e indica em qual nível de energia está o elétron. Quando n aumenta, a energia do elétron aumenta e, na média, ele se afasta do núcleo. O número quântico principal (n) assume valores inteiros, começando por 1.

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$$

K L M N O P Q

B. Número Quântico Secundário (ℓ)

Cada nível energético é constituído de um ou mais subníveis, os quais são representados pelo número quântico secundário, que está associado ao formato geral da nuvem eletrônica.

Como os números quânticos n e ℓ estão relacionados, os valores do número quântico ℓ serão números inteiros começando por 0 (zero) e indo até um máximo de (n - 1).

$$\ell = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Para os átomos conhecidos, teremos:

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

s, p, d, f (tipo de subnível)

O número máximo de elétrons em cada subnível é:

Subnível	s	p	d	f
Nº máximo de elétrons	2	6	10	14

C. Número Quântico magnético (m)

Identifica o orbital em que o elétron se encontra, uma vez que cada subnível é composto por vários orbitais (apenas o subnível s possui apenas 1 orbital).

Seus valores variam de $-\ell$ a $+\ell$, inclusive zero. Veja:

Subnível s: 0

Subnível p: -1 0 1

Subnível d: -2 -1 0 1 2

Subnível f: -3 -2 -1 0 1 2

D. Número Quântico spin (s)

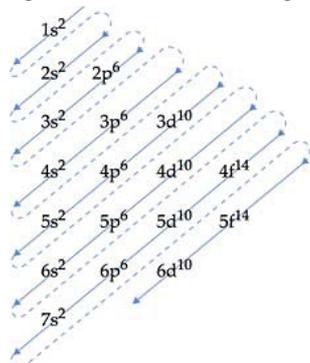
Indica a orientação do elétron ao redor do seu próprio eixo. Como existem apenas dois sentidos possíveis, este número quântico assume apenas os valores $-1/2$ e $+1/2$, indicando a probabilidade dos 50% do elétron estar girando em um sentido ou no outro.

A distribuição Eletrônica

Nos descreve o arranjo dos elétrons em um átomo, fornecendo o número de elétrons em cada nível principal e subnível. Os elétrons preenchem os subníveis em ordem crescente de energia. Um subnível deve estar totalmente preenchido para depois iniciarmos o preenchimento do subnível seguinte.

O cientista Linus Pauling formulou um diagrama que possibilita distribuir os elétrons em ordem crescente de energia dos níveis e subníveis.

Diagrama de Linus Pauling



Exercício

1. Um átomo X de número de massa igual a 63 e número de nêutrons igual a 36, éisótono de um átomo Y, de número de massa 64 e isóbaro de um átomo Z que possui 34nêutrons. Em relação a esses átomos, é correto afirmar que as configurações de X^{+2} , Y^{+2} e Z^{+2} são, respectivamente,

- a) $[Ar] 4s^1 3d^8$; $[Ar] 4s^2 3d^5$ e $[Ar] 4s^2 3d^6$
- b) $[Ar] 4s^2 3d^5$; $[Ar] 4s^2 3d^6$ e $[Ar] 4s^2 3d^7$
- c) $[Ar] 3d^5 4s^2$; $[Ar] 3d^6 4s^2$ e $[Ar] 3d^9 4s^0$
- d) $[Ar] 3d^7$; $[Ar] 3d^8$ e $[Ar] 3d^9$
- e) $[Ar] 4s^2 3d^5$; $[Ar] 4s^2 3d^6$ e $[Ar] 4s^1 3d^8$

2. Os fogos de artifício utilizam sais de diferentes metais adicionados à pólvora e, quando explodem, produzem cores variadas.

Sais de	Coloração
Bário	Verde
Césio	Azul claro
Potássio	Violeta
Sódio	Amarelo
Cálcio	Vermelho

As diversas cores são produzidas quando os elétrons dos íons metálicos retornam para níveis de menor energia, emitindo radiações coloridas. Esse fenômeno pode ser explicado pela Teoria Atômica proposta por:

- a) Thomson
- b) Dalton
- c) Bohr
- d) Lavoisier
- e) Rutherford

3. O íon Fe^{+2} , que faz parte da molécula de hemoglobina e integra o sistema de transporte de oxigênio no interior do corpo, possui 24 elétrons e número de massa igual a 56. O número atômico e o número de nêutrons desse íon correspondem, respectivamente, a:

- a) $Z = 26$ e $n = 30$.
- b) $Z = 24$ e $n = 30$.
- c) $Z = 24$ e $n = 32$.
- d) $Z = 30$ e $n = 24$.
- e) $Z = 26$ e $n = 32$.

4. A luz amarela das lâmpadas de vapor de sódio usadas na iluminação pública é emitida pelo decaimento da energia de elétrons excitados no átomo de sódio. No estado fundamental, certo elétron deste elemento se encontra no segundo nível de energia, num orbital p.

Os valores dos números quânticos que podem caracterizar esse elétron são:

- a) $n = 2; l = 1; m = 2; s = -1/2$
- b) $n = 2; l = 2; m = -2; s = -1/2$
- c) $n = 2; l = 1; m = -1; s = +1/2$
- d) $n = 2; l = 0; m = 0; s = +1/2$
- e) $n = 2; l = 2; m = -1; s = +1/2$

5. O reagente sólido na bolsa 1 apresenta um cátion metálico oriundo de um átomo que perdeu dois elétrons. Sobre o elétron diferenciado (último elétron a ser distribuído) desse átomo, no estado fundamental (eletricamente neutro), têm-se, como números quânticos principal, secundário (azimutal) e magnético, respectivamente, os seguintes valores:

- a) $n = 4; l = 0$ e $m = 0$
- b) $n = 3; l = 0$ e $m = +1$
- c) $n = 4; l = +1$ e $m = 0$
- d) $n = 3; l = +1$ e $m = -2$
- e) $n = 3; l = +2$ e $m = +3$