

# Modelos Atômicos

## 1 TEORIA FILOSÓFICA

Desde a Grécia Antiga, já havia uma curiosidade sobre a constituição da matéria. Em 450 a.C., os filósofos Demócrito e Leucipo acreditavam que qualquer material era formado por um conjunto de minúsculas partículas indivisíveis, indestrutíveis e eternas, as quais eles chamaram de átomos. Para esses filósofos, toda matéria seria formada por átomos e estes seriam iguais, tendo apenas formas, massa e, conseqüentemente, tamanhos diferentes. Eles não representam o primeiro atômico, pois não houve experimento científico por trás desta pro-posta, ou seja, tudo foi uma intuição. O correto é falar em ideias primitivas. Posteriormente, em 350 a.C., Aristóteles propôs que a matéria era constituída por quatro elementos: terra, fogo, ar e água.

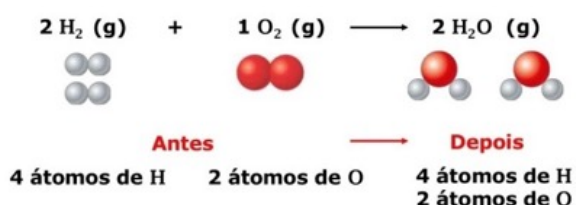
## 2 DALTON-1808

### A) Fundamentação

No final do século XVII e início do século XVIII, cientistas como Boyle, Charles e Avogadro formularam leis matemáticas que traduzem o comportamento molecular das substâncias no estado gasoso. Além disso, Dalton também se baseou nas três Leis Ponderais:

#### Lei da Conservação da Massa (Lavoisier-1785)

Um fenômeno químico, a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos, ou na natureza, nada se cria e nada se perde, tudo se transforma.



**Atenção!**

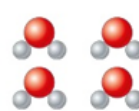
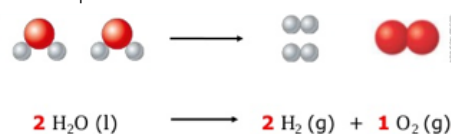
- Essa lei é válida/aplicada para qualquer reação química, independente do sistema estiver aberto ou fechado. É claro que para comprovar/demonstrar a lei, se um dos reagentes ou produtos for um gás, deve-se realizar o experimento em sistema fechado.

- Esta lei não é válida para as reações nucleares, pois parte da matéria se converte em energia, sendo assim, não há conservação da massa.

#### Lei das Proporções Fixas e Definidas (Proust-1797)

Quando os elementos químicos, sob a forma de substâncias, se combinam para formar uma nova substância, eles sempre fazem em uma proporção fixa, constante e definida, ou uma mesma substância composta, possui sempre a mesma composição, qualitativa e quantitativa, independentemente do seu histórico.

Exemplo a:



A proporção se mantém constante mesmo que as quantidades de reagentes e produtos sejam alteradas.

Exemplo b:

água	hidrogênio	oxigênio
9 g	1 g	8 g
18 g	2 g	16 g
27 g	3 g	24 g
100 g	11,11 g	88,89 g

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{1 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{24 \text{ g}} = \frac{11,11 \text{ g}}{88,89 \text{ g}}$$

No exemplo anterior, observe que mesmo alterando as massas de água, ao ser decomposta, ela tem a mesma composição qualitativa e quantitativa.

#### Lei das Proporções Múltiplas (Dalton-1803)

Quando substâncias diferentes são formadas pelos mesmos elementos químicos, ao fixar a massa de um deles, haverá uma proporção envolvendo números inteiros entre as massas do outro elemento.

hidrogênio	+	oxigênio	→	água
2 g		16 g		18 g
hidrogênio	+	oxigênio	→	
2 g		32 g		34 g

Observe que as substâncias são diferentes e são formadas pelos mesmos elementos. Quando a massa do hidrogênio é fixada, pode-se calcular a proporção entre as massas do oxigênio, e verificaremos que os números envolvidos na proporção são inteiros:

16 g : 32 g - Proporção 1:2

### B) Postulados

- Toda a matéria é constituída por átomos.
- O átomo é uma esfera neutra, maciça e indivisível.
- Átomos de um mesmo elemento são idênticos e apresentam a mesma massa.
- Átomos de elementos diferentes possuem massas distintas.
- Átomos de um dado elemento químico não se convertem em átomos de outro elemento.
- Toda reação química ocorre a partir de um rearranjo atômico, ou seja, os átomos não são destruídos e nem criados.

### C) Representação



"Bola de bilhar"

### D) Crítica

Como para Dalton o átomo era neutro, ou seja, não existiam cargas positivas e nem negativas, ele não consegue explicar nenhum fenômeno elétrico da matéria: funcionamento de uma pilha, eletrólise, condutividade elétrica de algumas soluções, enferrujamento de um prego (reações de oxirredução) e a formação de ligações químicas.

## 3 J.J THOMSON- 1898

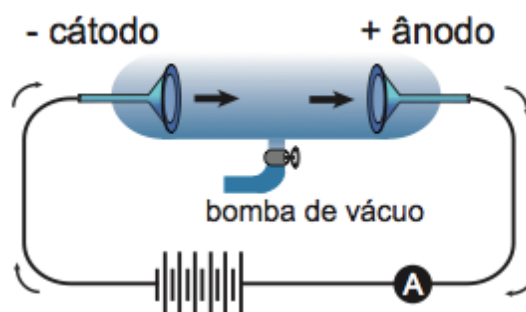
### A) Fundamentação

Uma série de investigações e experimentos acompanharam a ciência principalmente por volta de 1850. As atividades mostraram claramente que os átomos possuem partículas subatômicas. Tales de Mileto (VI a.C.) já havia demonstrado que um bastão de resina em âmbar atritado contra um tecido ou pelo animal passa a atrair objetos leves. Havia consentimento entre os estudiosos que existia a natureza elétrica da matéria.

Em 1854, Heinrich Geisler desenvolveu um tubo de descarga constituído de um vidro largo, fechado e com eletrodos circulares em suas extremidades. A produção de uma descarga elétrica no gás submetido à baixa pressão promovia o aparecimento de um feixe luminoso.

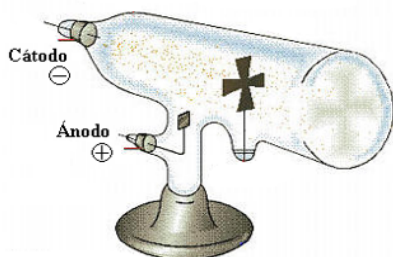
Em 1875, William Crookes aprimorou o método e inseriu gases rarefeitos em ampolas de vidro e submeteu-os à uma descarga elevada. Em consequência disso, observou que apareceram emissões, denominadas por ele de Tubo de Raios Catódicos.

Os tubos de raios catódicos deram base para que muitos cientistas estudassem as propriedades da eletricidade. Um tubo de raios catódicos simples é um tubo de vidro em que foi feito vácuo, tendo em cada extremidade eletrodos de metal, um negativo (cátodo) e um positivo (ânodo).

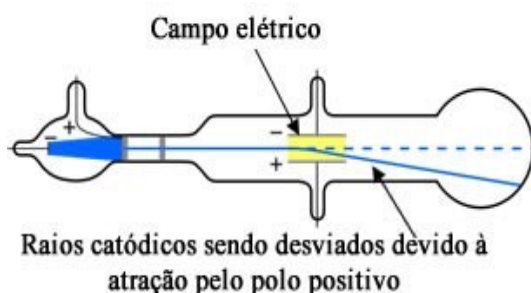


Para estudar as características dos raios catódicos, Thomson realiza alguns experimentos com a ampola de Crookes;

1. Ao inserir um moinho de alumínio na trajetória do feixe luminescente, ele começava a girar. Isso significa que os raios catódicos conseguiram exercer uma força sobre ele, ou seja, eles possuem massa (natureza corpuscular).
2. Quando o anodo é trocado de posição e um anteparo é colocado no seu lugar, observa-se a formação da sombra do anteparo do outro lado do tubo. Isso significa que a trajetória dos raios catódicos é retilínea e independe da posição do anodo. Veja:



3. Sob à ação de um campo elétrico ou magnético, os raios catódicos são desviados em direção à placa positiva. Conclui-se, portanto, que eles são dotados de carga negativa. Veja:



Thomson repetiu os experimentos anteriores trocando-se o gás residual da ampola. Ele observou sempre as mesmas coisas. Isso indica que os raios catódicos que estavam saindo dos átomos dos gases eram todos iguais, inclusive o ângulo de desvio em direção à placa positiva era sempre o mesmo. Esses raios foram chamados de elétrons.

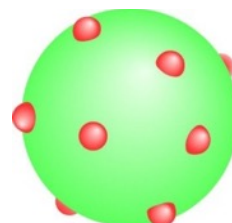
### Atenção!

- Thomson determinou a razão da carga pela massa do elétron ( $e/m = 1,75 \times 10^{11} \text{ c/Kg}$ ), ele não determinou a carga e nem massa do elétron. Somente em 1908, Millikan, a partir do experimento da gota de óleo, calculou a carga do elétron ( $e = - 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ ).

### B) Postulados

- Todo átomo é eletricamente neutro.
- O átomo é uma esfera maciça com distribuição homogênea de massa e cargas positivas e negativas.

### C) Representação



"Pudim de Passas"

### D) Crítica

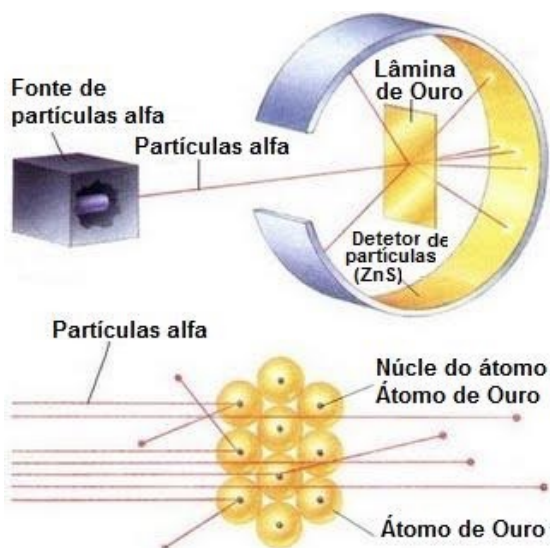
O átomo pudim de passas era muito estável para explicar os fenômenos radioativos (instabilidade) que a ciência começava a estudar na época, por exemplo, em 1896, a cientista polonesa Marie Curie descobre o rádio e o polônio e no mesmo ano a radiação gama foi descoberta.



## 4 ERNEST RUTHERFORD- 1911

### A) Fundamentação

Bombardeamento de uma fina folha de ouro (Au) com partículas positivas alfa ( $\alpha$ )



Rutherford observou que a maioria das partículas  $\alpha$  conseguiu atravessar a folha de ouro sem sofrer desvios. Uma quantidade menor atravessou e sofreu desvios e uma minoria de partículas  $\alpha$  não atravessou e foi ricocheteada.

De acordo com o modelo que vigorava até então (Thomson- pudim de passas) era de se esperar que todas as partículas atravessariam a lâmina de ouro, admitindo-se pequenos desvios, pois no modelo pudim de passas havia distribuição homogênea das cargas, sendo impossível haver uma repulsão tão grande ao ponto de ricochetear as partículas alfa.

Sendo assim, Rutherford propõe que o átomo era constituído por um imenso "espaço vazio" e uma outra região que concentraria as cargas positivas.

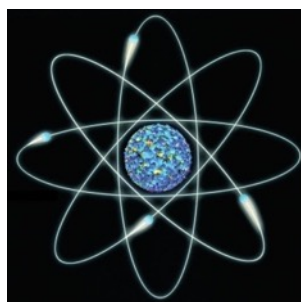
### B) Postulados

Todo átomo é constituído por um núcleo e eletrosfera.

O núcleo é uma região pequena, central e densa que concentra a massa e carga positiva do átomo.

Na eletrosfera, os elétrons descrevem órbitas circulares ao redor do núcleo.

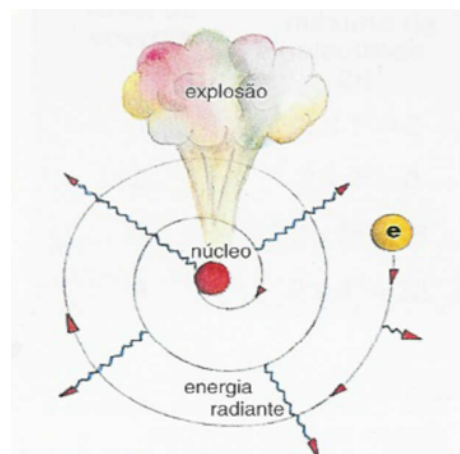
### C) Representação



"Sistema Planetário"

### D) Crítica

Pela física clássica, o elétron perderia energia continuamente e se chocaria com o núcleo, ocorrendo, portanto, uma autodestruição atômica.



## 5 NIELS BOHR- 1913

### A) Fundamentação

O começo do século 20 foi marcado pela intensificação das pesquisas com a Teoria Quântica. Os trabalhos de Max Planck com o aquecimento de sólidos levaram a observação de que estes emitiam radiação eletromagnética (como o brilho opaco e vermelho de um aquecedor elétrico). Para a física clássica, qualquer tipo de matéria pode emitir qualquer quantidade de radiação. Planck propôs, então, que átomos e moléculas podiam emitir ou absorver energia apenas em quantidades discretas, ou seja, em pacotes bem definidos. A este pacote ele deu o nome de *Quantum* e definiu como a menor quantidade de energia que pode ser emitida ou absorvida na forma de radiação eletromagnética.

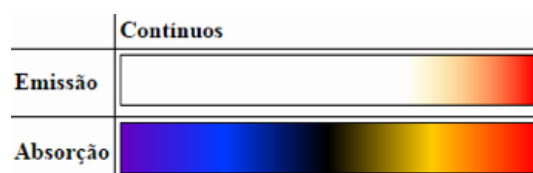


**i.QUÍMICA**

Em 1905, Einstein utilizou da idéia de *Quantum* de Plank e aplicou-a no Efeito Fotoelétrico da Física, até então um mistério. O efeito fotoelétrico é um fenômeno em que elétrons são expelidos da superfície de certos metais expostos a uma luz de determinada frequência mínima. Os físicos observavam que, abaixo da frequência mínima os elétrons não eram expelidos por mais intensa que a luz fosse. Mas Einstein propôs uma nova visão para o feixe de luz: sugeriu que ele fosse um feixe de partículas (fótons) e não ondas como na teoria ondulatória da luz. Se a frequência dos fótons - ou partículas de luz - tiver a mesma energia que a energia que "segura" os elétrons na chapa metálica, então essa luz é capaz de arrancar os elétrons dessa chapa.

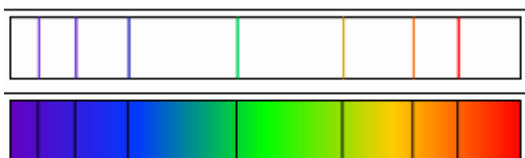
Os trabalhos de Einstein oportunizaram o aprofundamento dos estudos dos Espectros de Emissão dos Átomos. No século XVII, Newton havia mostrado a decomposição da luz solar e que estas, quando combinadas, produzem a luz branca. Os espectros de emissão são espectros contínuos ou espectros de linhas da radiação emitida pelas substâncias.

O espectro de emissão do Sol, por exemplo, é um espectro contínuo em que todos os comprimentos de onda estão representados nos espectros.



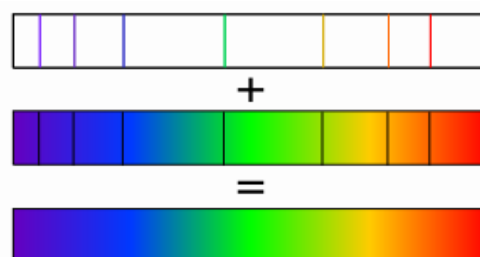
No entanto, para átomos na fase gasosa, não se observa continuidade de comprimentos de onda (do vermelho ao violeta). A característica marcante destes espectros é que eles apresentam linhas que são, na verdade, comprimentos de ondas específicos para uma dada emissão de luz.

#### Descontínuos

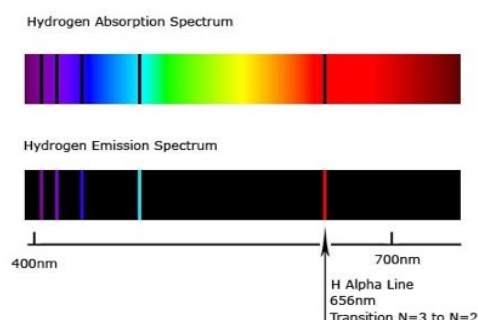


Cada elemento possui um Espectro Descontínuo de Luz. Assim, na identificação de uma amostra desconhecida, pode-se utilizar a análise de Espectro de Emissão como uma verdadeira impressão digital.

Os espectros de emissão atômica (A) e de absorção atômica (B) do mesmo elemento são complementares: so-mando-os, obtemos um espectro con-tínuo.



Foi neste contexto que Niels Bohr, após seus trabalhos com o espectro de emissão do átomo de Hidrogênio, propôs uma teoria atômica.

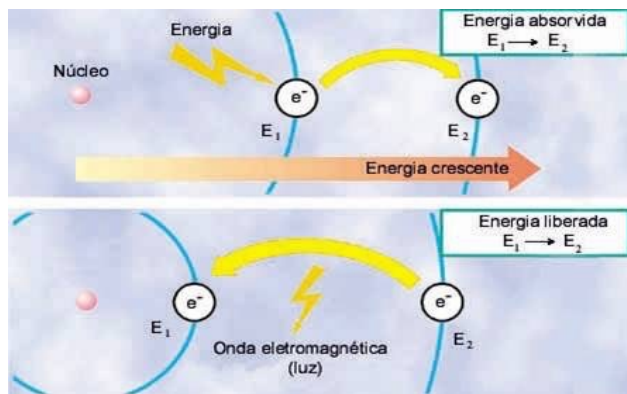


#### B) Postulados

Para o elétron dentro do átomo, apenas são permitidos determinados valores de energia denominados níveis de energia.

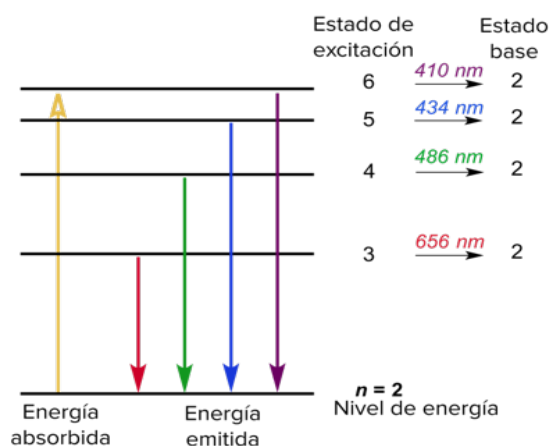
Ao descrever sua órbita (trajetória) circular ao redor do núcleo, o elétron não ganha e nem perde energia, ele encontra-se no estado estacionário.

Quando o elétron ganha energia, ele salta para uma camada mais externa e ao retornar para uma camada mais interna, ele libera energia (ultravioleta, luz visível ou infravermelho). A energia (*quantum*) que ele absorve ou libera é exatamente a diferença de energia entre os dois níveis eletrônicos da transição.

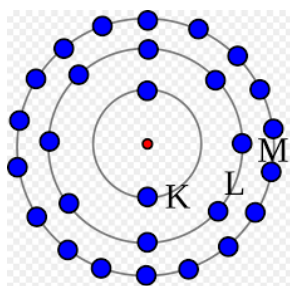


### C) Espectro Descontínuo de emissão do Hidrogênio

À medida que os níveis se tornam mais energéticos (mais externos), a diferença de energia entre dois níveis consecutivos torna-se cada vez menor. Isso foi concluído, pois ao observarmos as raias do vermelho para o violeta, vemos que elas se aproximam, indicando que a diferença de energia entre elas é cada vez menor. Veja:



### D) Representação

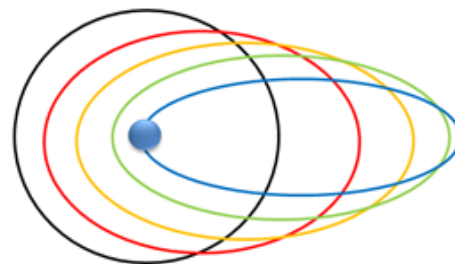


### E) Aplicações

Fogos de artifício coloridos. Figurinhas que brilham no escuro. Teste de chama. Luminol com sangue (quimioluminescência). Interruptores que brilham no escuro.

## 6 SOMMERFELD- 1916

De acordo com Sommerfeld, os elétrons descreveriam órbitas (trajetórias) circulares e/ou elípticas ao redor do núcleo.



## 7 MODELO ATUAL- A PARTIR DE 1920

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. Em 1924, **Louis de Broglie** sugeriu que os elétrons, até então consideradas partículas típicas, possuíam propriedades semelhantes às ondas (Princípio da Dualidade-A). Introduziu-se então a ideia de que o elétron ora se comportava como partícula e ora se comportava como onda.

Uma consideração importante é a seguinte: pode-se medir, com boa precisão, a posição e a velocidade de corpos grandes, como por exemplo de um automóvel em uma estrada. No entanto, o elétron é tão pequeno e com massa tão ínfima que, se tentássemos medir sua velocidade e posição com algum aparelho, o próprio aparelho poderia mascarar o resultado (como se estivesse "freando" o elétron). Partindo dessa consideração, **Heisenberg**, em 1926, propôs que não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron num mesmo instante, já que "quanto maior for a precisão na medida da posição de um elétron, menor será a precisão da medida da sua velocidade e vice-versa" (Princípio da Incerteza -B). Portanto, é inapropriado imaginar o elétron movendo-se ao redor do núcleo em órbitas bem definidas.

No mesmo ano de 1926, **Erwin Schrödinger** formulou uma equação para descrever o comportamento e as energias de partículas subatômicas. A equação incorpora tanto o comportamento corpuscular, em termos de massa, quanto o comportamento ondulatório, em termos de uma função de onda. Schrödinger calculou então a região onde haveria a maior probabilidade de encontrar o elétron e a chamou de Orbital (C).

### A) Princípio da dualidade (De Broglie - 1924)

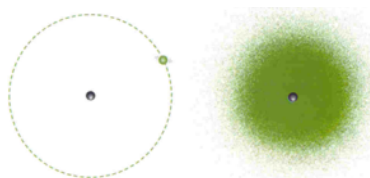
O elétron possui comportamento dual: ora se comporta como onda, ora como partícula.

### B) Princípio da incerteza (Heisenberg - 1927)

É impossível determinar, com exatidão, a posição e a velocidade do elétron.

### C) Orbital (Erwin Schrödinger - 1928)

É uma região da eletrosfera, na qual a probabilidade de se encontrar um ou dois elétrons é máxima.



A representação da esquerda corresponde ao átomo para Bohr, com o elétron em órbita circular ao redor do núcleo. A representação da direita corresponde ao átomo do modelo atômico atual, que insere um novo termo: orbital.

## 8 Números Quânticos

Para descrever a distribuição dos elétrons nos átomos é necessário um conjunto de três números quânticos:

- Principal;
- Secundário e
- Magnético.

Esses números são desdobramentos dos trabalhos matemáticos de Schrödinger para o átomo. Um quarto número quântico, o Spin descreve o comportamento do elétron.

É importante inserir aqui o **Princípio de Exclusão de Pauli**, que estabelece que dois elétrons em um átomo não podem ter o mesmo conjunto de quatro números quânticos.

### • 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 ele se afasta do núcleo. O número quântico principal ( $n$ ) assume valores inteiros, começando por 1.

Nível de energia ou camada do elétron	Número quântico principal (n)
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

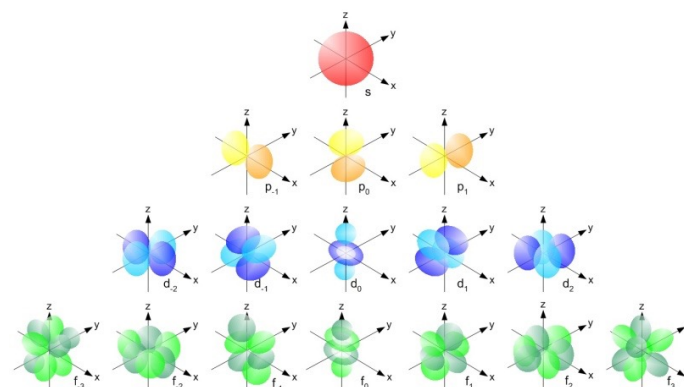
### • Número Quântico Secundário (l)

O número quântico Secundário ( $l$ ) refere-se ao formato dos orbitais. Os valores de ( $l$ ) dependem do valor do número quântico principal ( $n$ ).

Subnível do elétron	Número quântico secundário (l)
s	0
p	1
d	2
f	3

### Observação

- Em princípio, um elétron pode ser ocupado em qualquer lugar no espaço. Porém, na maior parte do tempo, ele deve estar próximo ao núcleo.
- Os orbitais s são esféricos mas diferem quanto ao tamanho, sendo que há um aumento de tamanho à medida que o número quântico principal aumenta.
- Dado o número quântico principal  $2n$ , temos três orbitais p:  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ . Esses orbitais são idênticos tanto em tamanho quanto em formato e energia. A diferença está na orientação, nas direções x, y e z.
- Os orbitais d também se assemelham em tamanho, formato e energia, distinguindo-se apenas na orientação.



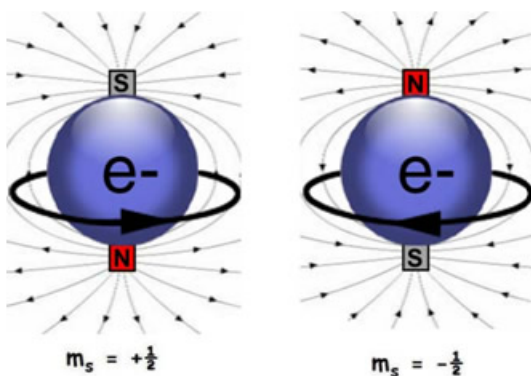
• **Número Quântico magnético (m)**

O número quântico magnético (m) descreve a orientação do orbital no espaço. Para um certo valor de (l) há 2(l)+1 valores inteiros de m.

Exemplo: Seja (l)=1 existem 3 valores para m: -1, 0 e +1. Se (l)=2 existem 5 valores para m: -2, -1, 0, +1, +2.

• **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 do 50% do elétron estar girando no sentido horário ou anti-horário.



Além dos sete níveis, existem os subníveis, representados pelas letras s, p, d e f. Os subníveis são formados a partir de orbitais e podemos simplificar o raciocínio denominando o orbital como a “casa” do elétron. Cada caixinha comporta, no máximo, dois elétrons. E o número máximo de elétrons é dois para o subnível s, seis para o subnível p, dez para o subnível d e 14 para o subnível f.

O subnível s tem 1 orbital =>

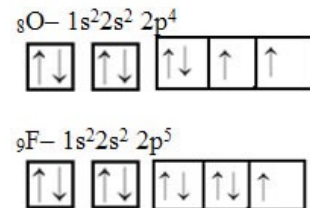
O subnível p tem 3 orbitais =>

O subnível d tem 5 orbitais =>

O subnível f tem 7 orbitais =>

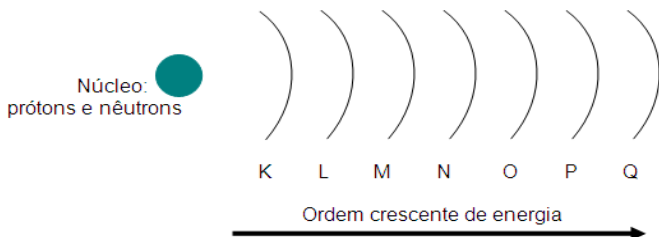
Na prática, ao dizer que um elétron apresenta  $n = 3, l = 2, e m = -1$ , significa dizer que o mesmo está na terceira camada (M), num subnível do tipo d no orbital designado por -1.

A distribuição eletrônica respeita a ordem energética dos subníveis de energia. Portanto, os subníveis de menor energia são preenchidos primeiro. Observe as distribuições abaixo para exemplificar:



**9 NÍVEIS DE ENERGIA**

Os elétrons estão distribuídos em sete níveis ou camadas de energia. As letras K, L, M, N, O, P e Q são as designações para os níveis, sendo a camada K a mais interna e a camada Q a mais externa.

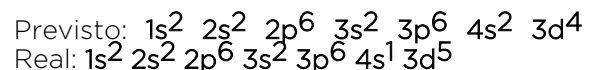


A medida que se afasta do núcleo, tem-se o aumento da energia potencial dos elétrons e, portanto, um aumento da energia. A distribuição dos elétrons deve ser realizada de acordo com o **Diagrama de Pauling**.

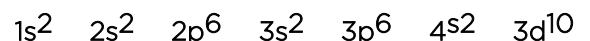
Níveis	Subníveis(s, p, d, f)				Número máximo de elétrons por níveis
1	K	1s			2
2	L	2s	2p		8
3	M	3s	3p	3d	18
4	N	4s	4p	4d	32
5	O	5s	5p	5d	32
6	P	6s	6p	6d	18
7	Q	7s	7p		8

**Observação:**

- As distribuições eletrônicas terminadas em  $ns^2 (n-1)d^4$  e  $ns^2 (n-1)d^9$  são diferenciadas, uma vez que o elétron do orbital s deverá ser transferido para esses orbitais, transformando-os em  $s^1 d^5$  e  $s^1 d^{10}$ .  
Exemplo: 24Cr

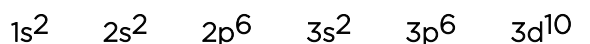


- Na distribuição eletrônica de íons devemos definir o subnível de valência (subnível mais distante do núcleo).  
Exemplo: 28Ni



Para fazer a distribuição eletrônica, basta retirar/colocar elétrons do subnível de valência.

$Ni^{+2}$ :



Observe que o cátion  $Ni^{+2}$  perdeu dois elétrons de valência.



## EXERCÍCIOS



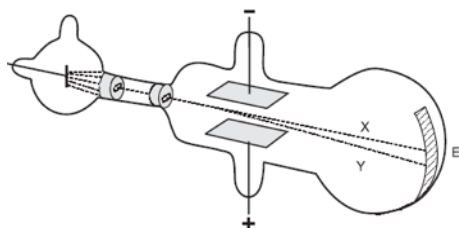
i.QUÍMICA

1) (PUC MG) Assinale a afirmativa abaixo que **NÃO** é uma ideia que provém do modelo atômico de Dalton.

- a) Átomos de um elemento podem ser transformados em átomos de outros elementos por reações químicas.
- b) Todos os átomos de um dado elemento têm propriedades idênticas, as quais diferem das propriedades dos átomos de outros elementos.
- c) Um elemento é composto de partículas indivisíveis e diminutas chamadas átomos.
- d) Compostos são formados quando átomos de diferentes elementos se combinam em razões bem determinadas.

2) (UFMG) No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E).

(Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada X)



Nesses experimentos, Thomson observou que I) a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e

II) os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas, com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva. (Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y).

Considerando-se essas observações, é **CORRETO** afirmar que os raios catódicos são constituídos de

- a) elétrons.
- b) ânions.
- c) prótons.
- d) cátions.

3) (UNESP SP) No ano de 1897, o cientista britânico J.J. Thomson descobriu, através de experiências com os raios catódicos, a primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos. O modelo atômico proposto por Thomson ficou conhecido como “pudim de passas”. Para esse modelo, pode-se afirmar que

- a) o núcleo atômico ocupa um volume mínimo no centro do átomo.
- b) as cargas negativas estão distribuídas homogeneamente por todo o átomo.
- c) os elétrons estão distribuídos em órbitas fixas ao redor do núcleo.
- d) os átomos são esferas duras, do tipo de uma bola de bilhar.
- e) os elétrons estão espalhados aleatoriamente no espaço ao redor do núcleo.

4) (UNEMAT MT/2012) Se 3g de carbono combinam-se com 8g de oxigênio para formar gás carbônico, 6g de carbono combinam-se com 16g de oxigênio para formar este mesmo composto. Essa afirmação está baseada na lei de:

- a) Lavoisier – conservação da massa.
- b) Dalton – proporções definidas.
- c) Richter – proporções recíprocas.
- d) Gay-Lussac – transformação isobárica.
- e) Proust – proporções constantes.

05 (PUC Camp SP/2011) Em três experimentos sobre a combustão do carvão, C (s), foram obtidos os seguintes resultados:

Experimento	Reagentes		Produtos	
	C (s) + O <sub>2</sub> (g)	CO <sub>2</sub> (g)	CO <sub>2</sub> (g)	Sobrou sem reagir
I	12 g	32 g	44 g	---
II	18 g	48 g	66 g	---
III	24 g	70 g	88 g	6 g de oxigênio
IV	40 g	96 g	132 g	4 g de carbono

Os experimentos que seguem a lei de Lavoisier são:

- a) I e II, somente.
- b) I, II e III, somente.
- c) II, III e IV, somente.
- d) III e IV, somente.
- e) I, II, III e IV.



**i.QUÍMICA**

**06 (UNESP SP/2016)** A luz branca é composta por ondas eletromagnéticas de todas as frequências do espectro visível. O espectro de radiação emitido por um elemento, quando submetido a um arco elétrico ou a altas temperaturas, é descontínuo e apresenta uma de suas linhas com maior intensidade, o que fornece “uma impressão digital” desse elemento. Quando essas linhas estão situadas na região da radiação visível, é possível identificar diferentes elementos químicos por meio dos chamados testes de chama. A tabela apresenta as cores características emitidas por alguns elementos no teste de chama:

Elemento	Cor
sódio	laranja
potássio	violeta
cálcio	vermelho-tijolo
cobre	azul-esverdeada

Em 1913, Niels Bohr (1885-1962) propôs um modelo que fornecia uma explicação para a origem dos espectros atômicos. Nesse modelo, Bohr introduziu uma série de postulados, dentre os quais, a energia do elétron só pode assumir certos valores discretos, ocupando níveis de energia permitidos ao redor do núcleo atômico. Considerando o modelo de Bohr, os diferentes espectros atômicos podem ser explicados em função

- do recebimento de elétrons
- da perda de elétrons por diferentes elementos.
- das diferentes transições eletrônicas, que variam de elemento para elemento.
- da promoção de diferentes elétrons para níveis mais energéticos.
- da instabilidade nuclear de diferentes elementos.

### **07 (UEG GO/2015)**

Para termos ideia sobre as dimensões atômicas em escala macroscópica podemos considerar que se o prédio central da Universidade Estadual de Goiás, em Anápolis, fosse o núcleo do átomo de hidrogênio, a sua eletrosfera pode estar a aproximadamente 1000 km. Dessa forma, o modelo atômico para matéria é uma imensidão de vácuo com altas forças de interação.

Considerando-se a comparação apresentada no enunciado, a presença de eletrosfera é coerente com os modelos atômicos de

- Dalton e Bohr.
- Bohr e Sommerfeld.
- Thompson e Dalton.
- Rutherford e Thompson.

### **08 (PUC MG/2015)**

Os estudos realizados por Rutherford mostraram que o átomo deveria ser constituído por um núcleio positivo com elétrons girando ao seu redor.

Os elétrons foram inicialmente levados em consideração no modelo atômico proposto pelo seguinte pesquisador:

- Niels Borh
- J.J. Thomson
- John Dalton
- Werner Heisenberg

### **09 (UDESC SC/2015)**

Os fundamentos da estrutura da matéria e da atomística baseados em resultados experimentais tiveram sua origem com John Dalton, no início do século XIX. Desde então, no transcorrer de aproximadamente 100 anos, outros cientistas, tais como J. J. Thomson, E. Rutherford e N. Bohr, deram contribuições marcantes de como possivelmente o átomo estaria estruturado. Com base nas ideias propostas por esses cientistas, marque (V) para verdadeira e (F) para falsa.

( ) Rutherford foi o primeiro cientista a propor a ideia de que os átomos eram, na verdade, grandes espaços vazios constituídos por um centro pequeno, positivo e denso com elétrons girando ao seu redor.

( ) Thomson utilizou uma analogia inusitada ao comparar um átomo com um “pudim de passas”, em que estas seriam prótons incrustados em uma massa uniforme de elétrons dando origem à atual eletrosfera.

( ) Dalton comparou os átomos a esferas maciças, perfeitas e indivisíveis, tais como “bolas de bilhar”. A partir deste estudo surgiu o termo “átomo” que significa “sem partes” ou “indivisível”.

( ) O modelo atômico de Bohr foi o primeiro a envolver conceitos de mecânica quântica, em que a eletrosfera possuía apenas algumas regiões acessíveis denominadas níveis de energia, sendo ao elétron proibido a movimentação entre estas regiões.

( ) Rutherford utilizou em seu famoso experimento uma fonte radioativa que emitia descargas elétricas em uma fina folha de ouro, além de um anteparo para detectar a direção tomada pelos elétrons.

Assinale a alternativa correta, de cima para baixo.



i.QUÍMICA

- a) F - V - V - V - F
- b) V - V - F - V - F
- c) F - V - V - F - V
- d) V - F - F - F - F
- e) V - F - F - F - V

### 10 (PUC RS/2014)

Analise o texto a seguir.

Em 2013, comemorou-se o centenário da publicação de um trabalho que marcou época no desenvolvimento da teoria atômica. Intitulado *Sobre a constituição de átomos e moléculas*, o trabalho oferece uma descrição da estrutura atômica na qual os elétrons descrevem órbitas bem definidas e podem saltar de uma órbita a outra mediante a absorção ou emissão de radiação. \_\_\_\_\_, o autor desse trabalho, elaborou seu modelo atômico tomando as ideias de Rutherford como ponto de partida. Segundo Rutherford, o átomo contém um núcleo positivo muito pequeno, ao redor do qual se movem os elétrons.

Assim surgiu a famosa imagem do átomo como \_\_\_\_\_, a qual substituiu a noção de \_\_\_\_\_ de que o átomo seria semelhante a \_\_\_\_\_.

As expressões que completam corretamente o texto são, respectivamente:

- a) Bohr; um sistema solar em miniatura; Thomson; um pudim de passas
- b) Bohr; um pudim de passas; Dalton; uma bola de bilhar
- c) Thomson; um sistema solar em miniatura; Dalton; um pudim de passas
- d) Thomson; um pudim de passas; Demócrito; uma bola de bilhar
- e) De Broglie; um sistema solar em miniatura; Thomson; uma bola de bilhar

### 11 (ENEM)

Um fato corriqueiro ao se cozinhar arroz é o derramamento de parte da água de cozimento sobre a chama azul do fogo, mudando-a para uma chama amarela. Essa mudança de cor pode suscitar interpretações diversas, relacionadas às substâncias presentes na água de cozimento. Além do sal de cozinha (NaCl), nela se encontram carboidratos, proteínas e sais minerais.

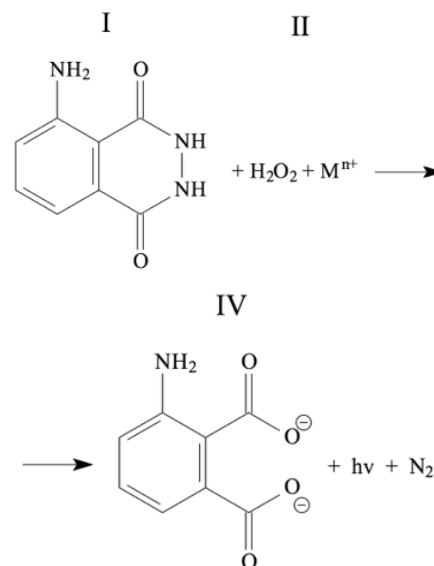
Cientificamente, sabe-se que essa mudança de cor da chama ocorre pela

- a) reação do gás de cozinha com o sal, volatilizando gás cloro.
- b) emissão de fótons pelo sódio, excitado por causa da chama.
- c) produção de derivado amarelo, pela reação com o carboidrato.
- d) reação do gás de cozinha com a água, formando gás hidrogênio.
- e) excitação das moléculas de proteínas, com formação de luz amarela.

### 12 (ENEM)

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas. É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição ( $Mn^{n+}$ ), forma-se o composto 3-amino ftalato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ( $h\nu$ ) e de gás nitrogênio ( $N_2$ ).

(Adaptado. *Química Nova*, 25, no 6, 2002, pp. 1003-1011.)



Dados:

pesos moleculares: Luminol = 177

3-amino ftalato = 164



**i.QUÍMICA**

Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de

- a) fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam liberando luz.
- b) incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
- c) quimiluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
- d) fosforescência, em que átomos

excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.

- e) fusão nuclear a frio, através de reação química de hidrólise com liberação de energia.

### 13 (UFRGS RS)

Considere as seguintes afirmações a respeito do experimento de Rutherford e do modelo atômico de Rutherford-Bohr.

- I. A maior parte do volume do átomo é constituída pelo núcleo denso e positivo.
- II. Os elétrons movimentam-se em órbitas estacionárias ao redor do núcleo.
- III. O elétron, ao pular de uma órbita mais externa para uma mais interna, emite uma quantidade de energia bem definida.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

### 14 (UFU MG)

O “brilho” das placas de trânsito, quando recebem luz dos faróis dos carros no período da noite, pode ser compreendido pelo efeito da luminescência. Sem esse efeito, teríamos dificuldade de visualizar a informação das placas no período noturno, o que acarretaria possíveis acidentes de trânsito.

Esse efeito, conhecido como

- a) fosforescência, pode ser explicado pela quantização de energia dos elétrons e seu retorno ao estado mais energético, conforme o Modelo Atômico de Rutherford.
- b) bioluminescência, pode ser explicado pela mudança de nível energético dos elétrons e seu retorno ao nível menos energético, conforme o Modelo de Rutherford-Bohr.
- c) fluorescência, pode ser explicado pela excitação dos elétrons e seu retorno ao estado menos energético, conforme o Modelo Atômico de Bohr.
- d) luminescência, pode ser explicado pela produção de luz por meio da excitação dos elétrons, conforme o Modelo Atômico de Thomson.

### 15 (UECE)

Segundo Chang e Goldsby, o movimento quantizado de um elétron de um estado de energia para outro é análogo ao movimento de uma bola de tênis subindo ou descendo degraus. A bola pode estar em qualquer degrau, mas não entre degraus. Essa analogia se aplica ao modelo atômico proposto por

- a) Sommerfeld.
- b) Rutherford.
- c) Heisenberg.
- d) Bohr.

## 16 - (PUC RS)

Ao se deixar cair sal de cozinha na chama do fogão, observa-se que a chama fica amarelada. Se os sais são outros, as cores variam. Sais de cobre, por exemplo, deixam a chama esverdeada; e sais de potássio deixam a chama violeta. Isso também ocorre nos fogos de artifício. Esse fenômeno pode ser explicado pelas ideias de

- Dalton, que refere que os átomos, por serem esféricos, emitem radiações com energias luminosas diferentes, produzindo cores distintas.
- Rutherford, que refere que os átomos são semelhantes ao modelo planetário, emitindo energia na forma de luz com diferentes cores, como fazem os planetas.
- Sommerfeld, que afirma que as órbitas dos elétrons não são necessariamente circulares, emitindo radiações com cores diferentes, dependendo da forma de sua órbita.
- Einstein, que afirma que os elétrons mudam de massa em função da velocidade, o que interfere na cor que emitem.
- Bohr, que refere que os elétrons, ao retornarem para órbitas mais internas, emitem radiações na faixa do espectro eletromagnético, podendo se manifestar na forma de luz colorida.

## 17 (UFU MG)

Alguns seres vivos possuem um interessante mecanismo em seu organismo: reações químicas utilizam a energia (proveniente dos alimentos) para excitar elétrons de átomos de determinadas moléculas. Esse fenômeno é chamado de bioluminescência. O caso mais conhecido é dos vaga-lumes. Há evidências de que eles utilizam os sinais luminosos para se comunicar com os parceiros do sexo oposto. A emissão de luz tem, portanto, finalidade relacionada ao acasalamento dos vaga-lumes.

Tito e Canto. *Química*. vol. 1. 2009.

Sobre o efeito da bioluminescência, faça o que se pede.

- Aponte o modelo atômico segundo o qual se pode atribuir a interpretação da emissão de luz pelos vaga-lumes.
- Explique, utilizando os princípios desse modelo atômico, como ocorre o efeito da bioluminescência observada nos vaga-lumes.



**i.QUÍMICA**

## 18 (UDESC SC)

Considerando os modelos atômicos mais relevantes, dentro de uma perspectiva histórica e científica, assinale a alternativa correta.

- Até a descoberta da radioatividade, o átomo era tido como indivisível (Dalton). O modelo que o sucedeu foi de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.
- No modelo de Dalton, o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera. O modelo seguinte foi o de Bohr que introduziu a ideia de que os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao modelo do sistema solar.
- No modelo atômico de Dalton, o átomo era tido como indivisível. O modelo sucessor foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado negativamente e uma eletrosfera.
- O modelo de Dalton propunha que o átomo era formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela. O modelo seguinte foi o de Rutherford, no qual o átomo era constituído de um núcleo carregado positivamente e uma eletrosfera.
- No modelo atômico de Dalton, os elétrons ocupam orbitais com energias definidas, este modelo se assemelha ao do sistema solar. O modelo que o sucedeu foi o de Thomson, que propunha o átomo ser formado por uma massa carregada positivamente com os elétrons distribuídos nela.

## 19-(UECE)

Na visão de Sommerfeld, o átomo é

- uma esfera maciça, indivisível, homogênea e indestrutível.
- uma esfera de carga positiva que possui elétrons de carga negativa nela incrustados.
- constituído por camadas eletrônicas contendo órbita circular e órbitas elípticas.
- constituído por núcleo e eletrosfera, em que todos os elétrons estão em órbitas circulares.

## 20 (Mackenzie SP)

Os valores dos números quânticos principal, secundário, magnético e de spin para o elétron de maior energia do átomo **B** ( $Z = 5$ ) são respectivamente:

- a)  $n = 2$   $l = 2$   $m = -1$   $s = +1/2$
- b)  $n = 2$   $l = 2$   $m = +1$   $s = -1/2$
- c)  $n = 1$   $l = 2$   $m = -1$   $s = -1/2$
- d)  $n = 2$   $l = 1$   $m = -1$   $s = -1/2$
- e)  $n = 3$   $l = 2$   $m = +1$   $s = +1/2$

## 21 (GF RJ)

A respeito da estrutura do átomo, considere as seguintes afirmações:

- I. O número quântico principal ( $n$ ) é um número inteiro que identifica os níveis ou camadas de elétrons.
- II. Um orbital está associado ao movimento de rotação de um elétron e é identificado pelo número quântico "spin".
- III. Os subníveis energéticos são identificados pelo número quântico secundário ( $l$ ), que assume os valores 0, 1, 2 e 3.
- IV. Os elétrons descrevem movimento de rotação chamado "spin", que é identificado pelo número quântico de "spin" ( $s$ ), com valores de  $-l$  até  $+l$ .

São corretas as afirmações:

- a) somente I e II.
- b) somente I e III.
- c) somente I e IV.
- d) somente II e III.
- e) somente II e IV.

## GABARITO:

- 1) A
- 2) A
- 3) B
- 4) E
- 5) E
- 6) C
- 7) B
- 8) B
- 9) D
- 10) A
- 11) B
- 12) C
- 13) D
- 14) C
- 15) D
- 16) E
- 17)
- a) O modelo atômico de Bohr.
- b) Quando o elétron absorve energia é excitado para níveis mais altos de energia e quando retorna ao estado fundamental, há emissão de luz, neste caso, na forma de luz visível.
- 18) A
- 19) C
- 20) D
- 21) E