

***CURSO INTENSIVO 2022***

# ITA - 2022

# Química

**Prof. Thiago**





# Sumário

<b>APRESENTAÇÃO DA AULA</b>	<b>4</b>
<b>CONFIGURAÇÕES ELETRÔNICAS NAS PROVAS DO ITA</b>	<b>4</b>
<b>1. MODELOS ATÔMICOS PRIMITIVOS</b>	<b>4</b>
1.1. Modelo Atômico de Dalton	5
1.2. Modelo Atômico de Thomson	6
1.2.1. Ampola de Crookes	6
1.2.2. Modelo Atômico de Thomson	7
1.2.3. Experimento de Millikan	8
1.3. Modelo Atômico de Rutherford	9
1.3.1. Paradoxo de Rutherford	10
<b>2. MODELO ATÔMICO DE BOHR</b>	<b>13</b>
2.1. Teoria Quântica	13
2.2. Efeito Fotoelétrico	13
2.3. Espectro de Emissão do Átomo de Hidrogênio	14
2.4. Postulados de Bohr	16
2.5. Deduções do Modelo Atômico de Bohr	18
2.5.1. Revisão de Física	18
2.5.2. Raios das Órbitas	18
2.5.3. Energia dos Níveis	21
2.5.4. Equação de Rydberg	22
2.5.5. Espectro do Hidrogênio	23
2.6. Modelo Atômico de Sommerfeld	25
<b>3. A TEORIA DO ORBITAL ATÔMICO</b>	<b>27</b>
3.1. Equação de De Broglie	27
3.2. Princípio da Incerteza de Heisenberg	27
3.2. Orbital Atômico	28
3.3. Números Quânticos	29
3.3.1. Número Quântico Principal (n)	30
3.3.2. Número Quântico Secundário (l)	30
3.3.3. Penetração de Orbitais	32
3.3.4. Número Quântico Magnético ( $m_l$ )	33
3.3.5. Número Quântico de Spin ( $m_s$ )	34



3.6. Orbital Preenchido, Semipreenchido e Orbital Vazio	38
<b>4. PROCEDIMENTO DE AUFBAU</b>	<b>38</b>
4.1. Princípio da Exclusão de Pauli	38
4.2. Diagrama de Pauling	39
4.3. Regra de Hund	40
4.4. Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres	42
4.5. Propriedades Magnéticas dos Materiais	44
<b>6. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS</b>	<b>47</b>
<b>7. GABARITO</b>	<b>55</b>
<b>8. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS</b>	<b>56</b>

## **Apresentação da Aula**

Olá, Alunos, sejam bem-vindos a mais uma aula de Química. Nessa aula, vamos falar sobre a Estrutura do Átomo, começando com as primeiras teorias que foram propostas para explicar a constituição básica da matéria.

Faremos também uma análise mais cautelosa a respeito dos modelos mais recentes, em especial, o Modelo Atômico de Bohr e a Teoria do Orbital Atômico.

## **Configurações Eletrônicas nas Provas do ITA**

O ITA tem predileção por cobrar o Modelo Atômico de Bohr. É importante saber decorada a Equação de Rydberg e entender bem o espectro do hidrogênio. Recomendo que você saiba também as deduções.

É preciso aprender a configuração eletrônica é a base das propriedades dos elementos e, por isso, mesmo que esse assunto não seja cobrado diretamente, você precisa saber lidar bem com ele, pois pode aparecer no meio de outras questões.

Além disso, como o ITA é uma prova muito teórica, é bastante possível que apareça uma questão inovadora sobre a Teoria do Orbital Atômico.

## **1. Modelos Atômicos Primitivos**

Nessa seção, vamos estudar os três primeiros modelos atômicos que tiveram grande importância para o estudo da Química. São eles:

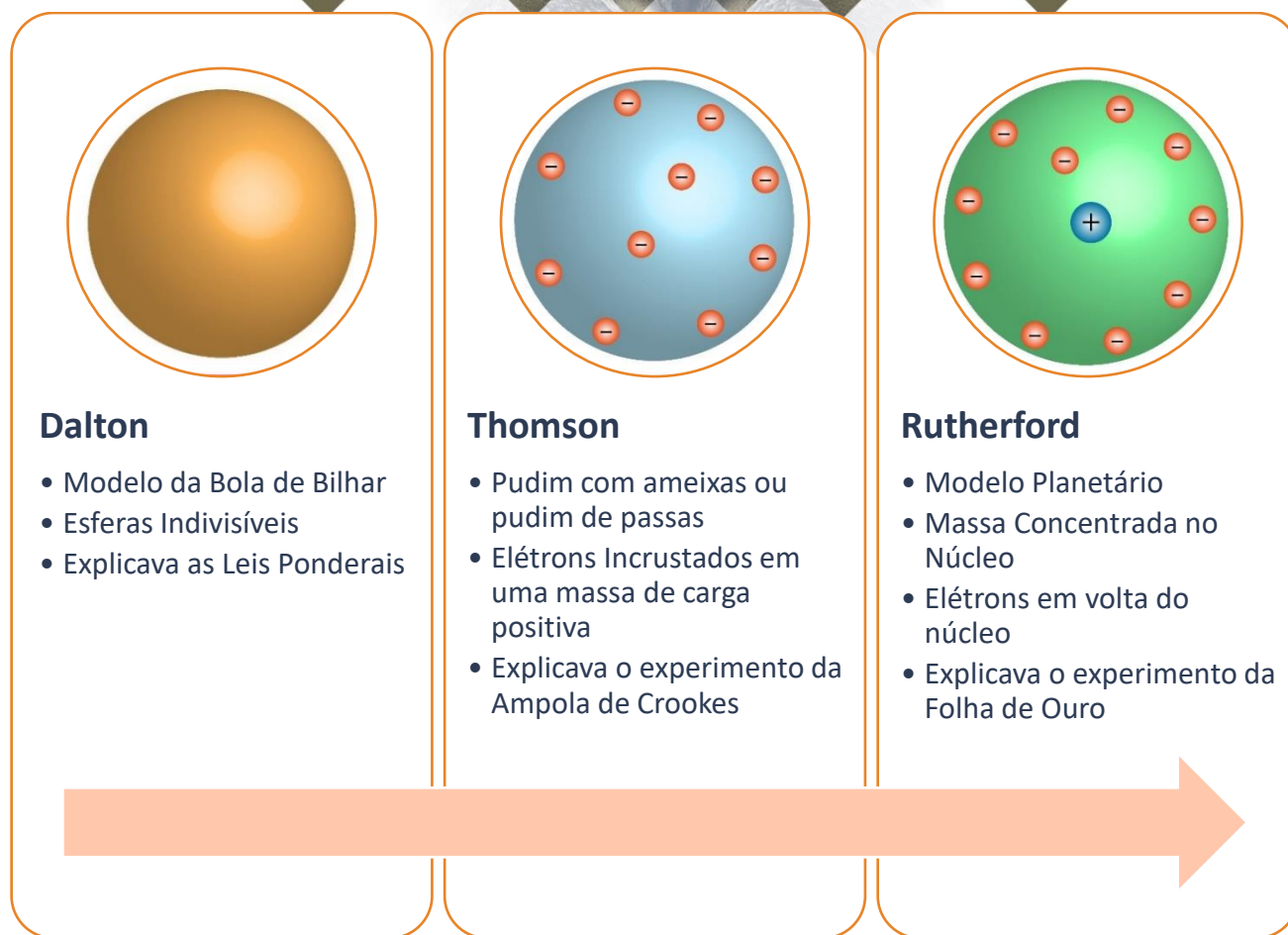


Figura 1: Resumo dos Modelos Atômicos Primitivos

Vamos investigar um pouco mais profundamente cada um desses modelos.

## 1.1. Modelo Atômico de Dalton

Ainda no final do Século XIX, a Química tomou conhecimento das Leis Ponderais. Podemos explicá-las resumidamente.

- **Lei da Conservação das Massas:** proposta por Lavoisier, dizia que, nas reações químicas ocorrendo em um sistema fechado, a massa total do sistema permanecia inalterada;
- **Lei das Proporções Definidas:** proposta por Proust, dizia que as reações químicas entre duas substâncias aconteciam sempre em proporções definidas. Por exemplo, 2 g de hidrogênio reagem com 16 g de oxigênio para formar exatamente 18 g de água.

Em 1803, Dalton, **visando a explicar as Leis Ponderais**, publicou os princípios de seu modelo atômico, proposto com base nos seguintes postulados:

- O átomo simples é a menor porção da matéria, e são esferas maciças, indivisíveis e indestrutíveis;
- Os átomos de um mesmo elemento possuem propriedades iguais e a mesma massa;
- Os átomos compostos são formados pela combinação de vários átomos simples, e a sua massa é igual à soma das massas dos átomos dos elementos que o constituem;

- As reações químicas acontecem por meio de recombinação de átomos simples.

Para Dalton, o átomo simples seria uma esfera maciça, indivisível e indestrutível. Além disso, todos os átomos de um mesmo elemento químico seriam iguais entre si, portanto, não poderia haver diferenças de propriedades.

## 1.2. Modelo Atômico de Thomson

O Modelo Atômico de Thomson teve por objetivo explicar os experimentos obtido com a Ampola de Crookes.

### 1.2.1. Ampola de Crookes

A fim de decifrar a condutividade em gases rarefeitos, William Crookes construiu um tubo de vidro curvo com placas metálicas em suas extremidades, conhecido como Ampola de Crookes. Nesse tubo, colocou um gás rarefeito que era submetido a uma descarga elétrica (como no tubo de imagem de uma televisão).

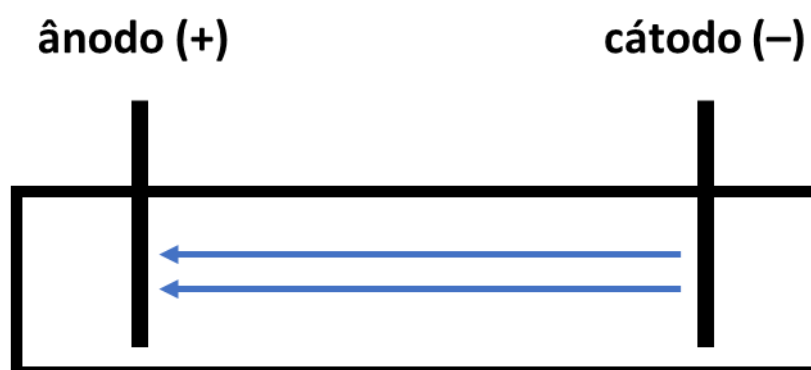


Figura 2: Ampola de Crookes

Ao fazer isso, Crookes percebeu que uma determinada região do tubo apresentava uma mancha luminosa esverdeada. Ele constatou que essa luminescência se devia a radiações emitidas pelo cátodo, e as denominou **raios catódicos**, sem, no entanto, conseguir explicar a natureza desses raios.

Já no final do Século XIX, J. J. Thomson realizou novos experimentos com a Ampola de Crookes.

Em um deles, os raios catódicos atravessaram um capacitor, que é formado por duas placas carregadas com cargas de sinais opostos. Observava-se que os raios catódicos possuíam carga negativa.



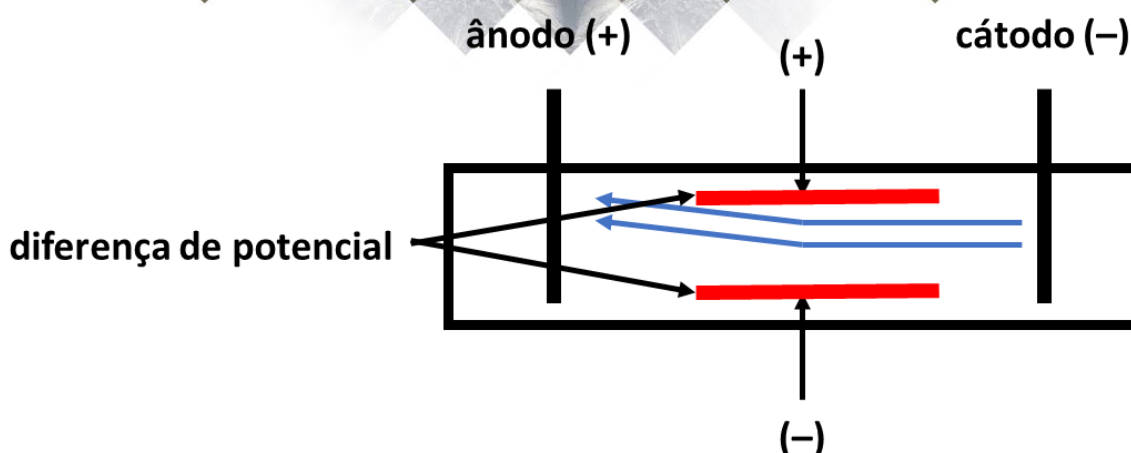


Figura 3: Os Raios Catódicos apresentavam carga negativa

Pelo fato de essas partículas interagirem com campos elétricos, Thomson as denominou *elétrons*.

Outro experimento interessante consistia em colocar um obstáculo, como uma hélice, no caminho dos raios catódicos para fazer que eles se chocassem.

A constatação foi que o choque fazia a hélice girar. Portanto, os raios catódicos deveriam ser partículas, ou seja, deveriam apresentar massa.

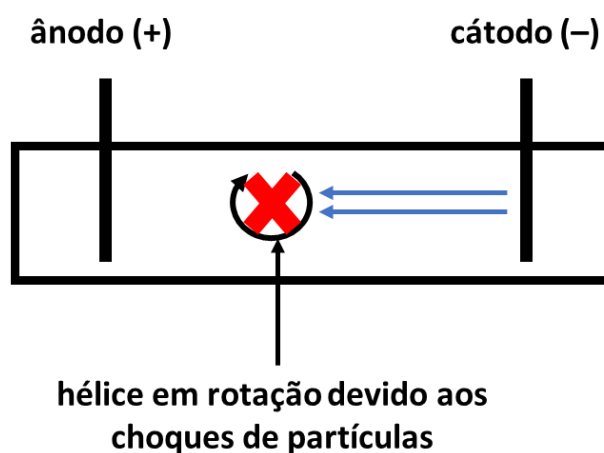


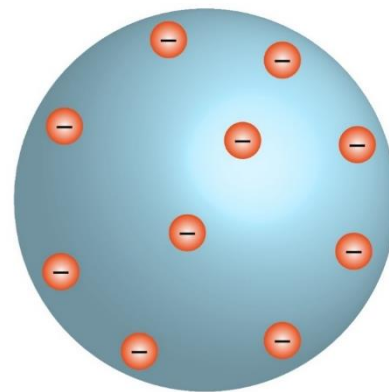
Figura 4: Os Raios Catódicos apresentavam massa

Com base nos conhecimentos já existentes na Física da época, Thomson foi capaz de calcular a **razão** entre a carga e a massa dos elétrons. Porém, não foi capaz de determinar o valor da carga. Tal feito somente foi realizado mais tarde por Robert Millikan.

## 1.2.2. Modelo Atômico de Thomson

Em 1897, com base nas observações da Ampola de Crookes, Thomson propôs que os átomos não deveriam ser esferas maciças e indivisíveis. Em vez disso, eles deveriam ser constituídos por:

- Uma massa esférica de carga positiva;
- Elétrons de carga negativas incrustados na superfície da esfera positiva.



### 1.2.3. Experimento de Millikan

A determinação do valor da carga do elétron só foi feita em 1909 pelo físico Robert Millikan. O experimento consistia em manter cuidadosamente gotas de óleo carregadas suspensas entre dois eletrodos de metal, entre os quais existia um campo elétrico constante. Conhecendo-se o campo elétrico e a massa da gota, podia-se determinar sua carga.

Millikan Oil Drop Experiment

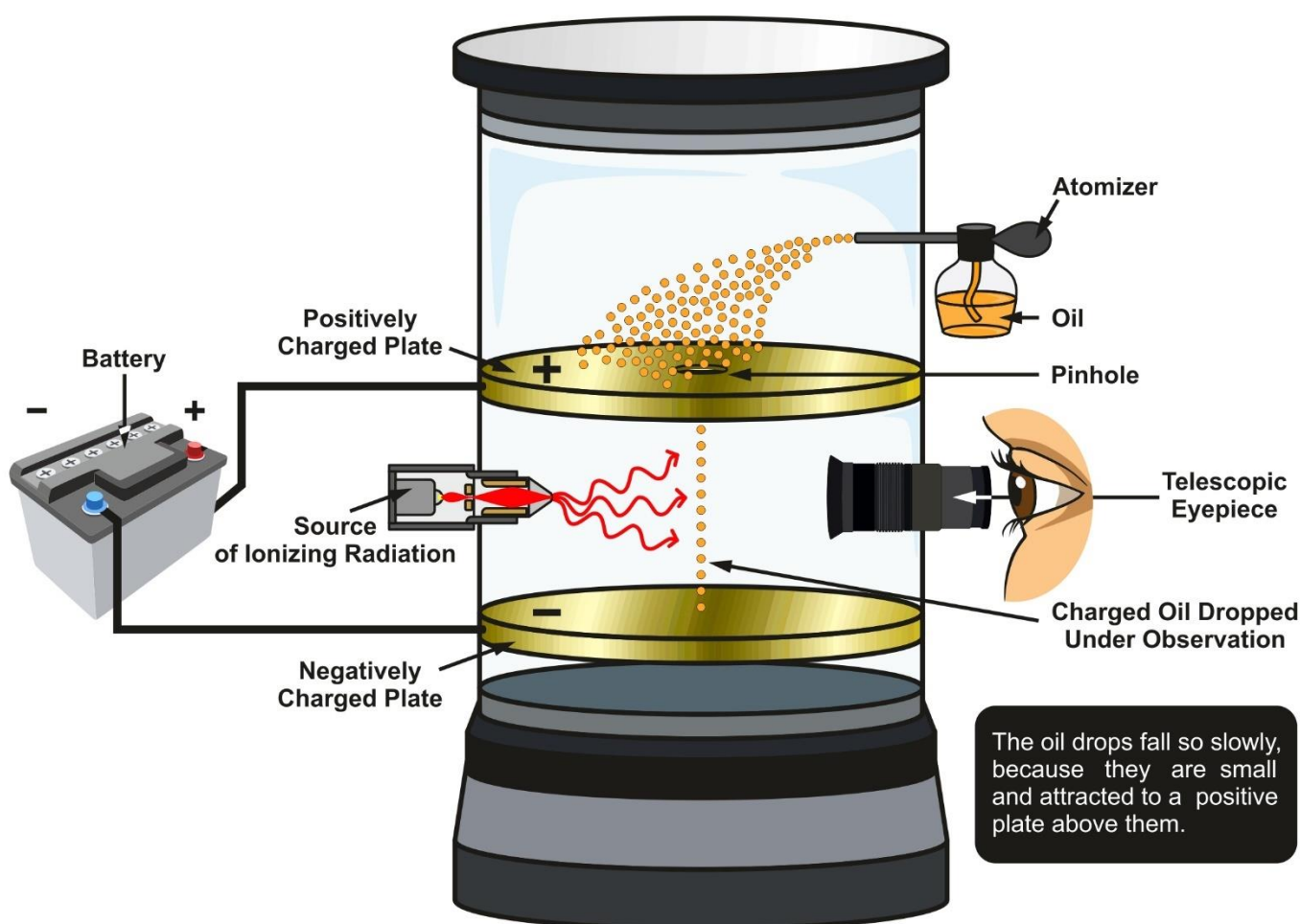


Figura 5: Experimento de Millikan

Ao fazer esse experimento diversas vezes, Millikan concluiu que as cargas das gotas eram sempre múltiplas de  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$ . Então, ele concluiu que esse deveria ser o valor da carga de um elétron. Esse valor também é conhecido como *carga elementar*.



### 1.3. Modelo Atômico de Rutherford

O Modelo Atômico de Thomson ainda previa que o átomo fosse maciço, tal qual uma parede. No entanto, em 1911, Ernest Rutherford fez um experimento semelhante com átomos e obteve um resultado surpreendente.

Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro, de cerca de  $10^{-4}mm$  de diâmetro, com partículas alfa emitidas por uma amostra radioativa de polônio.

A amostra radioativa foi protegida por um bloco de chumbo. Já a lâmina de ouro foi cercada por um anteparo cilíndrico revestido por um material fluorescente (sulfeto de zinco). Cada vez que o anteparo era atingido por uma radiação alfa, ele emitia luz visível.

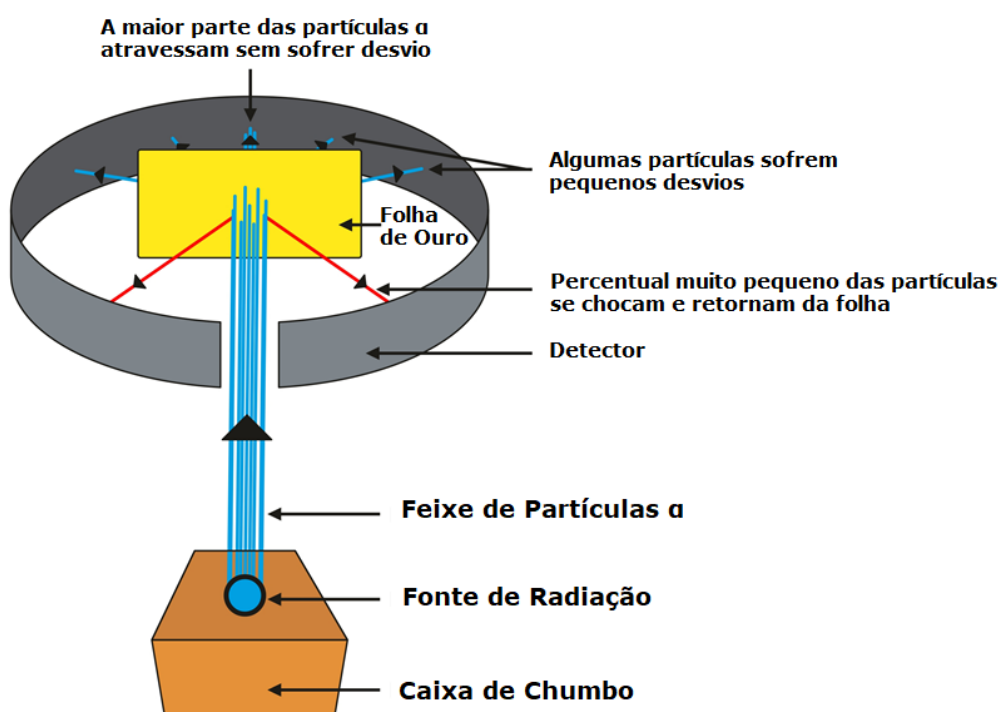


Figura 6: Experimento de Rutherford

Se o átomo fosse, de fato, uma esfera maciça, era de se esperar que a maior parte das partículas alfa se chocasse com o átomo e fosse refletida. No entanto, Rutherford notou que a maior parte das partículas **simplesmente atravessava** a folha de ouro. Portanto, a matéria deveria ser predominantemente oca.

Com base nisso, Rutherford apresentou o seu modelo, conhecido como *modelo planetário* ou **átomo nucleado**, em que propunha que o átomo é constituído por:

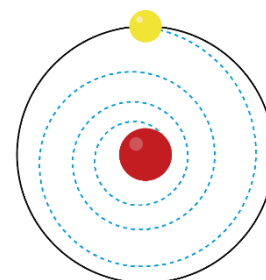
- Um caroço ou núcleo formado por cargas positivas, onde se concentra a maior parte da massa do átomo;
- Uma eletrosfera, onde estão localizados os elétrons.



### 1.3.1. Paradoxo de Rutherford

O modelo atômico de Rutherford implicava um paradoxo que somente pode ser compreendido à luz do Eletromagnetismo.

Quando uma partícula carregada circula em torno de um campo elétrico, ela produzirá ondas eletromagnéticas. Consequentemente, perderá energia. Como o elétron deveria constantemente perder energia, ele se aproximaria cada vez mais do núcleo até entrar em colapso.



---

#### 1. (ITA – 1999)

Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse método sejam feitas as seguintes afirmações:

- I – O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida;
- II – Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos em todos os aspectos;
- III – As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos;
- IV – Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos em uma razão fixa.

São corretas as afirmações:

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



## Comentários

As quatro afirmativas sintetizam muito bem o Modelo Atômico de Dalton, conhecido como o modelo da bola de bilhar, faltando apenas a hipótese de que os átomos não podem ser criados nem destruídos.

## Gabarito: E

---

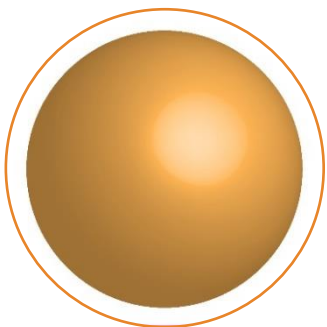
### 2. (IME – 2013)

Os trabalhos de Joseph John Thomson e Ernest Rutherford resultaram em importantes contribuições na história da evolução dos modelos atômicos e no estudo de fenômenos relacionados à matéria. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta corretamente o autor e uma de suas contribuições é:

- a) Thomson – Concluiu que o átomo e suas partículas formam um modelo semelhante ao sistema solar.
- b) Thomson – Constatou a indivisibilidade do átomo.
- c) Rutherford – Pela primeira vez, constatou a natureza elétrica da matéria.
- d) Thomson – A partir de experimentos com raios catódicos, comprovou a existência de partículas subatômicas.
- e) Rutherford – Reconheceu a existência das partículas nucleares sem carga elétrica, denominadas nêutrons.

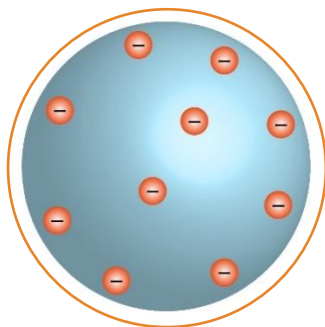
## Comentários

Vamos revisar os três modelos atômicos abordados na questão.



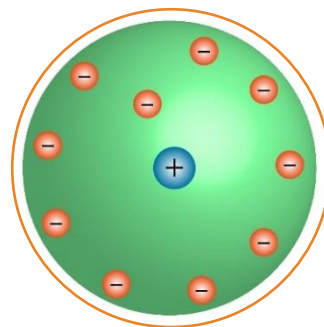
### Dalton

- Modelo da Bola de Bilhar
- Esferas Indivisíveis
- Explicava as Leis Ponderais



### Thomson

- Pudim com ameixas ou pudim de passas
- Elétrons Incrustados em uma massa de carga positiva
- Explicava o experimento da Ampola de Crookes



### Rutherford

- Modelo Planetário
- Massa Concentrada no Núcleo
- Elétrons em volta do núcleo
- Explicava o experimento da Folha de Ouro



Com base no esquema, podemos comentar sobre as alternativas.

A – Foi Rutherford quem imaginou o modelo planetário. Afirmativa errada.

B – Thomson foi o primeiro a constatar a divisibilidade do átomo, não a indivisibilidade. Afirmativa errada.

C – O Modelo de Thomson foi o primeiro a constatar a natureza elétrica da matéria ao observar os raios catódicos na Ampola de Crookes. Afirmativa errada.

D – Exatamente como explicado no item anterior. Afirmativa correta.

E – Rutherford descobriu a existência do núcleo, mas os nêutrons somente foram descobertos por Chadwick. Afirmativa errada.

**Gabarito: E**

## 2. Modelo Atômico de Bohr

O Modelo Atômico de Bohr, por vezes, conhecido como Rutherford-Bohr, foi uma importante evolução do modelo de Rutherford com base nas observações sobre o Efeito Fotoelétrico e no Espectro do Átomo de Hidrogênio.

### 2.1. Teoria Quântica

Planck propunha que a luz não era contínua, mas sim que seria transmitida na forma de pacotes, denominados *quantum* (plural *quanta*), cuja energia dependia **exclusivamente** da frequência associada àquela luz. Na luz, a frequência está relacionada à cor do feixe de luz.

A constante de proporcionalidade entre a frequência da onda e a energia do pacote é dada pela Constante de Planck ( $h$ ), que é uma das constantes fundamentais da natureza.

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda}$$

O *quantum* é a menor quantidade de energia que pode ser absorvido por um corpo. É interessante que o Consideremos o caso de três feixes de energia. Na Tabela 1, também mostramos o valor do quantum em **eV**, que é obtido pelo quantum em Joules dividido por  $1,6 \cdot 10^{-19}$ , que é o próprio valor numérico da carga fundamental.

Tabela 1: Quantum para Diversas Tonalidades de Luz

Cor da Luz	Comprimento de Onda	Quantum (J)	Quantum (eV)
UV-1	100 nm	$2 \cdot 10^{-18}$	12,4 eV
UV-2	200 nm	$1 \cdot 10^{-18}$	6,2 eV
Azul	400 nm	$4,95 \cdot 10^{-19}$	3,1 eV
Verde	500 nm	$3,96 \cdot 10^{-19}$	2,5 eV
Vermelho	700 nm	$2,83 \cdot 10^{-19}$	1,8 eV

### 2.2. Efeito Fotoelétrico

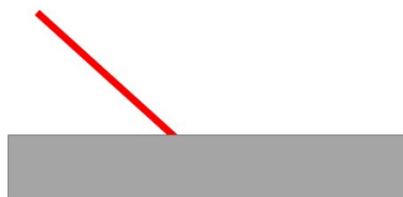
O Efeito Fotoelétrico, por muito tempo, intrigou os cientistas. Quando um metal é atravessado por um feixe de luz, é possível arrancar-lhe elétrons, gerando uma corrente elétrica. Porém, é interessante observar que:

- A velocidade dos elétrons arrancados depende exclusivamente da cor do feixe de luz;
- Um feixe de luz de baixa frequência (geralmente vermelho ou infravermelho) não consegue criar nenhuma corrente elétrica, ainda que seja utilizado uma intensidade muito elevada.

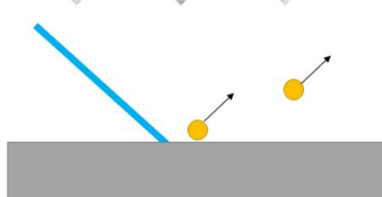


Os elétrons saem com a mesma velocidade em ambas as situações

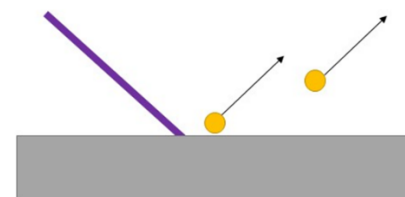
Os elétrons saem com a mesma velocidade em ambas as situações



**Luz Vermelha Fraca:**  
Não se observa nenhuma corrente elétrica



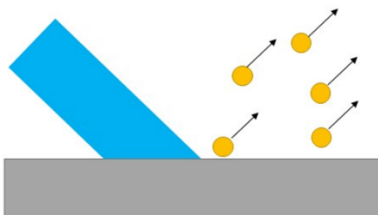
**Luz Azul Fraca:**  
Corrente Elétrica é observada



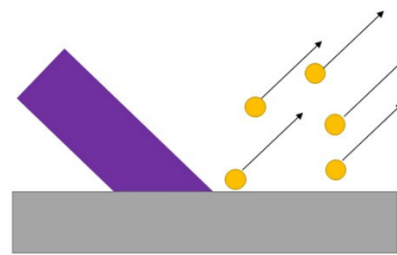
**Luz UV-1 Fraca:**  
Corrente Elétrica



**Luz Vermelha Intensa:**  
Não se observa nenhuma corrente elétrica



**Luz Azul Intensa:**  
Mais corrente elétrica é observada, mas os elétrons possuem a mesma velocidade



**Luz Vermelha Intensa:**  
Mais corrente elétrica é observada, mas os elétrons possuem a mesma velocidade

Figura 7: Efeito Fotoelétrico

A explicação para o Efeito Fotoelétrico foi dada por Albert Einstein em 1905 e lhe rendeu o Prêmio Nobel de Física em 1921. Um elétron somente pode absorver **um fóton por vez**. Isso significa que, pouco importa a intensidade da luz, se o fóton não tiver energia suficiente para arrancar o elétron, não será possível criar corrente elétrica.

A Equação do Efeito Fotoelétrico pode ser obtida diretamente a partir do princípio da Conservação de Energia.

Na situação inicial, temos a energia do fóton incidente. Parte dessa energia é utilizada para promover a ionização do elétron. O que sobra é convertido na forma de energia cinética.

$$E_{\text{fóton incidente}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

Utilizando a Equação de Planck, podemos calcular a energia do fóton incidente.

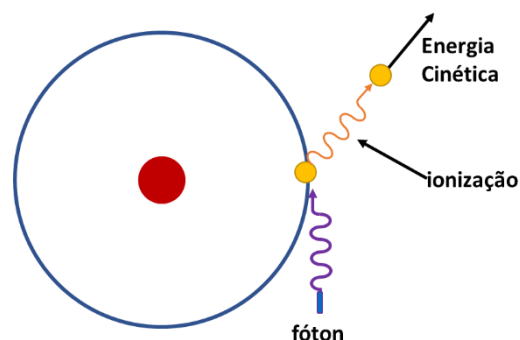


Figura 8: Esquematização do Efeito Fotoelétrico

$$\frac{hc}{\lambda} = \Phi + E_{\text{cinética}}$$

## 2.3. Espectro de Emissão do Átomo de Hidrogênio

Experimentalmente, notava-se que o átomo de hidrogênio somente era capaz de absorver alguns determinados comprimentos de onda bem específicos.

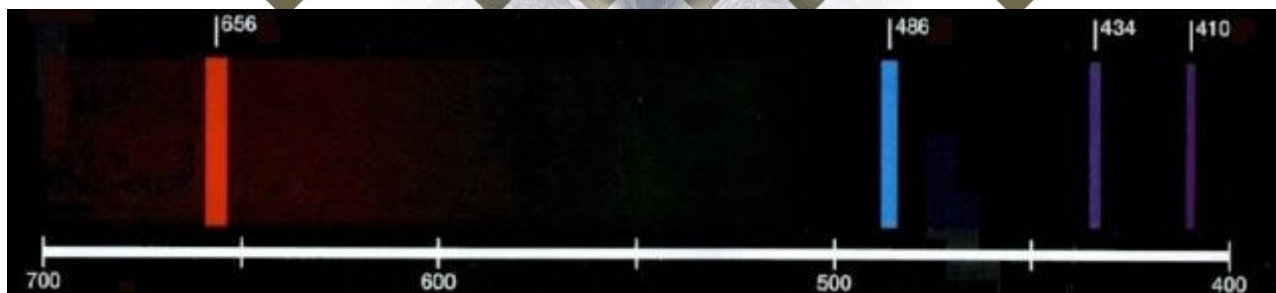


Figura 9: Espectro de Emissão do Hidrogênio [é possível modificar algo?]

O espectro de emissão do hidrogênio foi mais um fato incoerente com a Física Clássica, mas que poderia ser explicado pela Teoria Quântica.

Niels Bohr propôs que o elétron do átomo de hidrogênio **somente poderia ter determinados níveis de energia**. Existiam o primeiro, o segundo, o terceiro nível de energia, mas não seria permitido que o elétron tivesse um nível de energia intermediário entre esses.

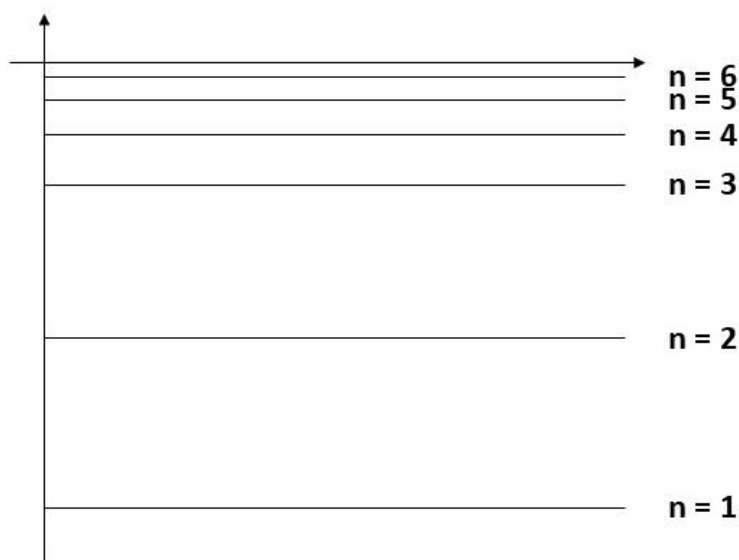


Figura 10: Níveis de Energia para o Hidrogênio

Como os níveis de energia são quantizadas, ou seja, somente podem assumir um conjunto de valores, o átomo de hidrogênio não pode absorver qualquer fóton, mas somente alguns fótons específicos que coincidem exatamente com a energia necessária para promover uma transição entre dois níveis de energia possíveis.

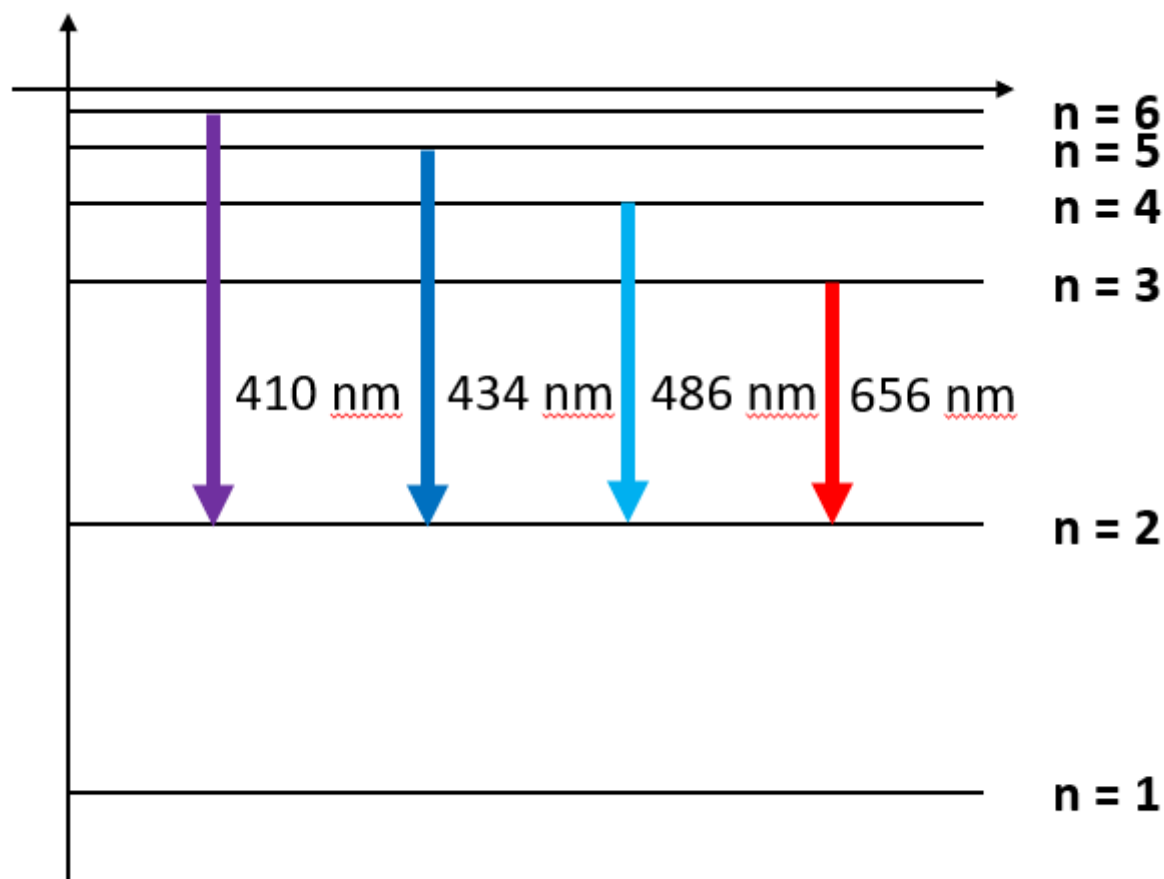


Figura 11: Transições Eletrônicas Envolvidas no Espectro do Átomo de Hidrogênio

## 2.4. Postulados de Bohr

A inovação de Bohr consistiu na proposição de seus postulados em 1913:

- O elétron é capaz de girar em torno do núcleo mantendo órbitas estacionárias circulares sem irradiar nenhum tipo de energia;
- O momento angular dos elétrons é quantizado e somente pode atingir valores múltiplos da Constante de Planck reduzida (comumente chamada de “h cortado”):

$$L = n\hbar = \frac{nh}{2\pi}$$

- Elétrons somente podem ganhar ou perder energia saltando de uma órbita permitida para outra, absorvendo ou emitindo radiação eletromagnética com frequência calculada pela Equação de Planck.

A visão geral do átomo de Bohr está ilustrada na Figura 12, em que está ilustrado um único elétron sendo atraído por um núcleo. Esse elétron pode ocupar diversos níveis de energia que são representados por números inteiros ( $n = 1, 2, 3...$ ), mas não pode ocupar a região entre eles.

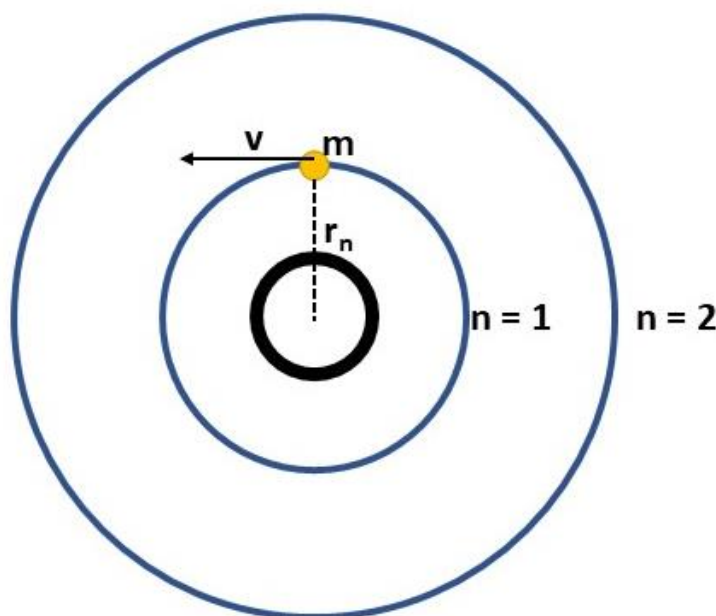


Figura 12: Visão Geral do Átomo de Bohr

A definição física do momento angular do elétron é o produto da sua massa pela velocidade linear pelo raio da trajetória.

$$L = mvr_n$$

Pelos postulados de Bohr, o momento angular somente pode assumir múltiplos da Constante de Planck reduzida.

$$L = mvr_n = \frac{nh}{2\pi}$$

Sendo assim, existem somente alguns valores permitidos para o momento angular do elétron.

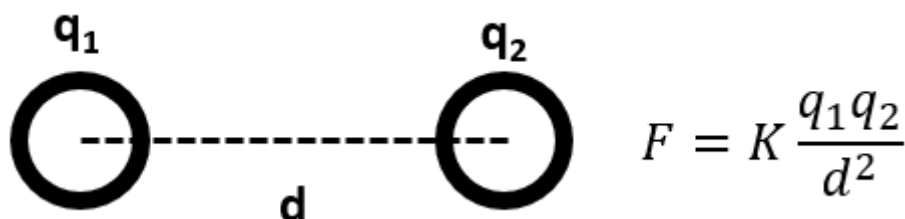
Nível de Energia	Momento Angular
<b>1</b>	$L_1 = \frac{h}{2\pi}$
<b>2</b>	$L_2 = \frac{2h}{2\pi}$
<b>3</b>	$L_3 = \frac{3h}{2\pi}$

## 2.5. Deduções do Modelo Atômico de Bohr

Agora, vamos deduzir as famosas equações do Modelo Atômico de Bohr. O nosso objetivo é calcular as energias necessárias para transições eletrônicas entre dois níveis distintos de energia.

### 2.5.1. Revisão de Física

A força de interação elétrica entre duas cargas é definida pela Lei de Coulomb.



O diagrama mostra duas cargas elétricas, representadas por círculos com pontos no centro, rotuladas como  $q_1$  e  $q_2$ . Uma linha tracejada horizontal conecta os centros das duas cargas, e a distância entre elas é rotulada como  $d$ . À direita do diagrama, a equação da Lei de Coulomb é apresentada:  $F = K \frac{q_1 q_2}{d^2}$ .

A constante envolvida nessa equação ( $K$ ) é chamada **Constante Eletrostática** e que depende do meio em que estão localizadas as duas cargas. No caso da interação próton-elétron, pressupõe-se que o meio entre eles é o vácuo, portanto, adota-se a Constante Eletrostática do Vácuo, cujo valor é dado por  $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ .

Ainda sobre eletricidade, a energia elétrica envolvida entre duas cargas é calculada por uma expressão muito parecida com a Lei de Coulomb.

$$E = - \frac{K q_1 q_2}{r}$$

### 2.5.2. Raios das Órbitas

Como a força centrípeta é representada pela força elétrica de atração entre próton e elétron, podemos escrever:

$$F_{\text{elétrica}} = F_{cp}$$

$$K \frac{q_1 q_2}{r_n^2} = \frac{m_e v^2}{r_n} \quad (I)$$



Na equação acima, utilizamos a notação  $m_e$  para lembrar que estamos falando da massa do elétron, que é conhecida. Além disso, já sabemos as cargas das partículas. A carga  $q_1 = Ze$ , que é a carga do núcleo, e a carga  $q_2 = e$ , que é a carga do elétron.

Trabalhando a equação (I), temos o seguinte resultado.

$$r_n = \underbrace{\left(\frac{Ke^2}{m_e}\right)}_{\text{Constantes}} \cdot \underbrace{Z}_{\text{Número Atômico}} \cdot \underbrace{\frac{1}{v^2}}_{\text{Incógnita}}$$

Na equação acima, temos o raio de cada órbita em função de um produto de várias constantes conhecidas, do número atômico do elemento e da velocidade do elétron, que também é uma incógnita.

A velocidade pode ser extraída dos Postulados de Bohr.

$$L = m_e v r_n = \frac{nh}{2\pi} \quad \therefore \quad v = \frac{nh}{2\pi m_e r_n} \quad (III)$$

Aplicando a equação (III) na equação (II), temos:

$$r_n = \left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot Z \cdot \frac{1}{v^2} = \left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot Z \cdot \left(\frac{2\pi m_e r_n}{nh}\right)^2$$

**Substituindo a velocidade**

A equação acima parece complicada, mas, na verdade, a imensa maioria dos termos ali presentes são constantes conhecidas.

$$r_n = \left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot Z \cdot \left(\frac{2\pi m_e r_n}{nh}\right)^2 = \left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot Z \cdot \left(\frac{4\pi^2 m_e^2 r_n^2}{n^2 h^2}\right)$$

Vamos organizar essa equação separando as constantes, o número atômico e o nível de energia.

$$r_n = \underbrace{\left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot \left(\frac{4\pi^2 m_e^2}{h^2}\right)}_{\text{Constantes}} \cdot \underbrace{Z}_{\text{Número Atômico}} \cdot \underbrace{\frac{1}{n^2}}_{\text{Nível de Energia}} \cdot \underbrace{r_n^2}_{\text{Termo a ser cortado}}$$

Agora, podemos, fazer as contas, começando pela simplificação do termo  $r_n$ .

$$r_n = \underbrace{\left(\frac{h^2}{4\pi^2 K m_e e^2}\right)}_{\text{Constantes}} \cdot \underbrace{\frac{1}{Z}}_{\text{Número Atômico}} \cdot \underbrace{n^2}_{\text{Nível de Energia}}$$

A expressão encontrada faz bastante sentido, porque:

- Quanto maior o número atômico do elemento, mais prótons existem atraindo um único elétron. Sendo assim, é de se esperar realmente que o raio atômico diminua;
- Quanto maior o nível de energia, mais excitado está o elétron, portanto, é de se esperar realmente que ele esteja mais distante do núcleo.

Sendo assim, podemos calcular uma constante muito importante que é **o raio de Bohr**, que corresponde ao raio da primeira órbita do hidrogênio. Para isso, devemos substituir  $Z = 1$ , pois é o número atômico do hidrogênio, e  $n = 1$ , pois estamos falando da primeira órbita.

A notação usual do raio de Bohr é  $a_0$ , por isso, a adotaremos nesse material. Porém, eu não gosto dessa notação, porque o raio de Bohr deveria ser  $r_1$ , em alusão ao primeiro nível de energia do hidrogênio. Porém, usaremos a notação mais conhecida internacionalmente para essa constante.

$$a_0 = r_1 = \left[ \frac{(6,626 \cdot 10^{-34})^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^2} \right] \cdot \frac{1}{1} \cdot 1^2$$

$$a_0 = \left[ \frac{(6,626)^2}{4 \cdot (3,1415)^2 \cdot 9,1 \cdot (1,6)^2} \right] \cdot 10^{-2 \cdot 34 - 9 + 31 + 2 \cdot 19} = (0,0053) \cdot 10^{-8}$$

$$\therefore a_0 = 5,3 \cdot 10^{-11} m = 53 \text{ pm}$$

Dessa maneira, o raio da primeira órbita no átomo de hidrogênio é de aproximadamente 53 pm. Considero desnecessário decorar esse valor. Podemos, ainda, trabalhar um pouco mais a expressão do raio da orbital em um determinado nível de energia.

$$r_n = a_0 \cdot \frac{1}{Z} \cdot n^2 \quad (IV)$$

$r_n$  = raio de Bohr . inverso do número atômico . nível de energia<sup>2</sup>

### 2.5.3. Energia dos Níveis

O elétron possui dois tipos de energia: cinética, pois está em movimento, e elétrica, pois interage com o próton. Como já havíamos visto na seção anterior, a energia do nível  $n$  ( $E_n$ ) depende do raio da órbita desse nível ( $r_n$ ).

$$E_n = E_{elétrica} + E_{cinética}$$

$$E_n = -\frac{Kq_1q_2}{r_n^2} + \frac{m_e v^2}{2}$$

Podemos substituir os valores das cargas do núcleo  $q_1 = Ze$  e do elétron  $q_2 = e$ .

$$E_n = -\frac{KZe \cdot e}{r_n^2} + \frac{m_e v^2}{2} = \frac{m_e v^2}{2} - \frac{KZe^2}{r_n} \quad (V)$$

Substituindo os valores calculados anteriormente para a velocidade do elétron e o raio da órbita, temos que a energia das órbitas em **elétron-Volt** é:

$$E_n = -13,6 \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} \text{ [eV]}$$

Podemos, então, aplicar a equação (IX) para calcular as energias dos diversos níveis do átomo de hidrogênio.

Tabela 2: Níveis de Energia do Hidrogênio

Nível de Energia	Energia do Nível (eV)	Nível de Energia	Energia do Nível (eV)
	$E_n = -13,6 \cdot \frac{1}{n^2}$		$E_n = -13,6 \cdot \frac{1}{n^2}$
1	-13,61	7	-0,28
2	-3,40	8	-0,21
3	-1,51	9	-0,17
4	-0,85	10	-0,14
5	-0,54	11	-0,11

6

-0,38

12

-0,09

Com base na Tabela 2, podemos construir a Figura 13 que ilustra os níveis de energia desse átomo, em que mostramos também o nível  $n = \infty$ , que corresponde ao estado de ionização, quando o elétron é afastado completamente do núcleo.

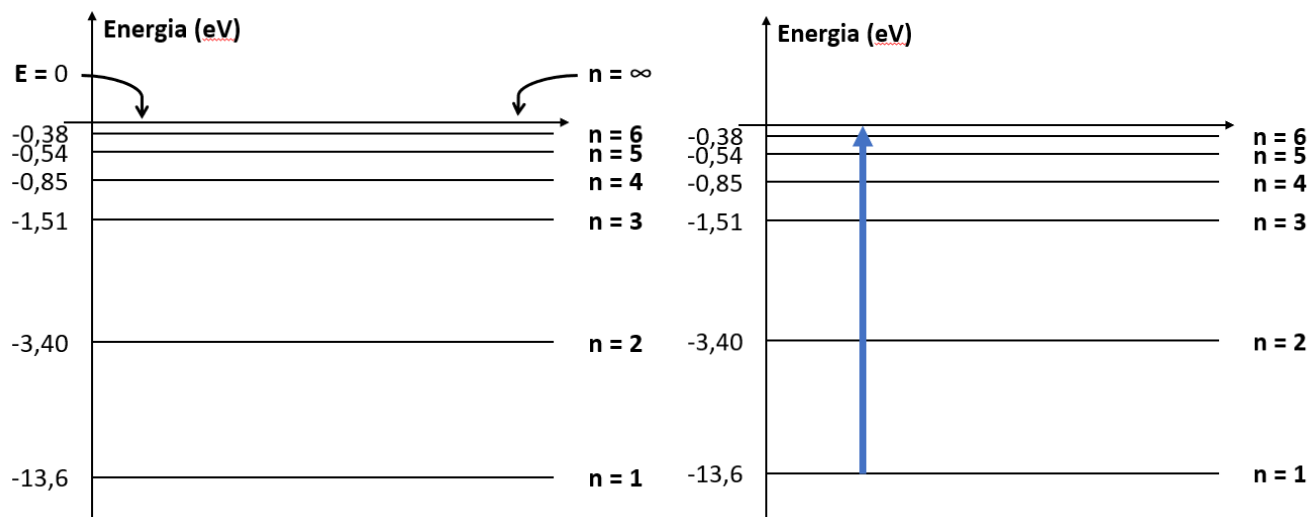


Figura 13: Níveis de Energia no Átomo de Hidrogênio

Com base na Figura 13, podemos calcular a energia de ionização do átomo de hidrogênio.

$$EI = E_{final} - E_{inicial} = E_{\infty} - E_1 = 0 - (-13,6) = 13,6 \text{ eV}$$

## 2.5.4. Equação de Rydberg

Considere uma transição eletrônica, ou seja, um elétron passa de um nível energia inicial  $n_1$  e atinge um nível de energia final  $n_2$ . O objetivo da Equação de Rydberg é calcular o comprimento de onda do fóton associado a essa transição.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{hc}{\lambda} \quad (V)$$

As energias dos níveis  $n_1$  e  $n_2$  podem ser calculadas pela expressão previamente encontrada na equação mostrada no tópico anterior.

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot Z^2 \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

A Constante de Rydberg é considerada uma das constantes mais bem definidas da natureza. Seu valor numérico costuma aparecer em provas de várias formas. Não é preciso decorar seus valores, mas é preciso saber para que serve essa constante.

$$R = 1,097.10^7 m^{-1}$$

$$R^{-1} = 91,1 \text{ nm}$$

## 2.5.5. Espectro do Hidrogênio

O espectro de emissão do átomo de hidrogênio foi uma das principais inspirações para o Modelo. Para facilitar a determinação do espectro, costuma-se dividi-lo em várias **séries espectrais**. Uma série diz respeito a todas as transições eletrônicas envolvendo um determinado nível final  $n_2$ .

Com mostrado na tabela ao lado, a Série de Lyman corresponde ao conjunto de transições eletrônicas que se encerram no nível fundamental. A Série de Balmer corresponde ao conjunto de transições que se encerram no segundo nível. E, assim, por diante.

$n_2$	Série
1	<u>Lyman</u>
2	<u>Balmer</u>
3	<u>Paschen</u>
4	<u>Brackett</u>
5	<u>Pfund</u>

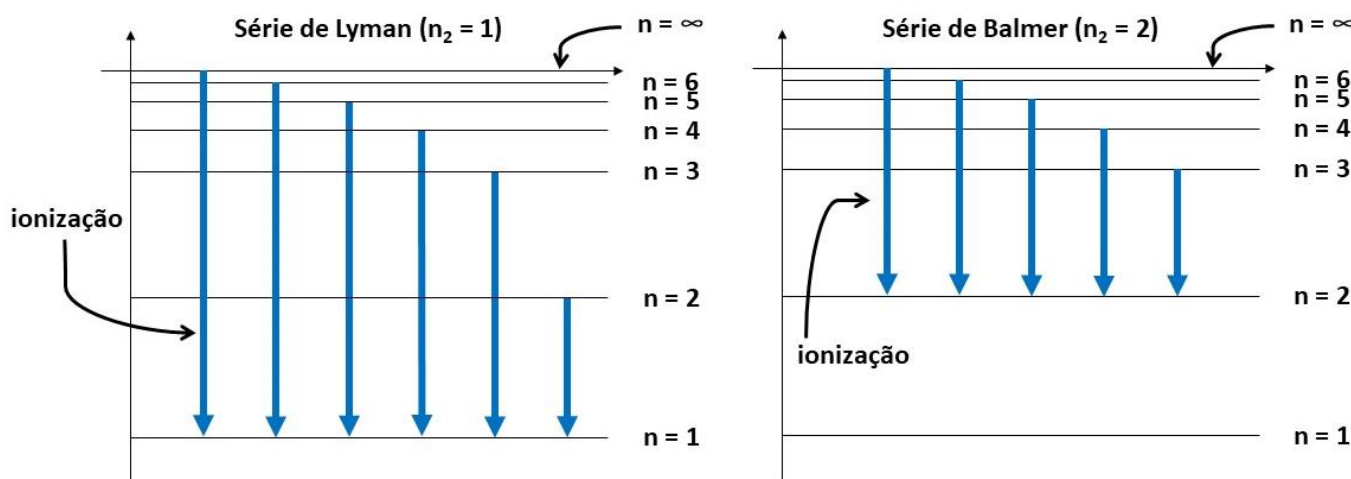


Figura 14: Séries Espectrais de Lyman e Balmer

Vamos começar calculando os valores da Série de Lyman.

Considerando as transições que terminam no estado fundamental, ou seja,  $n_2 = 1$ , podemos escrever que os comprimentos de onda associados são calculados pela Equação de Rydberg, em que  $Z = 1$ , pois estamos falando átomo de hidrogênio.

$$\frac{1}{\lambda_{n \rightarrow 1}} = R \cdot Z^2 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) = R \left( 1 - \frac{1}{n^2} \right)$$

Podemos inverter a expressão encontrada e chegamos a:



$$\therefore \lambda_{n \rightarrow 1} = \frac{R^{-1}}{1 - \frac{1}{n^2}} = \frac{91,1 \text{ nm}}{1 - \frac{1}{n^2}}$$

Agora, façamos as contas para os diversos níveis de energia. Não recomendo que você faça essas contas à mão, pois seria muito desperdício de tempo na sua preparação. É pouco provável que você seja convidado a montar o espectro do hidrogênio ou de outro elemento na sua prova.

Aqui, é mais importante você compreender em linhas gerais como funciona o espectro do hidrogênio.

$$\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{91,1}{1 - \frac{1}{2^2}} = \frac{91,1}{1 - \frac{1}{4}} = \frac{91,1}{3/4} = \frac{91,1 \cdot 4}{3} = 121,5 \text{ nm}$$

$$\lambda_{3 \rightarrow 1} = \frac{91,1}{1 - \frac{1}{3^2}} = \frac{91,1}{1 - \frac{1}{9}} = \frac{91,1}{8/9} = \frac{91,1 \cdot 9}{8} = 102,5 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\infty \rightarrow 1} = \frac{91,1}{1 - 0} = \frac{91,1}{1} = 91,1 \text{ nm}$$

Essa primeira série é conhecida como **Série de Lyman** e envolve todas as transições com o primeiro nível de energia. Observe que todos os comprimentos de onda se encontram abaixo de 400 nm, portanto, encontram-se no ultra-violeta (UV).

Na Tabela 3, mostramos diversos valores calculados para os comprimentos de onda associados às transições eletrônicas do átomo de hidrogênio, usando a Equação de Rydberg. Para treinar um pouco com a Equação de Rydberg, sugiro que você tente montar essa mesma tabela no Excel. Não recomendo fazer à mão, pois seria muito trabalho mecânico desnecessário.

Tabela 3: Previsão Teórica para as Primeiras Séries do Espectro do Hidrogênio

Nível de Origem do Elétron ( $n_2$ )	Série de Lyman ( $n_2 = 1$ )	Série de Balmer ( $n_2 = 2$ )	Série de Paschen ( $n_2 = 3$ )
2	121,5		
3	102,5	655,9	
4	97,2	485,9	1874,1
5	94,9	433,8	1281,1
6	93,7	410,0	1093,2
7	93,0	396,8	1004,4
8	92,5	388,7	954,1
9	92,2	383,3	922,4
10	92,0	379,6	901,0
11	91,9	376,9	885,8
12	91,7	374,8	874,6

Ionização ( $\infty$ )	91,1	364,4	819,9
	Ultravioleta	Parte Visível	Infravermelho

É interessante observar que as faixas visíveis calculadas para a emissão do hidrogênio, que foram destacadas na Tabela 3, são muito próximas dos valores obtidos experimentalmente que já haviam sido trazidos na Figura 11. Essa figura foi repetida a seguir para que você compare os valores obtidos experimentalmente com os valores obtidos teoricamente pelo Modelo Atômico de Bohr.

## 2.6. Modelo Atômico de Sommerfeld

Os átomos polietrônicos apresentavam várias linhas justapostas em suas séries espectrais, não somente as linhas isoladas como vimos no átomo de hidrogênio.

A fim de explicar essas divergências, Arnold J. W. Sommerfeld, em 1916, interpretou essas múltiplas linhas justapostas como a existência de uma subcamada. Sommerfeld propôs que um nível de energia  $n$  ou camada eletrônica seria formada por exatamente  $n$  subníveis, de órbitas elípticas de excentricidades diferentes.

A excentricidade das órbitas de Sommerfeld é dada pela razão:

$$e = \frac{l}{n} = \frac{\text{subnível de energia}}{\text{nível de energia}}, \text{ em que } l = \{0, 1, 2, \dots, n - 1\}$$

Os subníveis são representados por letras:

Tabela 4: Representação dos Subníveis de Energia

Número do Subnível (l)	Representação
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h

Para ficar mais simples a compreensão, podemos dizer que, quanto maior a razão entre o subnível e o nível de energia, mais alongada fica a elipse correspondente à órbita.

Nível n = 1

Nível n = 2

Nível n = 3

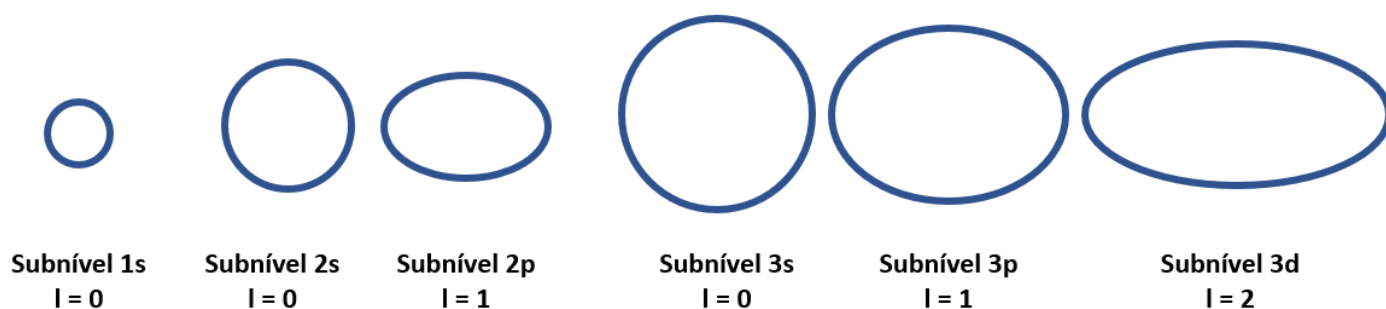


Figura 15: Níveis e Subníveis de Energia no Modelo Atômico de Sommerfeld

Um fato muito importante é que o Modelo Atômico de Bohr se aplica muito bem ao átomo de hidrogênio e aos íons monoelétrônicos, porque, nesse caso, os subníveis de energia são degenerados. Ou seja, **no átomo de hidrogênio, os subníveis 3s e 3p apresentam a mesma energia.**



### 3. (ITA – 2014)

Assinale a opção que contém o momento angular do elétron da quinta órbita do átomo de hidrogênio, segundo o modelo atômico de Bohr.

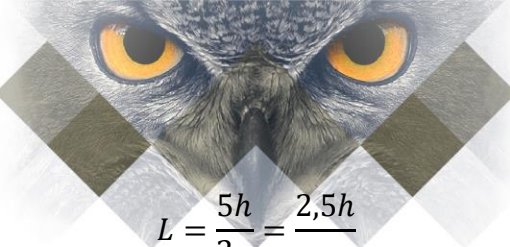
- a)  $h/2\pi$
- b)  $h/\pi$
- c)  $2,5h/2\pi$
- d)  $2,5h/\pi$
- e)  $5h/\pi$

### Comentários

O principal postulado do Modelo Atômico de Bohr é que o momento angular do elétron deve ser múltiplo de  $\frac{h}{2\pi}$ . Portanto:

$$L = \frac{nh}{2\pi}$$

Para o quinto nível de energia:


$$L = \frac{5h}{2\pi} = \frac{2,5h}{\pi}$$

Gabarito: D

### 3. A Teoria do Orbital Atômico

Os avanços no estudo da teoria ondulatória e a proposição do Princípio da Incerteza de Heisenberg trouxeram importantes conceitos sobre a estrutura atômica. Entre as principais revoluções apresentadas pela Teoria do Orbital Atômico, está o seu objetivo.

O objetivo da Teoria do Orbital Atômico é descrever regiões de probabilidade de encontrar o elétron, sem se preocupar com a sua trajetória – posição e velocidade a cada instante.

#### 3.1. Equação de De Broglie

Em 1924, o físico Louis de Broglie, em sua tese de PhD, formulou a hipótese de que **toda matéria** apresenta características tanto ondulatórias como corpusculares comportando-se de um modo ou de outro dependendo do experimento específico.

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

De Broglie concluiu que o postulado de Bohr sobre o momento angular do elétron poderia ser demonstrando, considerando que a circunferência da órbita do elétron deve ser sempre um múltiplo do comprimento de onda a ele associado.

$$2\pi r = n\lambda$$

#### 3.2. Princípio da Incerteza de Heisenberg

Há muito já se sabia que era impossível observar um sistema físico sem alterá-lo. Por exemplo, um termômetro mede a temperatura de um corpo, porque entra em equilíbrio térmico com ele, retirando calor do corpo ou cedendo a ele.

No entanto, um termômetro clínico consegue medir bem a temperatura do corpo humano, porque o corpo humano é muito maior que o termômetro. Sendo assim, o calor que o corpo humano perde (ou ganha) é desprezível, de modo que sua temperatura não é significativamente alterada pelo termômetro. Assim, o termômetro realmente consegue uma medida efetiva da temperatura do corpo humano.

Mas, e se quisermos observar um elétron com um microscópio?

Um microscópio eletrônico emite fótons de luz. Porém, a energia desses fótons é de ordem de grandeza próxima à ordem de grandeza de energia dos elétrons que se deseja observar.

Por conta disso, qualquer microscópio eletrônico afetará sensivelmente os elétrons, de modo que não conseguirá observá-lo adequadamente.

Nenhum microscópio será capaz de determinar simultaneamente a velocidade e a posição dos elétrons de um átomo. Portanto, **é impossível falar em trajetória do elétron**. Não somos capazes de determinar sua posição e sua velocidade com precisão ao mesmo tempo.

## 3.2. Orbital Atômico

Com base no Princípio da Incerteza de Heisenberg, ainda que os elétrons desenvolvessem esse tipo de trajetória, **seria impossível observá-las experimentalmente**, por melhor que fossem os microscópios. Portanto, não faria mais sentido falar de *órbitas* para os elétrons. O conceito de órbitas deu lugar, então ao conceito de **orbital atômico**.

**Orbital Atômico:** regiões em que existe uma probabilidade de encontrar o elétron.

Os orbitais atômicos são as diferentes soluções da Equação de Schrödinger, portanto, foge ao escopo desse livro mostrar como eles são obtidos. Resumidamente, o aluno deve ter em mente a respeito dos orbitais atômicos que:



A Teoria do Orbital Atômico visa apenas a estudar regiões de probabilidade de encontrar o elétron. Ela não se preocupa com trajetória, nem mesmo com possíveis trajetórias.

Para compreender a definição dos orbitais, precisamos aprender o importante conceito de **região nodal**.

**Região Nodal:** é uma região em que a probabilidade de encontrar o elétron é nula.

As regiões nodais podem ser de dois tipos:

- Esféricas;
- Planas ou não-esféricas.



A quantidade e o formato das regiões nodais é determinado pelos números quânticos.

### 3.3. Números Quânticos

Um orbital é determinado por um conjunto de **três** números quânticos:

- O número quântico principal (ou nível de energia);
- O número quântico secundário (ou subnível de energia);
- O número quântico magnético;

Inicialmente, os números quânticos foram postulados por Bohr (principal), Sommerfield (secundário) e Zeeman (magnético). Na mecânica quântica, eles surgem naturalmente das soluções das Equações de Schrödinger.

Além desses três, temos um quarto número quântico, que é o número de Spin. Esse número não vem das soluções de onda de Schrödinger. Ele foi definido bem mais tarde. A utilidade do spin é diferenciar dois elétrons de um mesmo orbital.

Sendo assim, os quatro números quânticos são capazes de definir:

- **nível de energia:** é definido diretamente pelo número quântico principal;
- **subnível de energia:** é definido pelo número quântico principal e pelo secundário;
- **orbital:** é definido por três números quânticos: principal, secundário e magnético;
- **elétron:** é definido por quatro números quânticos: principal, secundário, magnético e spin.

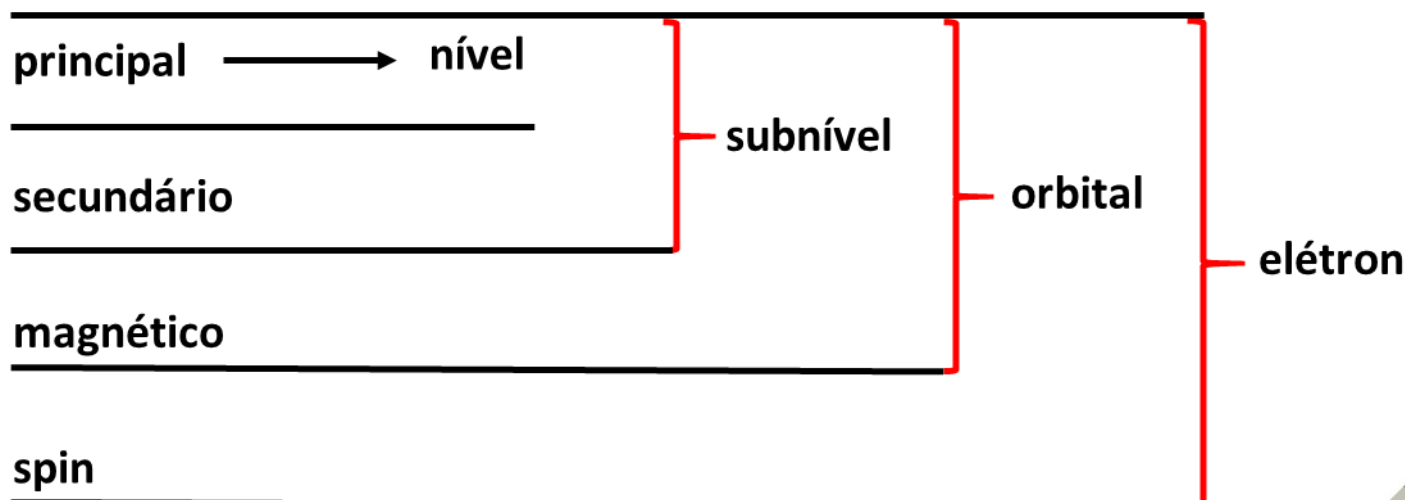


Figura 16: Números Quânticos

Vamos estudar um pouco mais detalhadamente cada número quântico.

### 3.3.1. Número Quântico Principal (n)

É também conhecido como **nível de energia** do orbital. Indica o número total de regiões nodais de um orbital. Vale lembrar que uma das regiões nodais se situa no infinito.

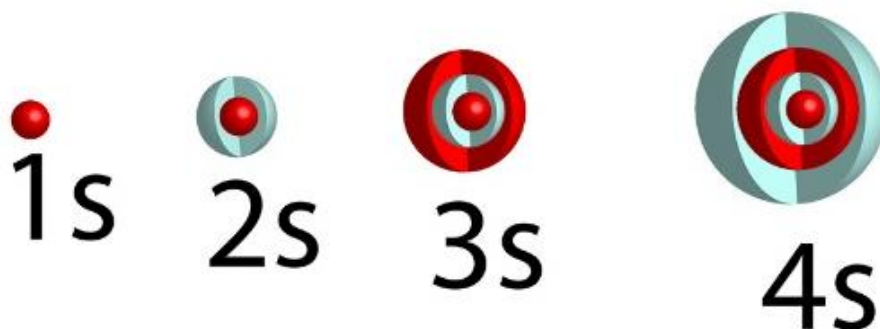


Figura 17: Representação dos Orbitais 1s, 2s, 3s e 4s por meio de suas regiões de probabilidade de encontrar o elétron

O orbital 1s apresenta apenas uma região nodal esférica no infinito. Ela é representada simbolicamente como a mudança de cor entre a região em vermelho e o restante da página. Já o orbital 2s apresenta duas regiões nodais esféricas: uma no infinito e outra que pode ser visualizada na mudança entre o lóbulo vermelho e o lóbulo verde. Analogamente, podemos visualizar as 3 regiões nodais do orbital 3s e as 4 regiões nodais no orbital 4s.

### 3.3.2. Número Quântico Secundário (l)

É também conhecido como **subnível de energia** do orbital. A notação científica convencional para o número quântico secundário é a seguinte:

$$0:s \quad 1:p \quad 2:d \quad 3:f \quad 4:g$$

Os valores que esse número quântico admite são dependentes do número quântico principal, indo de 0 a  $n - 1$ .

$$l \in \{0, 1, 2, \dots, n - 1\}$$

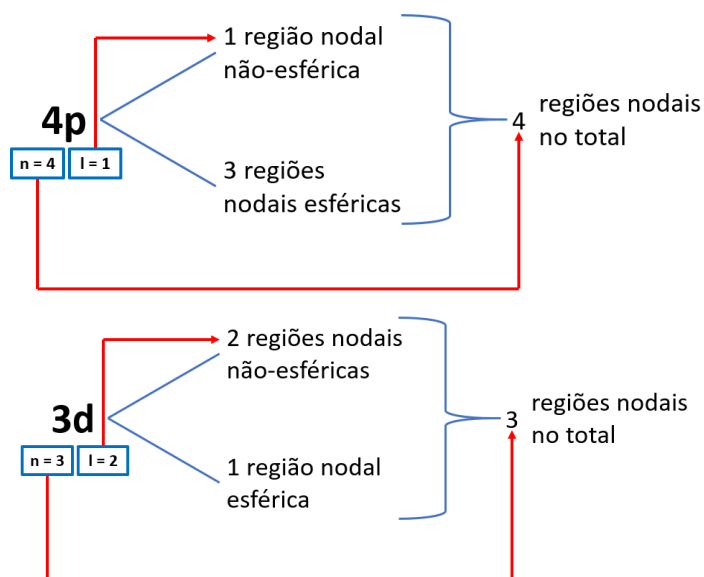
Na Tabela 5, apresentamos todas as possibilidades de combinação entre os números quânticos principal e secundário até o nível 7 de energia.

Tabela 5: Possibilidades de Combinação entre os Números Quânticos Principal e Secundário

	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$	$l = 5$	$l = 6$
$n = 1$	1s						
$n = 2$	2s	2p					
$n = 3$	3s	3p	3d				
$n = 4$	4s	4p	4d	4f			
$n = 5$	5s	5p	5d	5f	5g		
$n = 6$	6s	6p	6d	6f	6g	6h	
$n = 7$	7s	7p	7d	7f	7g	7h	7i

Os números quânticos principal e secundário determinam a energia do orbital nos átomos polieletrônicos. Portanto, todos os orbitais 2p têm a mesma energia, assim como todos os orbitais 3d.

O número quântico secundário determina o número de regiões nodais não-esféricas do orbital. É importante conjugar esse conceito com o número quântico principal, que determina o número de regiões nodais no total. Com base nisso, vamos determinar o número de regiões nodais de alguns orbitais.



Agora, vamos comentar sobre o assunto que mais provavelmente pode ser cobrado na sua prova: as formas dos orbitais atômicos. Começaremos pelos orbitais 2p. Quando falarmos do número quântico magnético, mostraremos que existem 3 orbitais 2p diferentes.

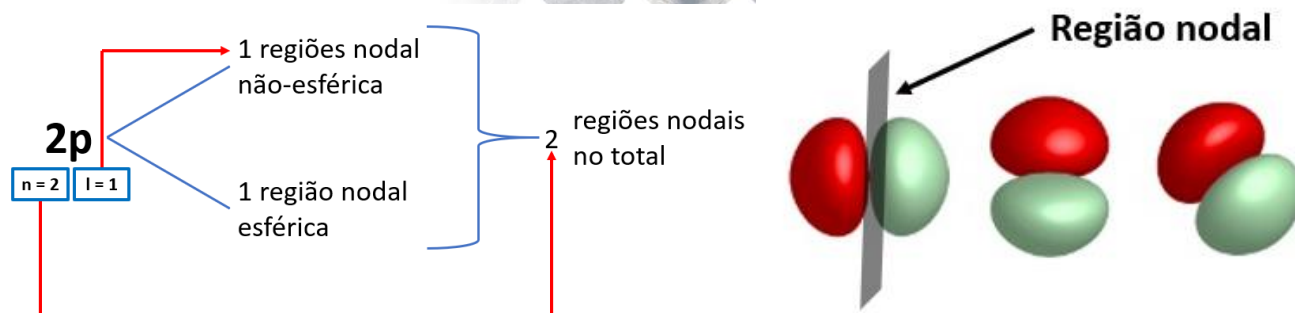


Figura 18: Orbital 2p e suas Regiões Nodais

As regiões nodais planas do orbital 2p correspondem às regiões entre os dois lóbulos pintados de cores diferentes. Como esses orbitais apresentam exatamente uma região nodal plana, ele acaba sendo dividido em dois lóbulos.

Passemos agora, aos orbitais 3d, cujas figuras já começam a se tornar mais complicadas. Além disso, como será visto mais adiante, eles são 5. Como mostramos na **Erro! Fonte de referência não encontrada.**, os orbitais do subnível 3d possuem uma região nodal esférica, que está situada no infinito. Além disso, possuem 2 regiões nodais não-esféricas, que estão representadas na Figura 19.

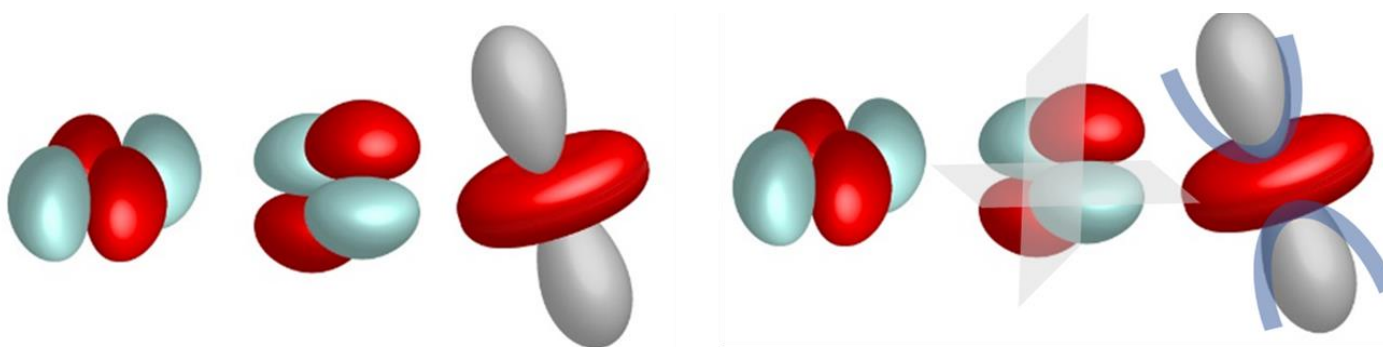


Figura 19: Orbitais 3d e suas Regiões Nodais

### 3.3.3. Penetração de Orbitais

Um orbital é dito **mais penetrante** quando a probabilidade de encontrar o elétron mais próximo do núcleo é maior. O oposto de penetrante é **externo**.

Uma implicação desse conceito é que, quanto mais penetrante for um orbital, mais intensa é a atração entre núcleo e elétron. Isso influenciará não somente nas Propriedades Periódicas do elemento, mas também em ligações químicas, como será estudado no Capítulo sobre Hidrocarbonetos, no curso de Química Orgânica.

Temos duas regras importantes para a penetração de orbitais:



O orbital do menor nível energético é mais penetrante

Se houver empate, utilize a regra do subnível

Ordem de Penetração:  
 $s > p > d > f$

Figura 20: Regra para a Penetração de Orbitais

É importante observar que a regra do nível energético prevalece sobre a regra do subnível no caso de orbital penetrante.

Por conta disso, o orbital **4s** é mais externo que o orbital **3d**, já que aquele está em um nível energético maior. Guarde bem esse conceito, pois os alunos se confundem bastante a respeito disso quando estão estudando Energia de Ionização, no Capítulo sobre Propriedades Periódicas.

### 3.3.4. Número Quântico Magnético ( $m_l$ )

Os valores possíveis de número quântico magnético dependem do número quântico secundário ( $l$ ). Ele pode assumir valores inteiros negativos ou positivos, entre  $-l$  e  $+l$ .

$$m_l \in \{-l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, 2, l-1, l\}$$

Os orbitais de um mesmo subnível geralmente são representados na forma de “casinhas” ou quadrados. Usualmente, cada orbital possui um nome. Os mais importantes para você saber são os nomes dos orbitais **p**:  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ . Também apresentamos os nomes usuais para os orbitais **d**, que são menos utilizados até por serem mais complexos.

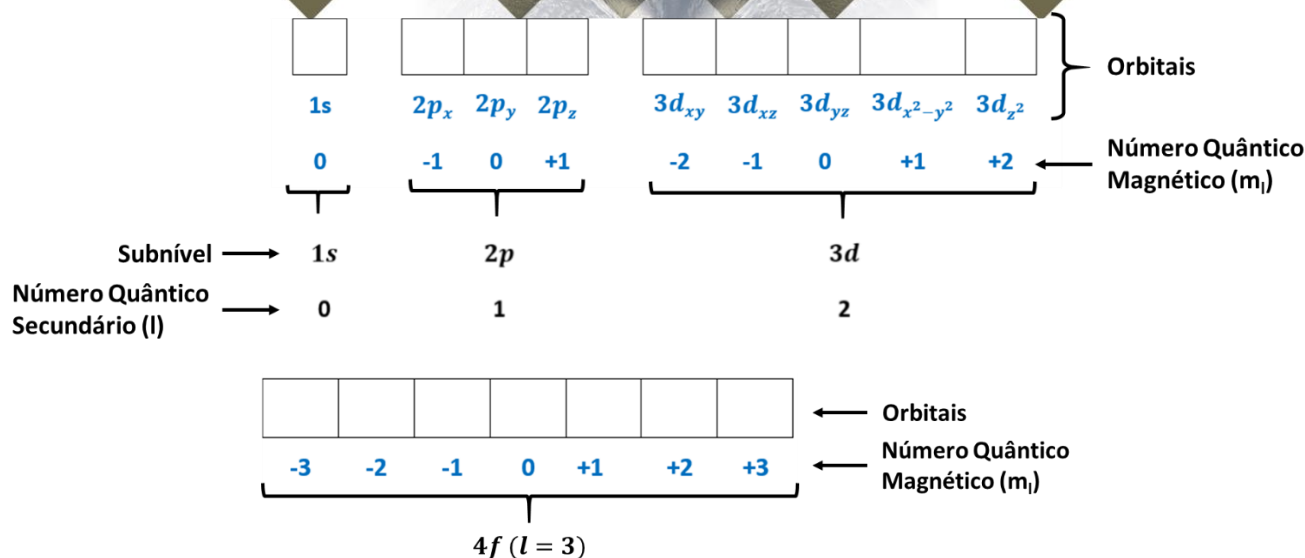


Figura 21: Representação dos Orbitais em Alguns Subníveis

### 3.3.5. Número Quântico de Spin ( $m_s$ )

Indica a orientação do movimento de rotação do elétron em torno de seu próprio eixo. Como só existem apenas dois sentidos possíveis, esse número só pode assumir os valores  $+\frac{1}{2}$  ou  $-\frac{1}{2}$ , indicando probabilidades iguais de o elétron girar em um sentido ou no outro.

O número de Spin é muito importante para entender as propriedades magnéticas da matéria. A capacidade de interagir com campos magnéticos é de vital importância para a engenharia. O magnetismo consiste basicamente na propriedade de alinhar os spins dos elétrons com um campo magnético.

Por exemplo, o átomo de néon possui o primeiro e o segundo níveis com seus orbitais completamente preenchidos – cada um com dos dois elétrons.

	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
Ne:	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^2$

Quando dois elétrons estão em um mesmo orbital, eles são ditos **emparelhados**. Nessa situação, os dois se repelem eletricamente, devido ao princípio de que cargas do mesmo sinal se repelem, enquanto que cargas de sinais opostos se atraem.



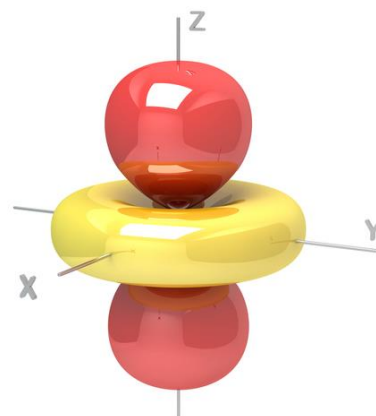


#### 4. (TFC – 2019 – Inédita)

A figura a seguir representa um orbital do átomo de hidrogênio, sendo resultado da aplicação da equação de Schrodinger.

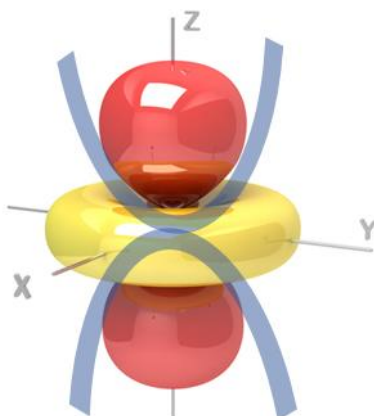
O orbital representado é:

- a) 3p
- b) 3d
- c) 4p
- d) 4d
- e) 4f

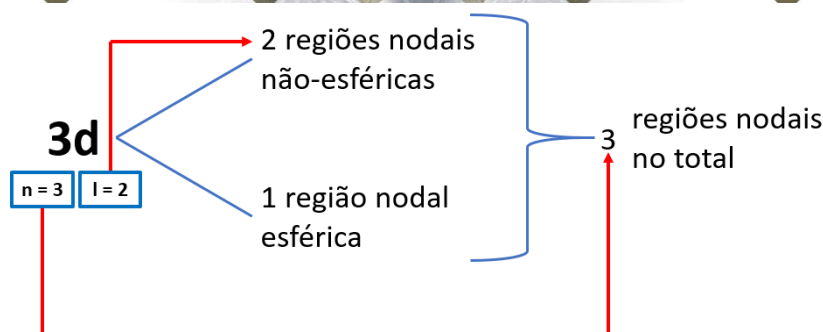


#### Comentários

Para identificar o orbital, devemos estudar as suas regiões nodais. Podemos identificar duas regiões nodais parabólicas (não-esféricas) e a região nodal esférica no infinito que acontece em todos os orbitais.



O orbital em questão apresenta 3 regiões nodais no total, portanto, pertence ao terceiro nível, sendo duas delas não-esféricas, portanto, possui  $\ell = 2$ , que corresponde ao subnível 3d.



### Gabarito: B

#### 5. (TFC – 2019 – Inédita)

A respeito dos orbitais, pode-se afirmar que:

- a) Os orbitais de número quântico secundário nulo não apresentam regiões nodais.
- b) O número quântico magnético influencia na energia dos orbitais localizados no subnível 3d.
- c) Os orbitais 2p e 3p se diferenciam entre si pelas regiões nodais planas.
- d) Os orbitais 2p se diferenciam entre si pelo número de regiões nodais planas.
- e) Num átomo qualquer, os elétrons do orbital 1s estão necessariamente mais próximos do núcleo que os elétrons do orbital 2s.

### Comentários

Eis uma questão de teoria dos orbitais como o ITA gosta de cobrar. O número quântico principal (nível de energia) representa o número de regiões esféricas. Já o número quântico principal (subnível de energia) representa o número de regiões nodais não-esféricas. O número total de regiões nodais do orbital é a soma do número quântico principal com o secundário. De fato, o número quântico magnético não influencia na energia do orbital.

A – Os orbitais de número quântico secundário nulo não apresentam regiões nodais planas, mas podem apresentar regiões nodais esféricas. Afirmativa errada.

B – Correto. O número quântico magnético não influencia na energia dos orbitais **p**, portanto, os orbitais  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$  apresentam a mesma energia. Porém, o mesmo não se pode falar a respeito dos orbitais **3d**. Nesse caso, o número magnético realmente influencia a energia do orbital, tanto é que existem os orbitais 3d- $e_g$  e o 3d- $t_{2g}$ .

C – Ambos apresentam exatamente uma região nodal plana. A diferença entre eles está nas regiões nodais esféricas, pois possuem número quântico principal diferente. O orbital 2p apresenta uma região nodal esférica, enquanto que o 3p apresenta duas. Afirmativa errada.

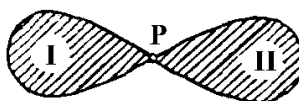
D – Todos os orbitais  $2p$  ( $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ ) apresentam exatamente apenas uma região nodal plana. Afirmativa errada.

E – A teoria dos orbitais trata regiões de probabilidade. Portanto, é mais provável que os elétrons do orbital  $1s$  estejam mais próximos do núcleo do que os elétrons do orbital  $2s$ . É provável, não necessariamente verdade.

### Gabarito: B

#### 6. (ITA – 1988)

Para tentar explicar o que se entende por um orbital atômico do tipo  $2p$ , textos introdutórios usam figuras do tipo seguinte:



Assinale a afirmação CERTA em relação a figuras deste tipo:

- a) O elétron no estado  $2p$  descreve uma trajetória na forma de um oito como esboçado acima.
- b) Enquanto que um dos elétrons  $2p$  está garantidamente na região I, um segundo elétron  $2p$  garantidamente está na região II.
- c) Essas figuras correspondem a símbolos que só podem ser interpretados matematicamente, mas não possuem interpretação física.
- d) Os contornos da área hachurada correspondem à distância máxima do elétron em relação ao núcleo, cuja posição corresponde ao ponto P.
- e) Essa figura procura dar uma ideia das duas regiões onde a probabilidade de encontrar o mesmo elétron  $2p$  é relativamente grande, mas sem esquecer que ele também pode estar fora da região hachurada.

### Comentários

A – A Teoria do Orbital Atômica não se preocupa com trajetórias. Afirmativa errada.

B – As duas regiões ilustradas são regiões de probabilidade de encontrar o elétron. Não há como garantir que algum elétron esteja em alguma dessas regiões. Afirmativa errada.

C – As duas figuras possuem interpretação física como regiões de probabilidade de encontrar o elétron. Afirmativa errada.

D – Teoricamente, a última região nodal do orbital  $2p$  se localiza no infinito, portanto, somente no infinito a probabilidade de encontrar o elétron se anula. Os contornos apenas dão uma ideia de onde seria uma região de maior probabilidade de encontrar o elétron. Afirmativa errada.

E – Perfeito. As regiões hachuradas dão uma ideia de onde é maior a probabilidade de encontrar o elétron.

**Gabarito: E**

### 3.6. Orbital Preenchido, Semipreenchido e Orbital Vazio

Os orbitais podem ser classificados em três categorias dependendo do número de elétrons que nele estão localizados.

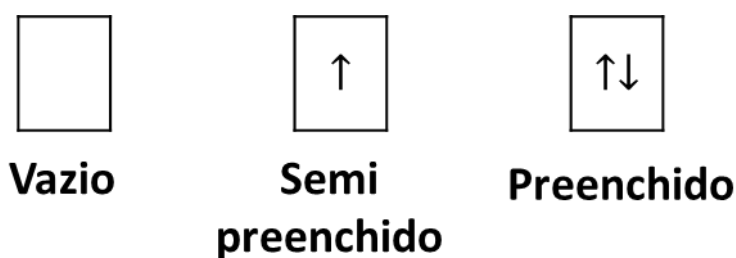


Figura 22: Tipos de Orbitais

Um resultado interessante é que o número de elétrons que cabem em um determinado nível de energia é igual a  $2n^2$ .

$$N = 2n^2$$

## 4. Procedimento de Aufbau

Vamos estudar nessa seção um procedimento prático para construir a configuração eletrônica de um elemento qualquer.

### 4.1. Princípio da Exclusão de Pauli

O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que **é impossível que dois elétrons de um mesmo átomo tenham o mesmo conjunto de quatro números quânticos**.

É um princípio bastante proibitivo. Uma configuração que não o atende **é uma configuração impossível**. A seguir, apresentamos dois exemplos de configurações impossíveis.

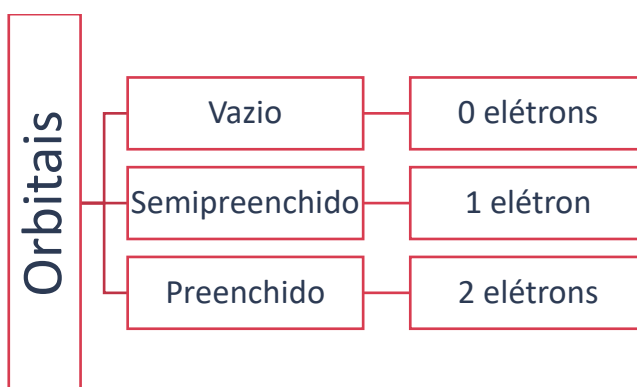
↑↓	↑↓	↑↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓↑↓	↑↑	↑↓	↑↓
$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^2$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^2$	$2p_z^2$



Na primeira configuração, temos dois elétrons no orbital  $2p_x$  que possuem o mesmo número de Spin ( $-1/2$ ). Na segunda configuração, tem-se dois elétrons no orbital  $2s$  que possuem o número de Spin igual a  $+1/2$ .



Como só existem dois números de Spin possíveis para os elétrons, em um orbital, só podem ser colocados, no máximo, dois elétrons. Os orbitais são classificados em vazios, semipreenchidos e completamente preenchidos (ou cheios) de acordo com o número de elétrons que estão localizados nele.



## 4.2. Diagrama de Pauling

Estabelece uma regra geral de sequência de preenchimento dos subníveis energéticos.

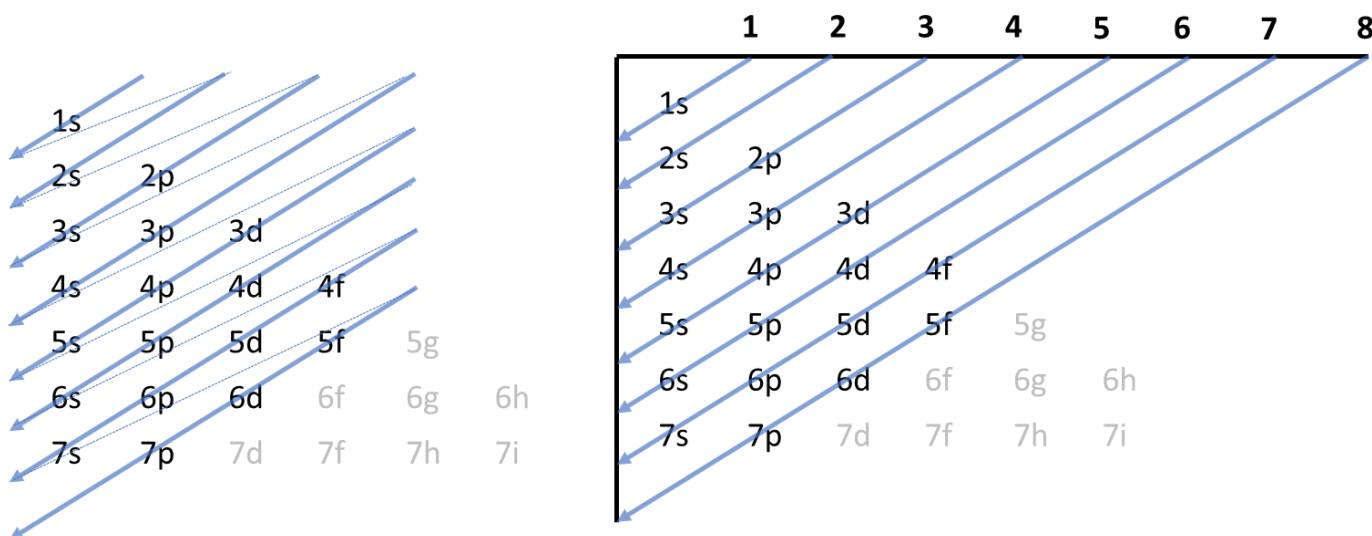


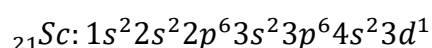
Figura 23: Diagrama de Pauling

Na Figura 23 à esquerda, temos a representação tradicional do Diagrama de Pauling. À direita, uma representação que eu gosto de utilizar, porque acredito que fica menos carregado o diagrama.

Para treinar um pouco essas regras, vamos elaborar a configuração eletrônica do escândio (número atômico 21).

	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
$_{21}Sc:$	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^2$	$2p_y^2$	$2p_z^2$	$3s^2$	$3p_x^2$	$3p_y^2$	$3p_z^2$	$4s^2$	$3d^1$

Na hora da sua prova, você não precisa representar os elétrons pelo seu número de Spin. Somente a representação



É interessante destacar que, como os orbitais **2p** possuem a mesma energia, tanto faz se preenchemos o orbital  $2p_x$ ,  $2p_y$  ou o  $2p_z$ . Também é indiferente se o elétron é preenchido com o spin  $-1/2$  ou  $+1/2$ . Sendo assim, as configurações eletrônicas a seguir para o Boro são todas equivalentes.

$_{5}B:$	↑↓	↑↓		↓	
	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^0$	$2p_y^1$	$2p_z^0$
$_{5}B$	↑↓	↑↓			↑
	$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^0$	$2p_y^0$	$2p_z^1$

Configurações Equivalentes

Figura 24: Exemplos de Configurações Equivalentes

### 4.3. Regra de Hund

A Regra de Hund diz que elétrons de um **mesmo subnível** tendem a permanecer **desemparelhados**, ou seja, em orbitais separados, **com spins paralelos**.



Elétrons de um mesmo subnível

Desemparelhados

Spins Paralelos

Figura 25: Regra de Hund

Uma configuração que não segue a Regra de Hund é **necessariamente um estado excitado**. Vejamos um exemplo para a configuração eletrônica do carbono.

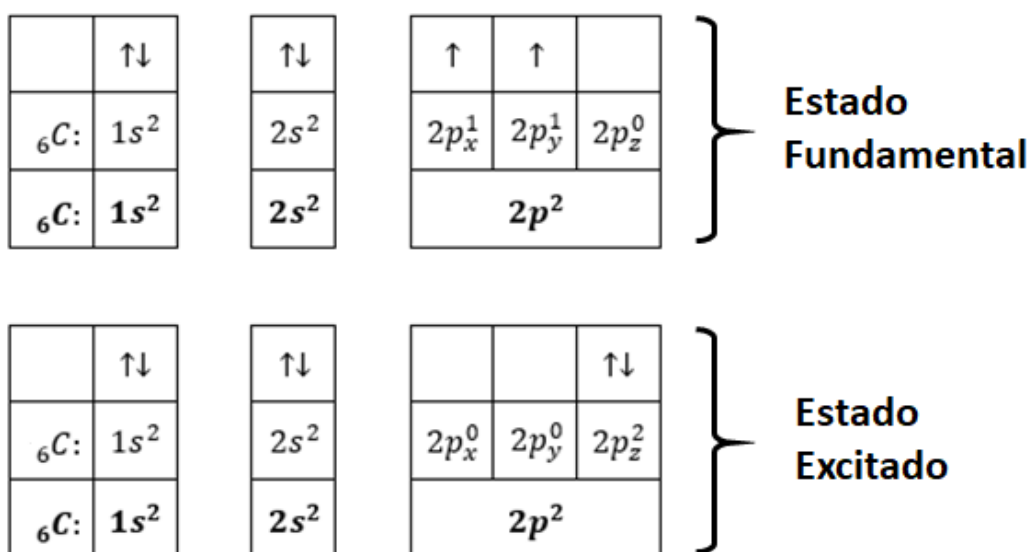


Figura 26: Regra de Hund para o átomo de Carbono

Na Figura 26, temos um estado excitado para o carbono, pois os dois elétrons do orbital  $2p_z$  estão emparelhados, quando ainda existem orbitais vazios no mesmo subnível. Vejamos um exemplo para o carbono, mostrando o seu estado fundamental e um exemplo de estado excitado.

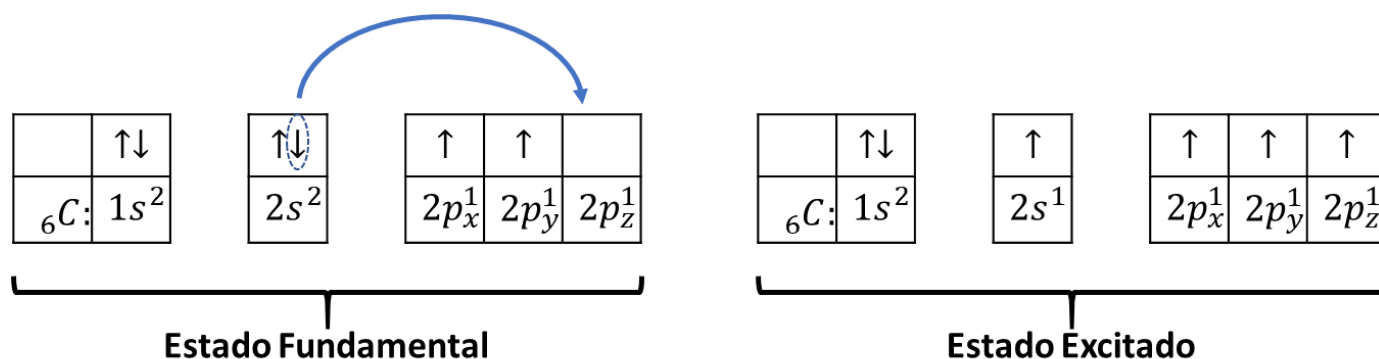


Figura 27: Configuração Eletrônica do Carbono

## 4.4. Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres

Os gases nobres (famílias VIII-A ou 18) são os elementos da parte direita da tabela periódica, cuja configuração eletrônica termina em  $ns^2np^6$ .

Tabela 6: Gases Nobres e seus Respectivos Números Atômicos

Gases Nobres	Número Atômico	Configuração	Próximo Subnível
Hélio (He)	2	$1s^2$	2s
Neônio (Ne)	10	$2s^22p^6$	3s
Argônio (Ar)	18	$3s^23p^6$	4s
Criptônio (Kr)	36	$4s^24p^6$	5s
Xenônio (Xe)	54	$5s^25p^6$	6s
Radônio (Rn)	86	$6s^26p^6$	7s

Eu recomendo que você decore os nomes e os números atômicos dos gases nobres, pois eles facilitam muito a sua vida na hora da prova. A família pode ser decorada pela frase:

**“Hélio Negou Arroz a Cristina e Xerém a Renata”**

A forma mais simples de representar a configuração eletrônica de um elemento qualquer é usando o gás nobre anterior. Vejamos como isso funciona em alguns exemplos.

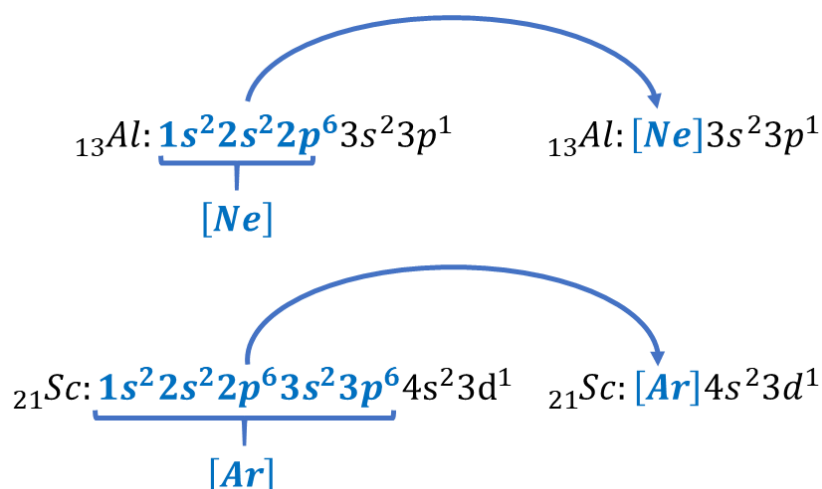


Figura 28: Utilização de Gás Nobre para Simplificar a Configuração Eletrônica de Alguns Elementos

Caso seja necessário que você faça a configuração eletrônica de algum elemento, o jeito mais fácil é lembrar do gás nobre imediatamente anterior.

Vamos fazer alguns exercícios relacionados?



## 7. (TFC – 2019 – Inédita)

Faça a configuração eletrônica dos seguintes elementos:

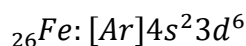
- a) Ferro ( $Z = 26$ )
- b) Nióbio ( $Z = 41$ )
- c) Urânio ( $Z = 92$ )

### Comentários

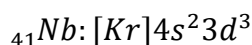
Vamos utilizar a técnica do gás nobre anterior. Para isso, escrevemos os gases nobres e seus respectivos números atômicos.

Gases Nobres	Número Atômico
Hélio (He)	2
Neônio (Ne)	10
Argônio (Ar)	18
Criptônio (Kr)	36
Xenônio (Xe)	54
Radônio (Rn)	86

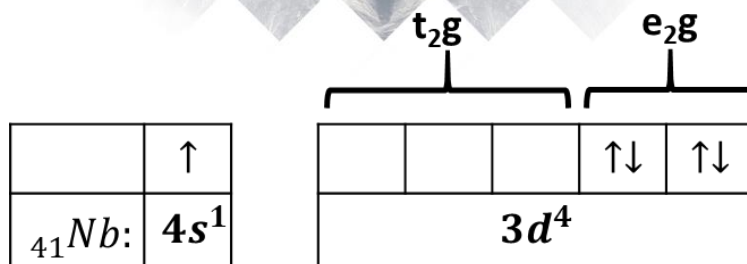
- a) No caso do ferro, o gás nobre anterior é o argônio ( $Z = 18$ ). Como o argônio está no terceiro período, ele termina em **3p**. O próximo subnível é o **4s**. Após os 18 elétrons do argônio, sobram ainda 6 elétrons para completar a eletrosfera do ferro.



- b) No caso do nióbio, o gás nobre anterior é o criptônio ( $Z = 36$ ). Como o criptônio está no quarto período, ele termina em **4p**. O próximo subnível é, portanto, o **5s**. Após os 36 elétrons do argônio, sobram ainda 5 elétrons para completar a eletrosfera do nióbio.



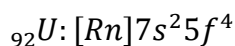
Gostaria de registrar que, na verdade, o nióbio é uma dupla exceção. Nesse elemento, os orbitais **3d-e2g** são menos energéticos e são preenchidos antes dos orbitais **4s**. Os orbitais **3d-t2g** são os mais energéticos.



Uma das evidências dessa configuração eletrônica é que o nióbio não interage com campos magnéticos.

Esse tipo de exceção à configuração eletrônica eu considero inviável e desnecessário de serem memorizadas para a sua prova. Estamos falando apenas em tom de curiosidade.

- c) No caso do urânio, o gás nobre anterior é o radônio ( $Z = 86$ ). Como o radônio está no sexto período, ele termina em **6p**. O próximo subnível é, portanto, o **7s**. Após os 86 elétrons do argônio, sobram ainda 6 elétrons para completar a eletrosfera do urânio.



Lembre-se que o subnível seguinte ao **7s** deve ser o **5f**, porque os orbitais **f** são precedidos por um orbital **s** dois níveis acima.

**Gabarito: discursiva**

## 4.5. Propriedades Magnéticas dos Materiais

Alguns materiais apresentam a propriedade de interagir com campos magnéticos. Nas espécies químicas, o magnetismo se origina da presença de elétrons desemparelhados.

Quando todos os elétrons estão emparelhados, o spin de um equilibra o spin de outro, de modo que o momento resultante no átomo é nulo.

→	→	⊙	←	↓
⊗	←	↑	↑	⊗
→	⊙	⊗	↑	←
↑	⊗	↑	→	↑
↓	→	←	↑	⊙

**Desmagnetizado**

S				
↑	↑	↑	↑	↑
↑	↑	↑	↑	↑
↑	↑	↑	↑	↑
↑	↑	↑	↑	↑
↑	↑	↑	↑	↑
N				

**Magnetizado**

S				
↓	↓	↓	↓	↓
↓	↓	↓	↓	↓
↓	↓	↓	↓	↓
↓	↓	↓	↓	↓
↓	↓	↓	↓	↓
N				

**Magnetizado ao Contrário**

Figura 29: Magnetização

Em relação ao magnetismo de uma espécie química, diz-se que ela é:

- **Diamagnética:** quando não apresenta elétrons desemparelhados em sua estrutura;
- **Paramagnética:** quando apresenta elétrons desemparelhados em sua estrutura.
- **Ferromagnética:** quando apresenta quatro elétrons desemparelhados. É um caso extremo de paramagnetismo.

Quando a espécie química é diamagnética, ela possui um momento total de spin nulo, por isso é magneticamente insensível. Tomemos como exemplo o átomo de neônio, cuja configuração eletrônica, no estado fundamental, é:

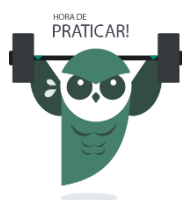
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
Ne:	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sub>x</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>

Da forma mostrada, o átomo de neônio é diamagnético, pois todos os seus elétrons estão **emparelhados**. Vejamos, agora, o exemplo do átomo de alumínio (Z = 13).

	↑↓	↑		
<sub>13</sub> Al: [Ne]	3s <sup>2</sup>	3p <sub>x</sub> <sup>1</sup>	3p <sub>y</sub> <sup>0</sup>	3p <sub>z</sub> <sup>0</sup>

O átomo de alumínio é, teoricamente, paramagnético, porque apresenta um elétron desemparelhado. Porém, em termos práticos, um único elétron desemparelhado cr

Por outro lado, o ferro, cuja configuração eletrônica no estado fundamental é  $Fe: [Ar]4s^23d^6$ , apresenta quatro elétrons desemparelhados. Dessa forma, ele interage muito mais intensamente com um campo magnético.



## 8. (ITA – 1993)

Assinale qual das afirmações é errada a respeito de um átomo neutro cuja configuração eletrônica é  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ :

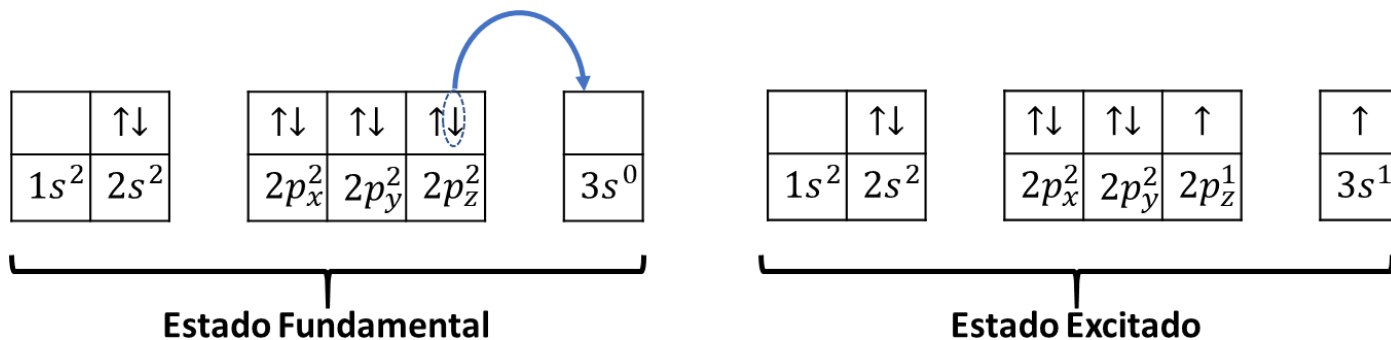
- O átomo não está na configuração mais estável.
- O átomo emite radiação eletromagnética ao passar a  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- O átomo deve receber energia para passar a  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

d) Os orbitais 1s e 2s estão completamente preenchidos.

e) Na configuração mais estável, o átomo é diamagnético.

### Comentários

A configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  é um estado excitado.



A – Como a configuração citada é um estado excitado, de fato, o átomo não está no seu estado fundamental. Afirmitiva correta.

B – A configuração  $1s^2 2s^2 2p^6$  é o estado fundamental como mostrado acima. Ao retornar de um estado excitado para o estado fundamental, de fato, o átomo emite radiação eletromagnética. Afirmitiva correta.

C – O átomo emite energia, não recebe, ao passar do estado excitado para o estado fundamental. Afirmitiva errada.

D – De fato, os orbitais 1s e 2s comportam dois elétrons e estão completamente preenchidos.

E – No estado fundamental, todos os elétrons estão emparelhados. Portanto, o átomo é, de fato, diamagnético.

### Gabarito: E

Finalizamos aqui a nossa teoria por hoje. Agora, você terá uma bateria de exercícios.



## 6. Lista de Questões Propostas

### CONSTANTES

Constante de Avogadro ( $N_A$ )	$= 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	$= 9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	$= 22,4 \text{ L (CNTP)}$
Carga elementar	$= 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	$= 9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	$= 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	$= 2,72$

### DEFINIÇÕES

Pressão:  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia:  $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  $0^\circ\text{C}$  e  $760 \text{ mmHg}$

Condições ambientes:  $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$

Condições padrão:  $1 \text{ bar}$ ; concentração das soluções  $= 1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em  $\text{mol L}^{-1}$

### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar ( $\text{g mol}^{-1}$ )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

## 1. (ITA – 1999)

Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere que sobre a base conceitual desse método sejam feitas as seguintes afirmações:

I – O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida;

II – Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos em todos os aspectos;

III – As transformações químicas consistem de combinação, separação e/ou rearranjo de átomos;

IV – Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos em uma razão fixa.

São corretas as afirmações:

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

## 2. (IME – 2013)



Os trabalhos de Joseph John Thomson e Ernest Rutherford resultaram em importantes contribuições na história da evolução dos modelos atômicos e no estudo de fenômenos relacionados à matéria. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta corretamente o autor e uma de suas contribuições é:

- a) Thomson – Concluiu que o átomo e suas partículas formam um modelo semelhante ao sistema solar.
- b) Thomson – Constatou a indivisibilidade do átomo.
- c) Rutherford – Pela primeira vez, constatou a natureza elétrica da matéria.
- d) Thomson – A partir de experimentos com raios catódicos, comprovou a existência de partículas subatômicas.
- e) Rutherford – Reconheceu a existência das partículas nucleares sem carga elétrica, denominadas nêutrons.

### 3. (ITA – 2014)

Assinale a opção que contém o momento angular do elétron da quinta órbita do átomo de hidrogênio, segundo o modelo atômico de Bohr.

- a)  $h/2\pi$
- b)  $h/\pi$
- c)  $2,5h/2\pi$
- d)  $2,5h/\pi$
- e)  $5h/\pi$

### 4. (TFC – 2019 – INÉDITA)

A figura a seguir representa um orbital do átomo de hidrogênio, sendo resultado da aplicação da equação de Schrodinger.

O orbital representado é:

- a) 3p
- b) 3d
- c) 4p
- d) 4d
- e) 4f

### 5. (TFC – 2019 – INÉDITA)

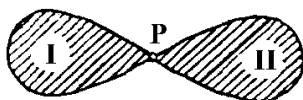
A respeito dos orbitais, pode-se afirmar que:

- a) Os orbitais de número quântico secundário nulo não apresentam regiões nodais.
- b) O número quântico magnético influencia na energia dos orbitais localizados no subnível 3d.
- c) Os orbitais 2p e 3p se diferenciam entre si pelas regiões nodais planas.
- d) Os orbitais 2p se diferenciam entre si pelo número de regiões nodais planas.

e) Num átomo qualquer, os elétrons do orbital 1s estão necessariamente mais próximos do núcleo que os elétrons do orbital 2s.

#### 6. (ITA – 1988)

Para tentar explicar o que se entende por um orbital atômico do tipo 2p, textos introdutórios usam figuras do tipo seguinte:



Assinale a afirmação CERTA em relação a figuras deste tipo:

- a) O elétron no estado 2p descreve uma trajetória na forma de um oito como esboçado acima.
- b) Enquanto que um dos elétrons 2p está garantidamente na região I, um segundo elétron 2p garantidamente está na região II.
- c) Essas figuras correspondem a símbolos que só podem ser interpretados matematicamente, mas não possuem interpretação física.
- d) Os contornos da área hachurada correspondem à distância máxima do elétron em relação ao núcleo, cuja posição corresponde ao ponto P.
- e) Essa figura procura dar uma ideia das duas regiões onde a probabilidade de encontrar o mesmo elétron 2p é relativamente grande, mas sem esquecer que ele também pode estar fora da região hachurada.

#### 7. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Faça a configuração eletrônica dos seguintes elementos:

- a) Ferro ( $Z = 26$ )
- b) Nióbio ( $Z = 41$ )
- c) Urânio ( $Z = 92$ )

#### 8. (ITA – 1993)

Assinale qual das afirmações é errada a respeito de um átomo neutro cuja configuração eletrônica é  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ :

- a) O átomo não está na configuração mais estável.
- b) O átomo emite radiação eletromagnética ao passar a  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- c) O átomo deve receber energia para passar a  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- d) Os orbitais 1s e 2s estão completamente preenchidos.
- e) Na configuração mais estável, o átomo é diamagnético.

#### 9. (ITA – 2018)

Deseja-se aquecer 586 g de água pura da temperatura ambiente até  $91^\circ \text{C}$ , em pressão ambiente. Utilizando um forno micro-ondas convencional que emite radiação eletromagnética com frequência de 2,45 GHz e considerando a

capacidade calorífica da água constante e igual a  $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ , assinale a alternativa que apresenta o número aproximado de fótons necessário para realizar este aquecimento.

- a)  $3 \times 10^{27}$
- b)  $4 \times 10^{28}$
- c)  $1 \times 10^{29}$
- d)  $5 \times 10^{30}$
- e)  $2 \times 10^{31}$

Obs.: Se você ainda não estudou capacidade calorífica (c) em Física, essa grandeza se refere à quantidade de energia necessária para aumentar em  $1^{\circ}\text{C}$  a temperatura de 1g de água. Sendo assim, o calor necessário para aumentar em  $\Delta T$  graus a temperatura de uma massa qualquer (m) de uma substância é dada pela seguinte equação.

$$Q = mc\Delta T$$

10. (ITA – 2018)

Considere as seguintes proposições a respeito dos valores, em módulo, da energia de orbitais atômicos 2s e 2p:

I –  $|E_{2s}| = |E_{2p}|$  para o átomo de hidrogênio

II –  $|E_{2s}| = |E_{2p}|$  para o íon de hélio carregado com uma carga positiva.

III –  $|E_{2s}| > |E_{2p}|$  para o átomo de hélio.

Das proposições acima, está(ão) CORRETA(S):

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

11. (ITA – 2017 - ADAPTADA)

Julgue o item a seguir em correto ou errado.

“A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro”.

12. (ITA – 2002)

Um elétron no estado excitado pode retornar ao estado fundamental de duas formas diferentes emitindo fótons de comprimento de onda  $\lambda$  de acordo com as figuras a seguir:

Considere as seguintes configurações eletrônicas de espécies no estado gasoso:

I –  $1s^2 2s^2 2p^1$

II –  $1s^2 2s^2 2p^3$



III –  $1s^2 2s^2 2p^4$

IV –  $1s^2 2s^2 2p^5$

V –  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$

Assinale a alternativa ERRADA.

- a) As configurações I e IV podem representar estados fundamentais de cátions do segundo período da Tabela Periódica.
- b) As configurações II e III podem representar tanto um estado fundamental como um estado excitado de um átomo neutro do segundo período da Tabela Periódica.
- c) A configuração V pode representar um estado excitado de um átomo neutro do segundo período da Tabela Periódica.
- d) As configurações II e IV podem representar estados excitados de átomos neutros do segundo período da Tabela Periódica.
- e) As configurações II, III e V podem representar estados excitados do segundo período da Tabela Periódica.

### 13. (ITA – 2003)

Considere as seguintes afirmações:

- I. O nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons.
- II. A configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^2_x 2p^2_y$  representa um estado excitado do átomo de oxigênio
- III. O estado fundamental do átomo de fósforo contém três elétrons desemparelhados.
- IV. O átomo de nitrogênio apresenta primeiro potencial de ionização menor que o átomo de flúor.
- V. A energia necessária para excitar um elétron do estado fundamental do átomo de hidrogênio para o orbital 3s é igual àquela necessária para excitar este mesmo elétron para o orbital 3d.

Das afirmações feitas, estão CORRETAS.


- a) apenas I, II e III
- b) apenas I, II e V
- c) apenas III e V
- d) apenas III, IV e V
- e) todas

### 14. (ITA – 1995)

Sabe-se que a configuração eletrônica do átomo de cromo no estado fundamental é  $Ar4s13d5$ . Dessa maneira, é possível afirmar que:

- a) No átomo de cromo, as energias dos subníveis 4s e 3d são tão próximas que eles se comportam como um único subnível.



- 
- b) O cromo é uma exceção à Regra de Hund.
  - c) O estado de oxidação mais estável é o  $\text{Cr}^{6+}$ , pois esse cátion possui configuração eletrônica de gás nobre.
  - d) É uma evidência de que o cromo pode se comportar como um metal alcalino em algumas reações.
  - e) O cromo segue o Princípio da Exclusão de Pauli e o Diagrama de Pauling.

**15. (ITA – 2015)**

Com base no modelo atômico de Bohr:

- a) Deduza a expressão para o módulo do momento angular orbital de um elétron na  $n$ -ésima órbita de Bohr, em termos da constante de Planck,  $h$ .
- b) O modelo de Bohr prevê corretamente o valor do módulo do momento angular orbital do elétron no átomo de hidrogênio em seu estado fundamental? Justifique.

**16. (ITA – 2017)**

Considere que a radiação de comprimento de onda igual a 427 nm seja usada no processo de fotossíntese para a produção de glicose. Suponha que esta radiação seja a única fonte de energia para este processo. Considere também que o valor da variação de entalpia padrão da reação de produção de glicose, a 25°C, seja igual a +2802 kJ.mol<sup>-1</sup>.

- a) Escreva a equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese.
- b) Calcule a variação de entalpia envolvida na produção de uma molécula de glicose, via fotossíntese, a 25°C.
- c) Calcule a energia de um fóton de radiação com comprimento de onda de 427 nm.
- d) Quantos desses fótons (427 nm), no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

**17. (ITA – 2016)**

Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é  $5,82 \times 10^{-19}$  J, assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

- a)  $14,2 \times 10^{-18}$
- b)  $8,4 \times 10^{-18}$
- c)  $14,2 \times 10^{-19}$
- d)  $8,4 \times 10^{-19}$
- e)  $14,2 \times 10^{-20}$

**18. (ITA – 1995)**

Sabe-se que a configuração eletrônica do átomo de cromo no estado fundamental é  $\text{Ar}4s13d5$ . Dessa maneira, é possível afirmar que:

- f) No átomo de cromo, as energias dos subníveis 4s e 3d são tão próximas que eles se comportam como um único subnível.



- g) O cromo é uma exceção à Regra de Hund.
- h) O estado de oxidação mais estável é o  $Cr^{6+}$ , pois esse cátion possui configuração eletrônica de gás nobre.
- i) É uma evidência de que o cromo pode se comportar como um metal alcalino em algumas reações.
- j) O cromo segue o Princípio da Exclusão de Pauli e o Diagrama de Pauling.

19. (ITA – 2015)

Com base no modelo atômico de Bohr:

- c) Deduza a expressão para o módulo do momento angular orbital de um elétron na  $n$ -ésima órbita de Bohr, em termos da constante de Planck,  $h$ .
- d) O modelo de Bohr prevê corretamente o valor do módulo do momento angular orbital do elétron no átomo de hidrogênio em seu estado fundamental? Justifique.

20. (ITA – 2017)

Considere que a radiação de comprimento de onda igual a 427 nm seja usada no processo de fotossíntese para a produção de glicose. Suponha que esta radiação seja a única fonte de energia para este processo. Considere também que o valor da variação de entalpia padrão da reação de produção de glicose, a 25°C, seja igual a +2802 kJ.mol<sup>-1</sup>.

- e) Escreva a equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese.
- f) Calcule a variação de entalpia envolvida na produção de uma molécula de glicose, via fotossíntese, a 25°C.
- g) Calcule a energia de um fóton de radiação com comprimento de onda de 427 nm.
- h) Quantos desses fótons (427 nm), no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

21. (ITA – 2016)

Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é  $5,82 \times 10^{-19}$  J, assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

- a)  $14,2 \times 10^{-18}$
- b)  $8,4 \times 10^{-18}$
- c)  $14,2 \times 10^{-19}$
- d)  $8,4 \times 10^{-19}$
- e)  $14,2 \times 10^{-20}$



## 7. Gabarito

- |               |                |
|---------------|----------------|
| 1. E          | 12. D          |
| 2. E          | 13. E          |
| 3. D          | 14. A          |
| 4. B          | 15. discursiva |
| 5. B          | 16. 10 fótons  |
| 6. E          | 17. D          |
| 7. discursiva | 18. A          |
| 8. E          | 19. discursiva |
| 9. C          | 20. 10 fótons  |
| 10. E         | 21. D          |
| 11. Errado    |                |

## 8. Lista de Questões Comentadas

### 9. (ITA – 2018)

Deseja-se aquecer 586 g de água pura da temperatura ambiente até 91° C, em pressão ambiente. Utilizando um forno micro-ondas convencional que emite radiação eletromagnética com frequência de 2,45 GHz e considerando a capacidade calorífica da água constante e igual a 4,18 J g<sup>-1</sup> °C<sup>-1</sup>, assinale a alternativa que apresenta o número aproximado de fótons necessário para realizar este aquecimento.

a)  $3 \times 10^{27}$

b)  $4 \times 10^{28}$

c)  $1 \times 10^{29}$

d)  $5 \times 10^{30}$

e)  $2 \times 10^{31}$

Obs.: Se você ainda não estudou capacidade calorífica (c) em Física, essa grandeza se refere à quantidade de energia necessária para aumentar em 1°C a temperatura de 1g de água. Sendo assim, o calor necessário para aumentar em  $\Delta T$  graus a temperatura de uma massa qualquer (m) de uma substância é dada pela seguinte equação.

$$Q = mc\Delta T$$

#### Comentários

Considerando que a temperatura ambiente é de 25°C, a variação de temperatura pedida na questão é de 25°C a 91°C, portanto, 66° de variação. O calor necessário para aquecer a amostra de água em questão é:

$$Q = mc\Delta T = 586.4,18. (91 - 25) = 586.4,18.66$$

Não faremos a conta, por enquanto, pois temos a esperança de que seremos capazes de fazer algumas simplificações de frações.

Agora, precisamos calcular a energia do fóton

$$E_{\text{fóton}} = hf = 6,626.10^{-34}.2,45.10^9 = 6,626.2,34.10^{-25}$$

O número de fótons necessários para realizar o aquecimento é igual à quantidade de energia necessária dividida pela energia de cada fóton.

$$N = \frac{Q}{E_{\text{fóton}}} = \frac{586.4,18.66}{6,626.2,34.10^{-25}}$$

Podemos simplificar 66 por 6,626 resultando em aproximadamente 10.

$$N \cong \frac{586.4,18.10}{2,34.10^{-25}} = \frac{586.4,18.10}{2,34} \cdot 10^{-25}$$

Podemos agora fazer a conta  $586/2,34$  que resulta em aproximadamente 250.

$$N \cong 250.4,18.10 \cdot 10^{25} = 10450.10^{25} = 1,0.10^{25+4} = 1,0.10^{29}$$

Chegamos, portanto, ao gabarito na letra C.

Agora que já mostramos qual seria a melhor forma de fazer a questão na hora da sua prova, vamos trabalhar um pouco mais com os números nela envolvidos para que você possa entender um pouco mais sobre a ordem de grandeza dos valores aqui citados.

A quantidade de energia necessária para aquecer a massa de água em questão é:

$$Q = mc\Delta T = 586.4,18 \cdot (91 - 25) = 586.4,18.66 \cong 161\,666\,J \cong 162\,kJ$$

O comprimento de onda do fóton da radiação eletromagnética emitida pelo micro-ondas é calculada pela expressão.

$$c = \lambda f \therefore \lambda = \frac{c}{f} = \frac{3.10^8}{2,45.10^9} = 1,2.10^{8-9} = 0,12\,m$$

**Gabarito: C**

## 10. (ITA – 2018)

Considere as seguintes proposições a respeito dos valores, em módulo, da energia de orbitais atômicos 2s e 2p:

I –  $|E_{2s}| = |E_{2p}|$  para o átomo de hidrogênio

II –  $|E_{2s}| = |E_{2p}|$  para o íon de hélio carregado com uma carga positiva.

III –  $|E_{2s}| > |E_{2p}|$  para o átomo de hélio.

Das proposições acima, está(ão) CORRETA(S):

a) Apenas I.

b) Apenas II.

c) Apenas III.

d) Apenas I e III.

e) Todas.

## Comentários

A regra geral é que o orbital 2p é sempre mais energético que o orbital 2s. Porém, essa regra não se aplica às espécies químicas monoelétrônicas, como o átomo de hidrogênio e o íon  $\text{He}^+$ . Nesse caso, a energia do orbital é determinada unicamente pelo nível de energia, sendo, portanto, degenerados os orbitais 2s e 2p.

Com base nisso, vamos analisar as proposições.

I – Afirmativa correta, pois o átomo de hidrogênio é monoelétrônico, portanto, nesse caso, a energia dos orbitais 2s e 2p é a mesma.

II – Afirmativa correta, pois átomo de hélio também é monoelétrônico.

III – Esse é um item mais difícil. A energia do orbital 2p é, de fato, maior que a energia do orbital 2s no átomo de hélio. Porém, lembre-se que essas energias são negativas, e a questão perguntou sobre o módulo. Ou seja, nos interessa comparar as duas grandezas sem o sinal.

Suponha, por exemplo, que:

$$E_{2s} = -1,5 \text{ eV}$$

$$E_{2p} = -1,0 \text{ eV}$$

Temos, portanto, que o orbital 2p é mais energético, porque a sua energia é maior. Porém, como ambas são negativas.

$$E_{2p} > E_{2s} \therefore |E_{2p}| < |E_{2s}|$$

No exemplo apresentado, temos:

$$|E_{2s}| = 1,5 \text{ eV}$$

$$|E_{2p}| = 1,0 \text{ eV}$$

Logo, a afirmativa III também está correta. Nessa questão, todas as afirmativas estão corretas.

## Gabarito: E

### 11. (ITA – 2017 - adaptada)

Julgue o item a seguir em correto ou errado.

“A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro”.



## Comentários

O orbital de um elemento químico certamente é diferente do mesmo orbital em outro elemento, portanto, haverá diferenças de energia.

O Modelo Atômico de Bohr é um dos que apresenta uma das explicações viáveis para mostrar essa diferença. Com base em Bohr, a energia de um determinado nível é dada por:

$$E = -\frac{RhcZ^2}{n^2}$$

Sendo assim, a energia do nível depende sim do número atômico do elemento. Logo, a energia do orbital 2s no boro é diferente da energia do orbital 2s no berílio.

## Gabarito: Errado

### 12. (ITA – 2002)

Um elétron no estado excitado pode retornar ao estado fundamental de duas formas diferentes emitindo fótons de comprimento de onda  $\lambda$  de acordo com as figuras a seguir:

Considere as seguintes configurações eletrônicas de espécies no estado gasoso:

I –  $1s^2 2s^2 2p^1$

II –  $1s^2 2s^2 2p^3$

III –  $1s^2 2s^2 2p^4$

IV –  $1s^2 2s^2 2p^5$

V –  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$

Assinale a alternativa ERRADA.

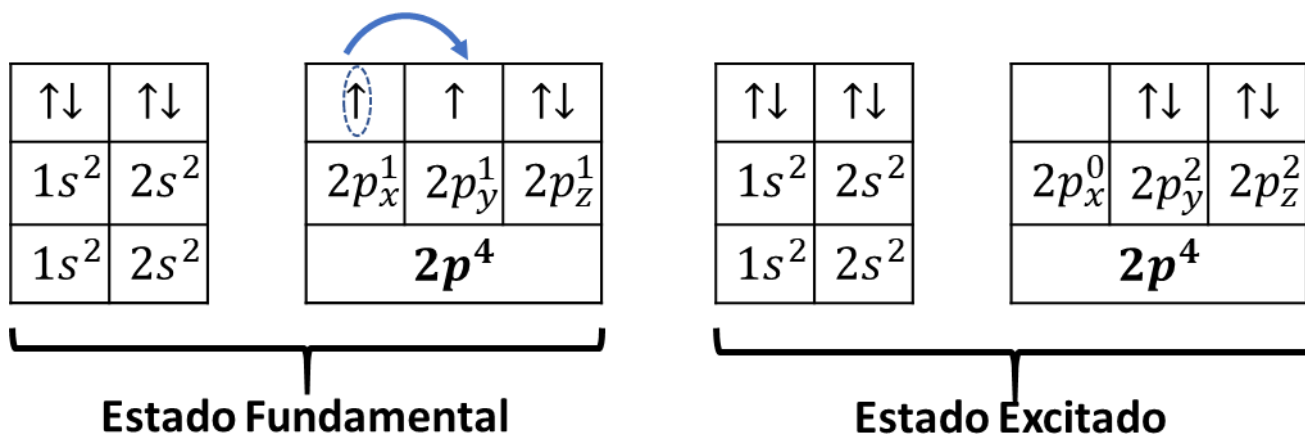
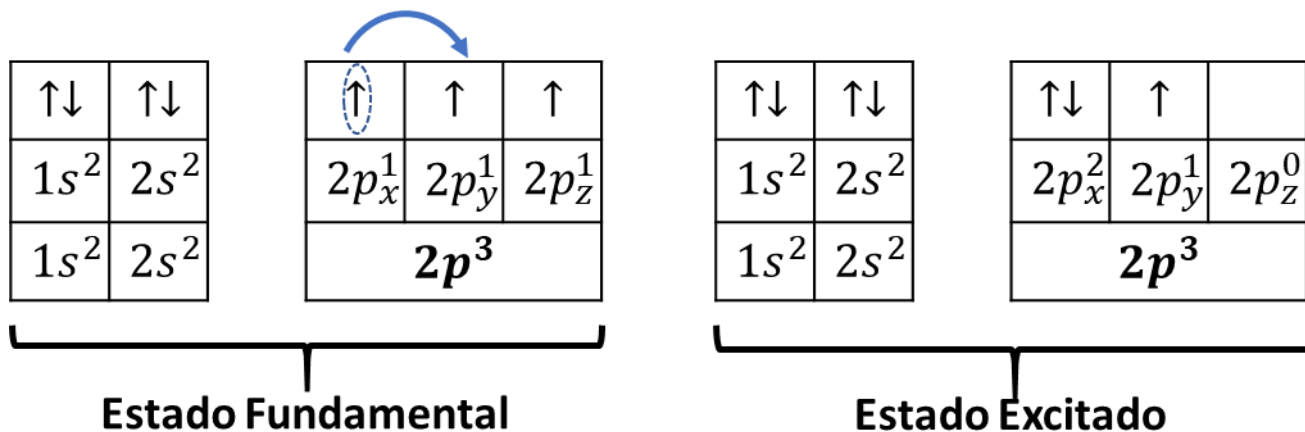
- a) As configurações I e IV podem representar estados fundamentais de cátions do segundo período da Tabela Periódica.
- b) As configurações II e III podem representar tanto um estado fundamental como um estado excitado de um átomo neutro do segundo período da Tabela Periódica.
- c) A configuração V pode representar um estado excitado de um átomo neutro do segundo período da Tabela Periódica.
- d) As configurações II e IV podem representar estados excitados de átomos neutros do segundo período da Tabela Periódica.
- e) As configurações II, III e V podem representar estados excitados do segundo período da Tabela Periódica.

## Comentários

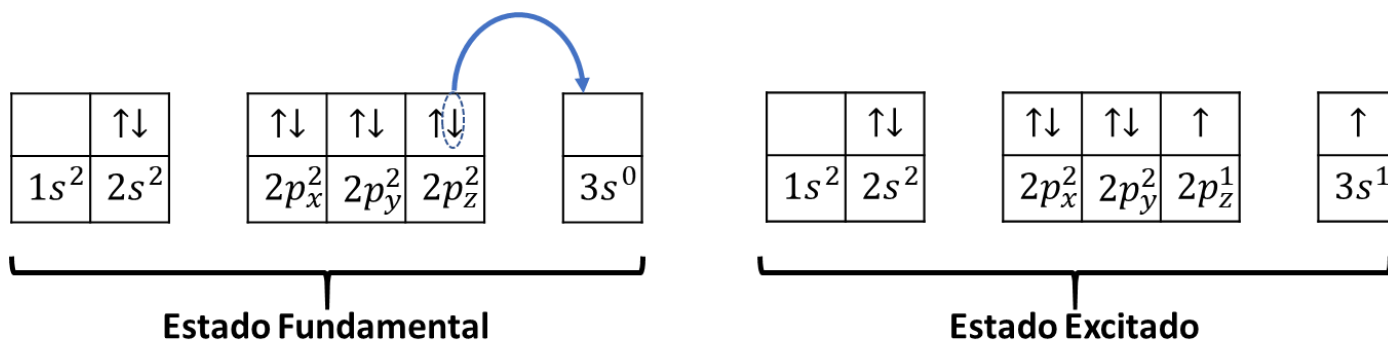
Essa é uma questão bem complexa, porque explora a ambiguidade que existe ao retratar os orbitais **2p** como um conjunto, sem detalhar a sua configuração eletrônica em  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ .

A – De fato,  ${}_6C^+$  e  ${}_{10}Ne^+$  no estado fundamental apresentam as configurações I e IV respectivamente.

B – As configurações  $2p^3: p_x^1 p_y^1 p_z^1$  e  $2p^4: p_x^1 p_y^1 p_z^2$  correspondem a estados fundamentais, porém  $2p^3$  e  $2p^4$  podem representar estados excitados como em  $2p^3: p_x^2 p_y^1$  e  $2p^4: p_y^2 p_z^2$ .



C – A configuração V, de fato, corresponde a um estado excitado do neônio.



D – No caso das configurações II e IV, nenhuma delas pode representar um estado excitado, pois:  $2p^1: p_x^1 p_y^0 p_z^0, p_x^0 p_y^1 p_z^0$  ou  $p_x^0 p_y^0 p_z^1$ . No entanto, os orbitais  $p_x, p_y$  e  $p_z$  são todos iguais, não havendo ordem de preenchimento entre eles. O mesmo ocorre para  $2p^5: p_x^2 p_y^2 p_z^1, p_x^2 p_y^1 p_z^2$  ou  $p_x^1 p_y^2 p_z^2$ , que também são três situações idênticas.

<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td>↑</td><td></td><td></td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>1</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>0</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>0</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>1</sup></td></tr></table>	↑			2p <sub>x</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>0</sup>	2p <sup>1</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
↑																
2p <sub>x</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>0</sup>														
2p <sup>1</sup>																
Estado Fundamental																
<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td></td><td>↑</td><td></td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>0</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>1</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>0</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>1</sup></td></tr></table>		↑		2p <sub>x</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>0</sup>	2p <sup>1</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
	↑															
2p <sub>x</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>0</sup>														
2p <sup>1</sup>																
Estado Fundamental																
<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td></td><td></td><td>↑</td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>0</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>0</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>1</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>1</sup></td></tr></table>			↑	2p <sub>x</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>	2p <sup>1</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
		↑														
2p <sub>x</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>0</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>														
2p <sup>1</sup>																
Estado Fundamental																
<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td>↑</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>1</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>2</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>2</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>5</sup></td></tr></table>	↑	↑↓	↑↓	2p <sub>x</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>	2p <sup>5</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
↑	↑↓	↑↓														
2p <sub>x</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>														
2p <sup>5</sup>																
Estado Fundamental																
<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td>↑↓</td><td>↑</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>2</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>1</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>2</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>5</sup></td></tr></table>	↑↓	↑	↑↓	2p <sub>x</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>	2p <sup>5</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
↑↓	↑	↑↓														
2p <sub>x</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>														
2p <sup>5</sup>																
Estado Fundamental																
<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr><tr><td>1s<sup>2</sup></td><td>2s<sup>2</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	<table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑</td></tr><tr><td>2p<sub>x</sub><sup>2</sup></td><td>2p<sub>y</sub><sup>2</sup></td><td>2p<sub>z</sub><sup>1</sup></td></tr><tr><td colspan="3">2p<sup>5</sup></td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑	2p <sub>x</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>	2p <sup>5</sup>		
↑↓	↑↓															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>															
↑↓	↑↓	↑														
2p <sub>x</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>y</sub> <sup>2</sup>	2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>														
2p <sup>5</sup>																
Estado Fundamental																

E – Já explicada nos itens B e C.

## Gabarito: D

### 13. (ITA – 2003)

Considere as seguintes afirmações:

- O nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons.
- A configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$  representa um estado excitado do átomo de oxigênio
- O estado fundamental do átomo de fósforo contém três elétrons desemparelhados.
- O átomo de nitrogênio apresenta primeiro potencial de ionização menor que o átomo de flúor.
- A energia necessária para excitar um elétron do estado fundamental do átomo de hidrogênio para o orbital 3s é igual àquela necessária para excitar este mesmo elétron para o orbital 3d.

Das afirmações feitas, estão CORRETAS.

- apenas I, II e III
- apenas I, II e V

- c) apenas III e V
- d) apenas III, IV e V
- e) todas

### Comentários

Vamos analisar as afirmativas

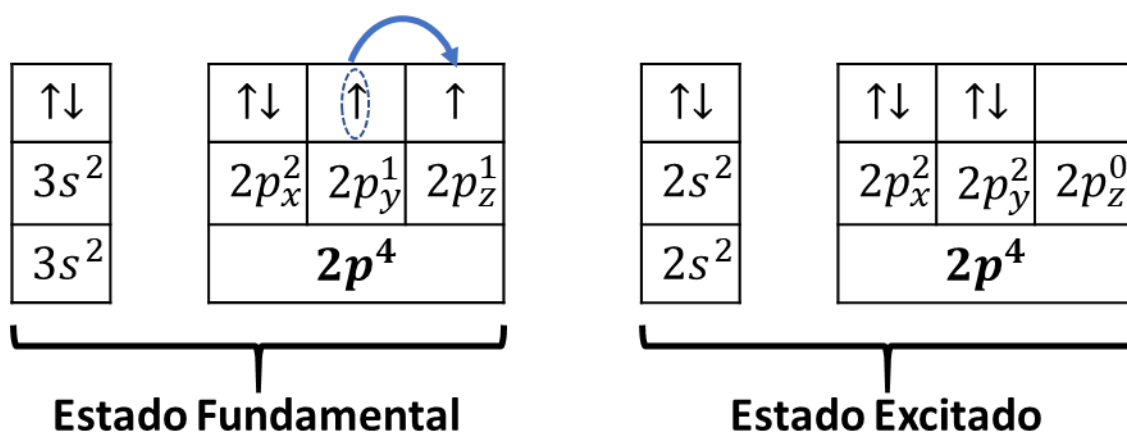
I – O número quântico igual a 4 corresponde ao quarto nível de energia, que pode apresentar os orbitais: 4s, 4p, 4d e 4f.

$$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$$

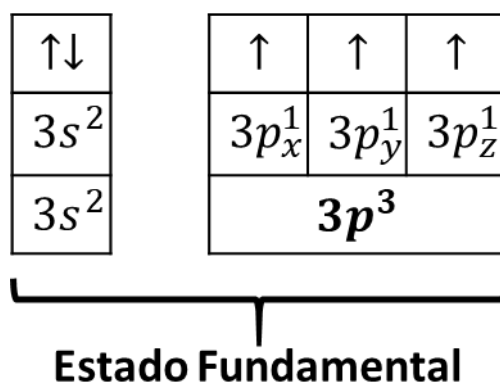
$$N = 2 + 6 + 10 + 14 = 32$$

Portanto, a afirmativa I está correta.

II – A configuração eletrônica em apreço não segue a Regra de Hund, portanto, é, de fato, um estado excitado do oxigênio. Afirmativa correta.



III – O átomo de fósforo (P) tem 15 elétrons. Como o gás nobre anterior a ele é o néonio ( $Z = 10$ ), sua configuração eletrônica no estado fundamental é  ${}_{15}\text{P}: [\text{Ne}]3s^2 3p^3$



De fato, ele apresenta 3 elétrons desemparelhados no estado fundamental.

IV – Ainda não vimos esse assunto, mas a energia de ionização cresce para a direita na Tabela Periódica. Como o flúor está à direita do nitrogênio, de fato, a sua energia de ionização é maior. Dados de energia de ionização: N = 336 kcal/mol e F = 402 kcal/mol.

No entanto, você não precisava saber esse item para acertar a questão, pois os outros quatro itens são suficientes para marcar o gabarito correto.

V – Não se esqueça disso que já foi cobrado diversas vezes na prova do ITA.

No hidrogênio, os orbitais do mesmo nível são degenerados. Ou seja, a energia do orbital 3s é a mesma dos orbitais 3p e 3d.

Afirmativa correta.

Logo, todas as afirmativas estão corretas.

**Gabarito: E**

#### 14. (ITA – 1995)

Sabe-se que a configuração eletrônica do átomo de cromo no estado fundamental é  $[Ar]4s^13d^5$ . Dessa maneira, é possível afirmar que:

- a) No átomo de cromo, as energias dos subníveis 4s e 3d são tão próximas que eles se comportam como um único subnível.
- b) O cromo é uma exceção à Regra de Hund.
- c) O estado de oxidação mais estável é o  $Cr^{6+}$ , pois esse cátion possui configuração eletrônica de gás nobre.
- d) É uma evidência de que o cromo pode se comportar como um metal alcalino em algumas reações.
- e) O cromo segue o Princípio da Exclusão de Pauli e o Diagrama de Pauling.

#### Comentários

Observe que os subníveis 4s e 3d, de fato, se comportam como um mesmo subnível, de modo que o átomo de Cromo segue a Regra de Hund.

↑	↑	↑	↑	↑	↑
4s <sup>1</sup>	3d <sup>5</sup>				

A – está correta. No caso do cromo, os orbitais 4s e 3d se comportam como um único subnível.

B – O cromo segue a Regra de Hund, pois os elétrons do mesmo subnível encontram-se em orbitais separados com spins paralelos. Afirmativa errada.

C – O estado de oxidação mais estável do cromo é o  $\text{Cr}^{3+}$ , sendo muito raro encontra-lo na forma  $\text{Cr}^{6+}$ . Afirmativa errada.

D – O cromo não age como um metal alcalino nas suas reações. Afirmativa errada.

E – Não existem exceções ao Princípio da Exclusão de Pauli, pois uma configuração que não segue esse princípio é **impossível**. De fato, o cromo se configura como uma exceção ao Diagrama de Pauling.

### Gabarito: A

#### 15. (ITA – 2015)

Com base no modelo atômico de Bohr:

a) Deduza a expressão para o módulo do momento angular orbital de um elétron na  $n$ -ésima órbita de Bohr, em termos da constante de Planck,  $h$ .

b) O modelo de Bohr prevê corretamente o valor do módulo do momento angular orbital do elétron no átomo de hidrogênio em seu estado fundamental? Justifique.

### Comentários

Essa questão é bastante estranha, tendo em vista que o Modelo Atômico de Bohr foi proposto em 1913, bem antes da proposição de Louis de Broglie para o caráter dual do elétron, que foi apresentada na sua tese de doutorado em 1924.

Aliás, a tese de de Broglie foi uma das primeiras evidências contra a determinação de órbitas para os elétrons trazida por Bohr e uma das primeiras inspirações para a Teoria do Orbital Atômico.

Porém, a única solução viável para a questão é considerar que o raio da órbita de Bohr é quantizado, sendo a sua circunferência um múltiplo do comprimento de onda associado ao elétron.

$$2\pi r = n\lambda$$

O comprimento de onda de De Broglie é dado por:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Dessa maneira, temos que:

$$2\pi r = \frac{nh}{mv}$$

$$\therefore L = mvr = \frac{nh}{2\pi}$$



Para o átomo de hidrogênio, que possui apenas um elétron, a energia do elétron depende apenas do nível de energia. Portanto, as hipóteses do Modelo de Bohr são válidas, de modo que o modelo prevê com relativa precisão o momento angular orbital do átomo.

### Gabarito: discursiva

#### 16. (ITA – 2017)

Considere que a radiação de comprimento de onda igual a 427 nm seja usada no processo de fotossíntese para a produção de glicose. Suponha que esta radiação seja a única fonte de energia para este processo. Considere também que o valor da variação de entalpia padrão da reação de produção de glicose, a 25°C, seja igual a +2802 kJ.mol<sup>-1</sup>.

- Escreva a equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese.
- Calcule a variação de entalpia envolvida na produção de uma molécula de glicose, via fotossíntese, a 25°C.
- Calcule a energia de um fóton de radiação com comprimento de onda de 427 nm.
- Quantos desses fótons (427 nm), no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

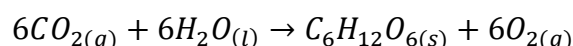
### Comentários

Essa questão cobrou alguns conhecimentos de outros pontos da matéria mais avançados, como as Reações de Combustão, que serão estudadas no Capítulo sobre Reações Inorgânicas, e a variação de entalpia, que será estudada em mais detalhes no Capítulo sobre Termoquímica.

Para resolver essa questão, você precisa saber que a variação de entalpia positiva em uma reação química é nada mais do que a energia necessária para que a reação aconteça. Se a variação de entalpia for negativa, então, ela é associada à energia liberada pela reação quando ela acontece.

Vamos comentar item por item.

- A glicose é produzida nas folhas a partir da reação inversa à combustão da glicose.



- A questão forneceu a variação de entalpia por mol de glicose produzido. Para converter em energia em molécula, devemos dividir pelo número de Avogadro, pois essa é a quantidade de moléculas presentes em um mol.

$$Q = \frac{2808}{6.10^{23}} = 468.10^{-23} = 4,68.10^{-21} \text{ kJ}$$

Podemos lembrar também que o kJ é igual a 10<sup>3</sup> J.

$$Q = 4,68.10^{-18} J$$

c) A energia do fóton é dada pela Equação de Planck.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,626.10^{-34} \cdot 3.10^8}{427.10^{-9}} = 0,047.10^{-34+8+9} = 0,047.10^{-17} = 4,7.10^{-19} J$$

d) Para saber o número de fótons necessários para produzir uma molécula de glicose

$$N = \frac{4,68.10^{-18}}{4,7.10^{-17}} \cong 10$$

### Gabarito: 10 fótons

#### 17. (ITA – 2016)

Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é  $5,82 \times 10^{-19} J$ , assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

a)  $14,2 \times 10^{-18}$

b)  $8,4 \times 10^{-18}$

c)  $14,2 \times 10^{-19}$

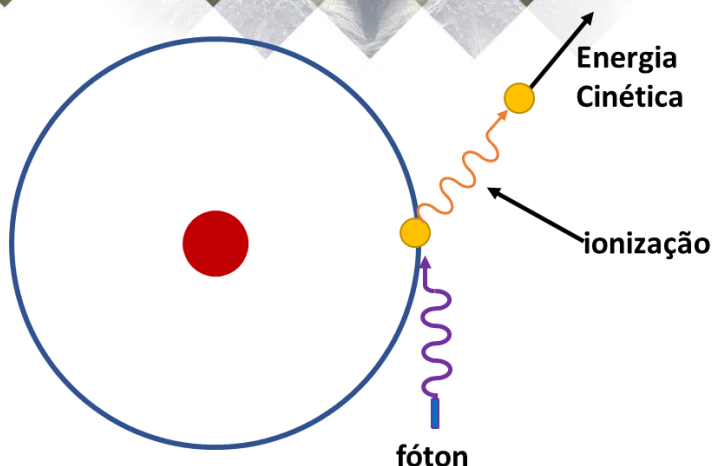
d)  $8,4 \times 10^{-19}$

e)  $14,2 \times 10^{-20}$

### Comentários

A questão cobrou o Efeito Fotoelétrico.

Quando um fóton incide sobre um elétron, ele deve ter energia suficiente para cobrir a energia de ionização, que é a função trabalho, necessária para retirar o elétron. O que sobra de energia é transferida ao elétron como energia cinética.



$$E_{\text{fóton}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

A energia do fóton deve ser calculada pela Equação de Planck.

$$E_{\text{fóton}} = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{140 \cdot 10^{-9}} = 0,142 \cdot 10^{-34+8+9} = 0,142 \cdot 10^{-17} \text{ J} = 14,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Agora, podemos calcular a energia cinética transferida ao elétron.

$$E_{\text{fóton}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

$$14,2 \cdot 10^{-19} = 5,82 \cdot 10^{-19} + E_c$$

$$\therefore E_c = 14,2 \cdot 10^{-19} - 5,82 \cdot 10^{-19} = 8,38 \cdot 10^{-19} \cong 8,4 \cdot 10^{-19}$$

#### Gabarito: D

#### 18. (ITA – 1995)

Sabe-se que a configuração eletrônica do átomo de cromo no estado fundamental é  $[Ar]4s^13d^5$ . Dessa maneira, é possível afirmar que:

- a) No átomo de cromo, as energias dos subníveis 4s e 3d são tão próximas que eles se comportam como um único subnível.
- b) O cromo é uma exceção à Regra de Hund.
- c) O estado de oxidação mais estável é o  $Cr^{6+}$ , pois esse cátion possui configuração eletrônica de gás nobre.
- d) É uma evidência de que o cromo pode se comportar como um metal alcalino em algumas reações.
- e) O cromo segue o Princípio da Exclusão de Pauli e o Diagrama de Pauling.

## Comentários

Observe que os subníveis 4s e 3d, de fato, se comportam como um mesmo subnível, de modo que o átomo de Cromo segue a Regra de Hund.

↑	↑	↑	↑	↑	↑
4s <sup>1</sup>	3d <sup>5</sup>				

A – está correta. No caso do cromo, os orbitais 4s e 3d se comportam como um único subnível.

B – O cromo segue a Regra de Hund, pois os elétrons do mesmo subnível encontram-se em orbitais separados com spins paralelos. Afirmativa errada.

C – O estado de oxidação mais estável do cromo é o Cr<sup>3+</sup>, sendo muito raro encontra-lo na forma Cr<sup>6+</sup>. Afirmativa errada.

D – O cromo não age como um metal alcalino nas suas reações. Afirmativa errada.

E – Não existem exceções ao Princípio da Exclusão de Pauli, pois uma configuração que não segue esse princípio é **impossível**. De fato, o cromo se configura como uma exceção ao Diagrama de Pauling.

## Gabarito: A

### 19. (ITA – 2015)

Com base no modelo atômico de Bohr:

a) Deduza a expressão para o módulo do momento angular orbital de um elétron na n-ésima órbita de Bohr, em termos da constante de Planck,  $h$ .

b) O modelo de Bohr prevê corretamente o valor do módulo do momento angular orbital do elétron no átomo de hidrogênio em seu estado fundamental? Justifique.

## Comentários

Essa questão é bastante estranha, tendo em vista que o Modelo Atômico de Bohr foi proposto em 1913, bem antes da proposição de Louis de Broglie para o caráter dual do elétron, que foi apresentada na sua tese de doutorado em 1924.

Aliás, a tese de de Broglie foi uma das primeiras evidências contra a determinação de órbitas para os elétrons trazida por Bohr e uma das primeiras inspirações para a Teoria do Orbital Atômico.

Porém, a única solução viável para a questão é considerar que o raio da órbita de Bohr é quantizado, sendo a sua circunferência um múltiplo do comprimento de onda associado ao elétron.

$$2\pi r = n\lambda$$

O comprimento de onda de De Broglie é dado por:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Dessa maneira, temos que:

$$2\pi r = \frac{nh}{mv}$$

$$\therefore L = mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

Para o átomo de hidrogênio, que possui apenas um elétron, a energia do elétron depende apenas do nível de energia. Portanto, as hipóteses do Modelo de Bohr são válidas, de modo que o modelo prevê com relativa precisão o momento angular orbital do átomo.

### Gabarito: discursiva

#### 20. (ITA – 2017)

Considere que a radiação de comprimento de onda igual a 427 nm seja usada no processo de fotossíntese para a produção de glicose. Suponha que esta radiação seja a única fonte de energia para este processo. Considere também que o valor da variação de entalpia padrão da reação de produção de glicose, a 25°C, seja igual a +2802 kJ.mol<sup>-1</sup>.

- Escreva a equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese.
- Calcule a variação de entalpia envolvida na produção de uma molécula de glicose, via fotossíntese, a 25°C.
- Calcule a energia de um fóton de radiação com comprimento de onda de 427 nm.
- Quantos desses fótons (427 nm), no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

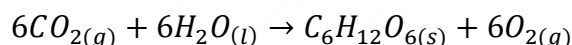
### Comentários

Essa questão cobrou alguns conhecimentos de outros pontos da matéria mais avançados, como as Reações de Combustão, que serão estudadas no Capítulo sobre Reações Inorgânicas, e a variação de entalpia, que será estudada em mais detalhes no Capítulo sobre Termoquímica.

Para resolver essa questão, você precisa saber que a variação de entalpia positiva em uma reação química é nada mais do que a energia necessária para que a reação aconteça. Se a variação de entalpia for negativa, então, ela é associada à energia liberada pela reação quando ela acontece.

Vamos comentar item por item.

a) A glicose é produzida nas folhas a partir da reação inversa à combustão da glicose.



b) A questão forneceu a variação de entalpia por mol de glicose produzido. Para converter em energia em molécula, devemos dividir pelo número de Avogadro, pois essa é a quantidade de moléculas presentes em um mol.

$$Q = \frac{2808}{6.10^{23}} = 468.10^{-23} = 4,68.10^{-21} \text{ kJ}$$

Podemos lembrar também que o kJ é igual a  $10^3$  J.

$$Q = 4,68.10^{-18} \text{ J}$$

c) A energia do fóton é dada pela Equação de Planck.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,626.10^{-34} \cdot 3.10^8}{427.10^{-9}} = 0,047.10^{-34+8+9} = 0,047.10^{-17} = 4,7.10^{-19} \text{ J}$$

d) Para saber o número de fótons necessários para produzir uma molécula de glicose

$$N = \frac{4,68.10^{-18}}{4,7.10^{-19}} \cong 10$$

**Gabarito: 10 fótons**

## 21. (ITA – 2016)

Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é  $5,82 \times 10^{-19} \text{ J}$ , assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

a)  $14,2 \times 10^{-18}$

b)  $8,4 \times 10^{-18}$

c)  $14,2 \times 10^{-19}$

d)  $8,4 \times 10^{-19}$

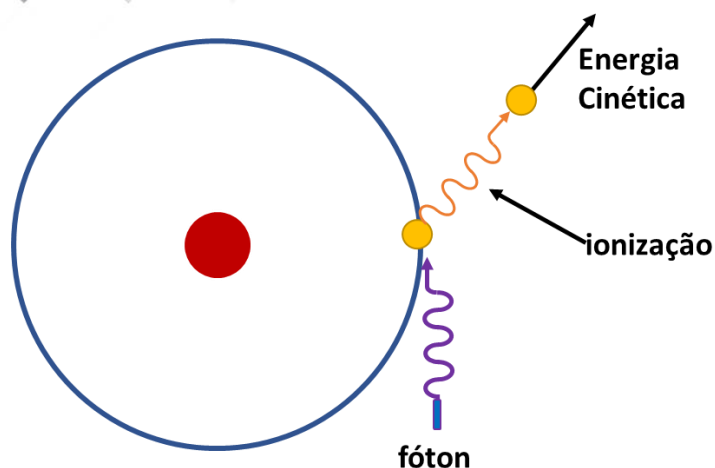
e)  $14,2 \times 10^{-20}$



## Comentários

A questão cobrou o Efeito Fotoelétrico.

Quando um fóton incide sobre um elétron, ele deve ter energia suficiente para cobrir a energia de ionização, que é a função trabalho, necessária para retirar o elétron. O que sobra de energia é transferida ao elétron como energia cinética.



$$E_{\text{fóton}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

A energia do fóton deve ser calculada pela Equação de Planck.

$$E_{\text{fóton}} = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{140 \cdot 10^{-9}} = 0,142 \cdot 10^{-34+8+9} = 0,142 \cdot 10^{-17} \text{ J} = 14,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Agora, podemos calcular a energia cinética transferida ao elétron.

$$E_{\text{fóton}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

$$14,2 \cdot 10^{-19} = 5,82 \cdot 10^{-19} + E_c$$

$$\therefore E_c = 14,2 \cdot 10^{-19} - 5,82 \cdot 10^{-19} = 8,38 \cdot 10^{-19} \cong 8,4 \cdot 10^{-19}$$

**Gabarito: D**