

Aula 01 – Modelos Atômicos

ITA 2021

Professor Thiago Cardoso

Apresentação da Aula	4
<i>Configurações Eletrônicas nas Provas do ITA</i>	4
1. Modelos Atômicos Primitivos	4
1.1. <i>Modelo Atômico de Dalton</i>	5
1.2. <i>Modelo Atômico de Thomson</i>	7
1.2.1. Ampola de Crookes.....	8
1.2.2. Modelo Atômico de Thomson	11
1.2.3. Experimento de Millikan.....	11
1.3. <i>Modelo Atômico de Rutherford</i>	13
1.3.1. Paradoxo de Rutherford	15
2. Modelo Atômico de Bohr	18
2.1. <i>Teoria Quântica</i>	18
2.2. <i>Efeito Fotoelétrico</i>	20
2.3. <i>Espectro de Emissão do Átomo de Hidrogênio</i>	23
2.4. <i>Postulados de Bohr</i>	27
2.5. <i>Deduções do Modelo Atômico de Bohr</i>	31
2.5.1. Revisão de Física	32
2.5.2. Raios das Órbitas	35
2.5.3. Energia dos Níveis.....	38
2.5.4. Equação de Rydberg	43
2.5.5. Espectro do Hidrogênio	45
2.6. <i>Modelo Atômico de Sommerfeld</i>	49
3. A Teoria do Orbital Atômico	54
3.1. <i>Equação de De Broglie</i>	54
3.2. <i>Princípio da Incerteza de Heisenberg</i>	56
3.2. <i>Orbital Atômico</i>	58
3.3. <i>Números Quânticos</i>	59
3.3.1. Número Quântico Principal (n).....	60
3.3.2. Número Quântico Secundário (l).....	61
3.3.3. Penetração de Orbitais	66
3.3.4. Número Quântico Magnético (m_l).....	67
3.3.5. Número Quântico de Spin (m_s).....	69



3.6. Orbital Preenchido, Semipreenchido e Orbital Vazio	74
4. Procedimento de Aufbau	75
4.1. Princípio da Exclusão de Pauli	76
4.2. Diagrama de Pauling	77
4.3. Regra de Hund	80
4.4. Configurações Eletrônicas dos Gases Nobres	82
4.5. Propriedades Magnéticas dos Materiais	84
5. Lista de Questões Propostas.....	89
6. Gabarito.....	103
7. Lista de Questões Comentadas.....	104
8. Considerações Finais	129



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.

Houve um tempo em que o ITA cobrava detalhes da História da Química. E, por isso, trouxemos muito sobre isso no material.

Eu creio que, com o novo modelo de prova seja improvável que questões desse tipo venham a ser cobradas novamente. Porém, precisamos estar prontos, pois a história pode muito bem se repetir.

Para a continuidade da matéria, recomendo que você aprenda bem a fazer as configurações eletrônicas dos elementos, em especial, seguindo a dica que apresentaremos nessa aula sobre utilizar o gás nobre anterior.

É preciso aprender bem, pois 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:



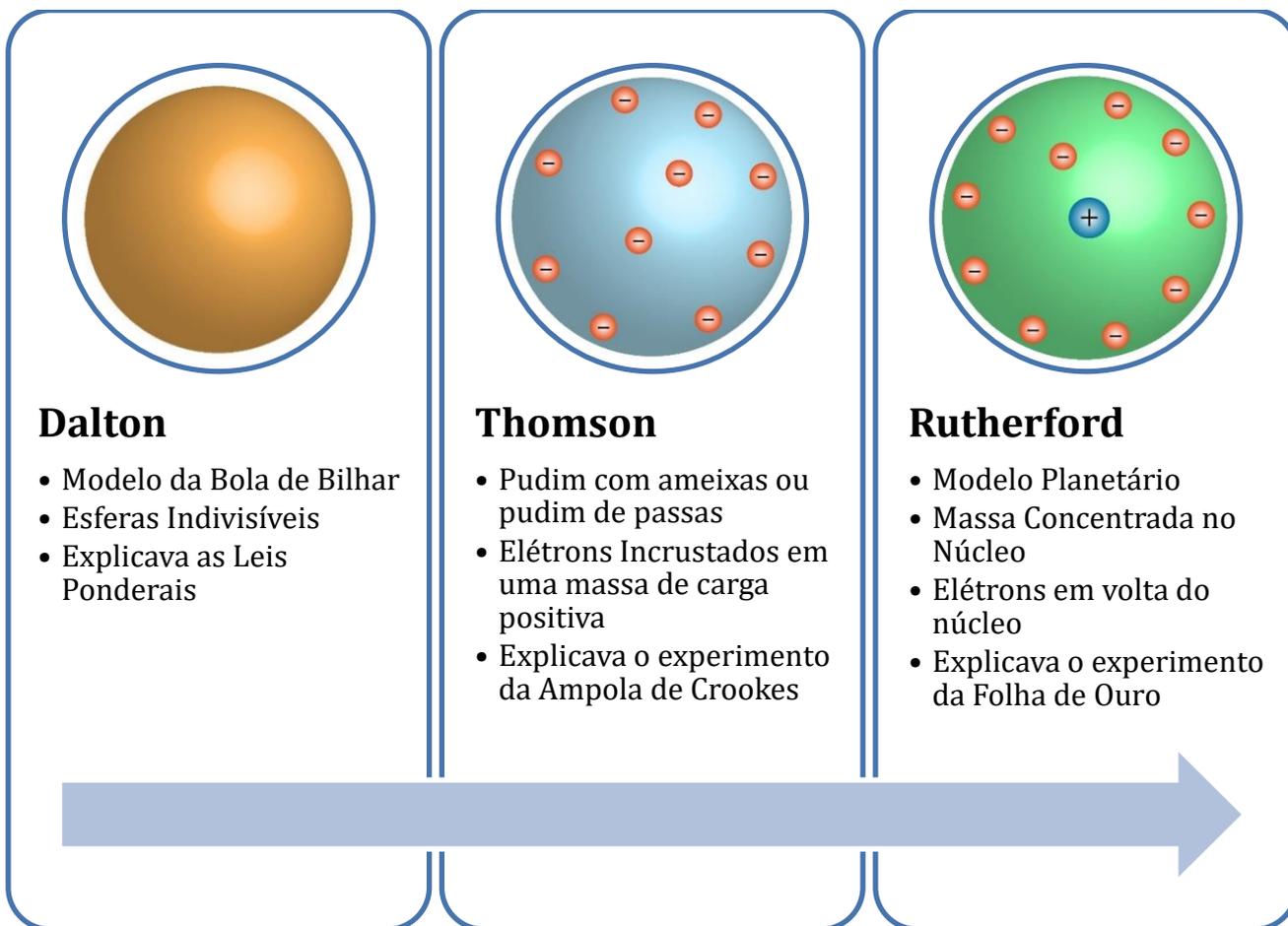


Figura 1: Resumo dos Modelos Atômicos Primitivos

Vamos investigar um pouco mais profundamente cada um desses modelos.

1.1. Modelo Atômico de Dalton

O Modelo Atômico de Dalton foi um grande marco na história da Química, porque pôs fim à teoria dos cinco elementos proposta por Aristóteles e foi a primeira base para muitas respostas dos alquimistas.

A alquimia foi uma prática que combinava elementos de várias ciências embrionárias, como a Física, a Medicina e a Química, com conceitos mais subjetivos, como Arte e Espiritualismo.

Um de seus objetivos mais famosos era fazer a transmutação dos metais inferiores ao ouro, por exemplo, transformar chumbo em ouro. Até o Século XVIII, houve grande corrida através de técnicas de alquimia que possibilitassem esse tipo de transformação.

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.

Vamos esquematizar o modelo atômico de Dalton.

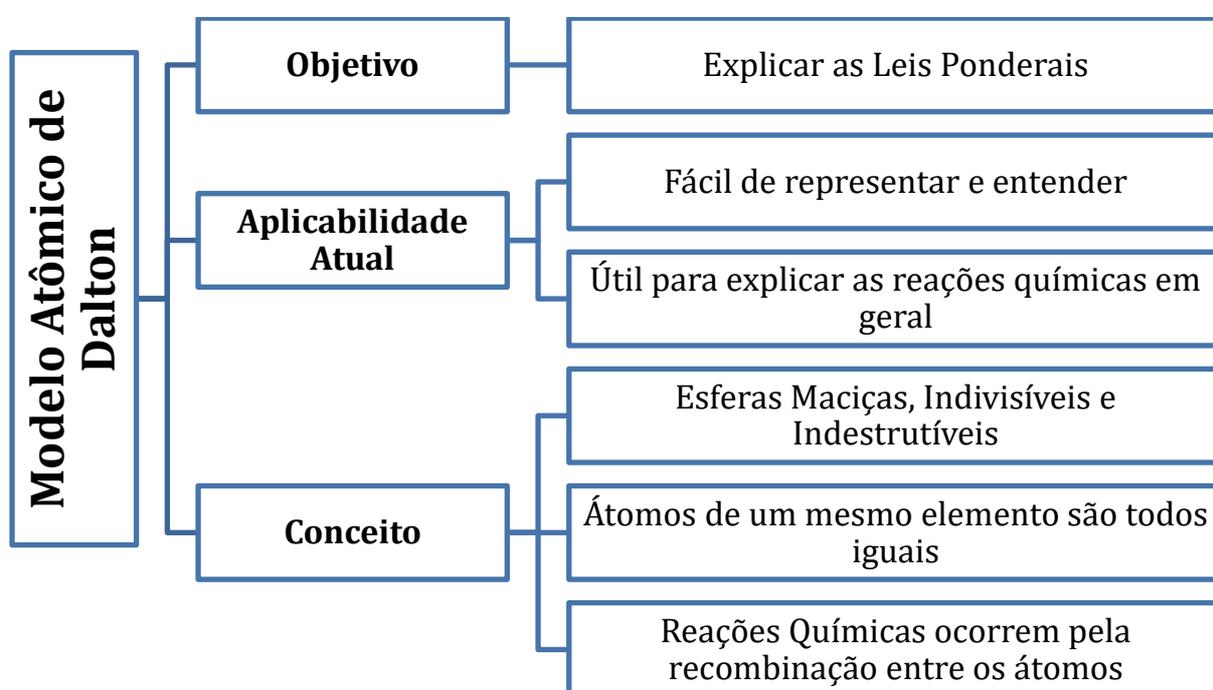


Figura 2: Modelo Atômico de Dalton

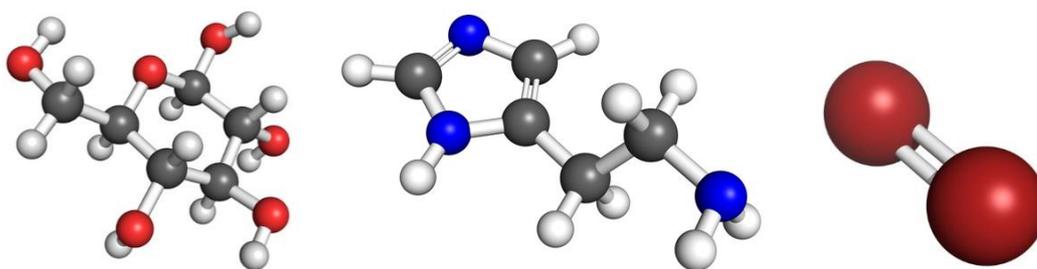
Em seu tempo, Dalton não utilizou o termo “substância”, mas sim “átomo simples” e “átomo composto”. Essa nomenclatura pode causar certa confusão.

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.

Vários átomos simples poderiam se combinar formando átomos compostos. O conceito de átomo composto é o que conhecemos hoje como “substância”.

Atualmente, já conhecemos as partículas subatômicas e sabemos, portanto, que o átomo não é indivisível. Porém, o modelo atômico de Dalton é bastante simples e, por isso, é muito fácil de ser representado e compreendido.

Por esse motivo, ainda é bastante utilizado para representar moléculas e diversas reações químicas quando **não se precisa entrar em detalhes sobre as partículas subatômicas**.



Glicose ($C_6H_{12}O_6$)

Histamina ($C_5H_9N_3$)

Oxigênio (O_2)

Figura 3: Exemplos de Moléculas representadas pelo Modelo de Dalton

Quando fazemos essa representação, estamos utilizando inconscientemente o Modelo de Dalton, que ainda é útil para explicar muitas transformações químicas. Porém, algumas perguntas não encontram explicações com base nesse modelo, entre elas:

- Por que determinadas substâncias são condutoras de eletricidade e outras não?
- Como ocorrem os processos radioativos?
- Por que determinadas substâncias apresentam temperatura de ebulição mais alta que outras?

Com o passar dos tempos, novos experimentos foram realizados. A partir de sua observação, foram propostos novos modelos atômicos mais sofisticados.

Vamos estudar alguns deles.

1.2. Modelo Atômico de Thomson

O Modelo Atômico de Dalton não trazia nenhuma explicação ou previsão para a eletricidade. Porém, tal fenômeno já era conhecido desde a Grécia Antiga.

A eletricidade foi observada pela primeira vez pelo filósofo grego Tales de Mileto. Tales esfregou âmbar a um pedaço de pele de carneiro e observou que pedaços de palhas e fragmentos de madeira começavam a ser atraídas pelo âmbar.

O filósofo grego, porém, não foi preciso ao explicar tal fenômeno. Para Tales, existia uma relação de “amor e ódio” entre determinados materiais. Os materiais que se amavam se atraíam. Já os materiais que se odiavam se repeliam.

Em 1730, ainda antes do Modelo Atômico de Dalton, o físico inglês Stephen Gray identificou que alguns materiais conduziam a eletricidade com maior eficácia do que outros. Gray inaugurou os conceitos de **condutor e isolante elétricos**.

Por volta de 1800, o físico Alessandro Volta construiu a primeira pilha, conhecida como a **pilha de Volta**. Volta construiu um dispositivo com vários discos de zinco e cobre empilhados, separando-os por uma solução aquosa de ácido sulfúrico.

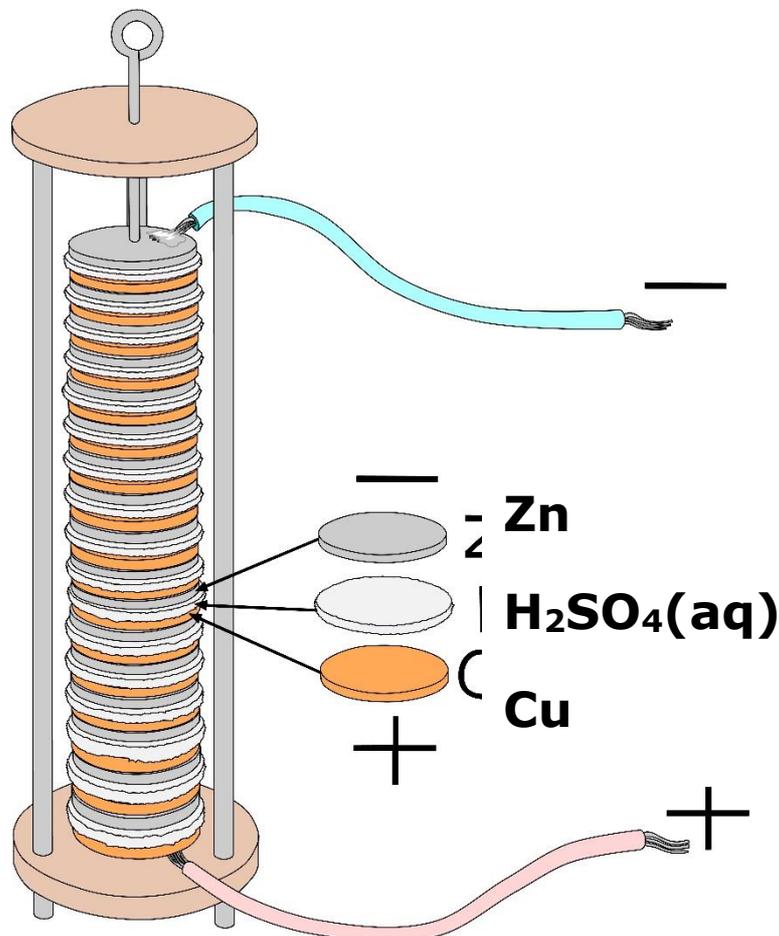


Figura 4: Pilha de Volta

Embora todos esses fenômenos fossem conhecidos na época da proposição do Modelo Atômico de Dalton, nenhum deles havia sido explicado por tal modelo.

1.2.1. Ampola de Crookes

No Século XIX, muitos físicos desenvolviam experimentos sobre a condutividade elétrica de gases ionizados. Os físicos se surpreenderam porque era registrada a passagem de corrente elétrica por um amperímetro, mesmo quando se alcançava um alto nível de vácuo, isto é, quando o gás estava bastante rarefeito, a baixas pressões.

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).

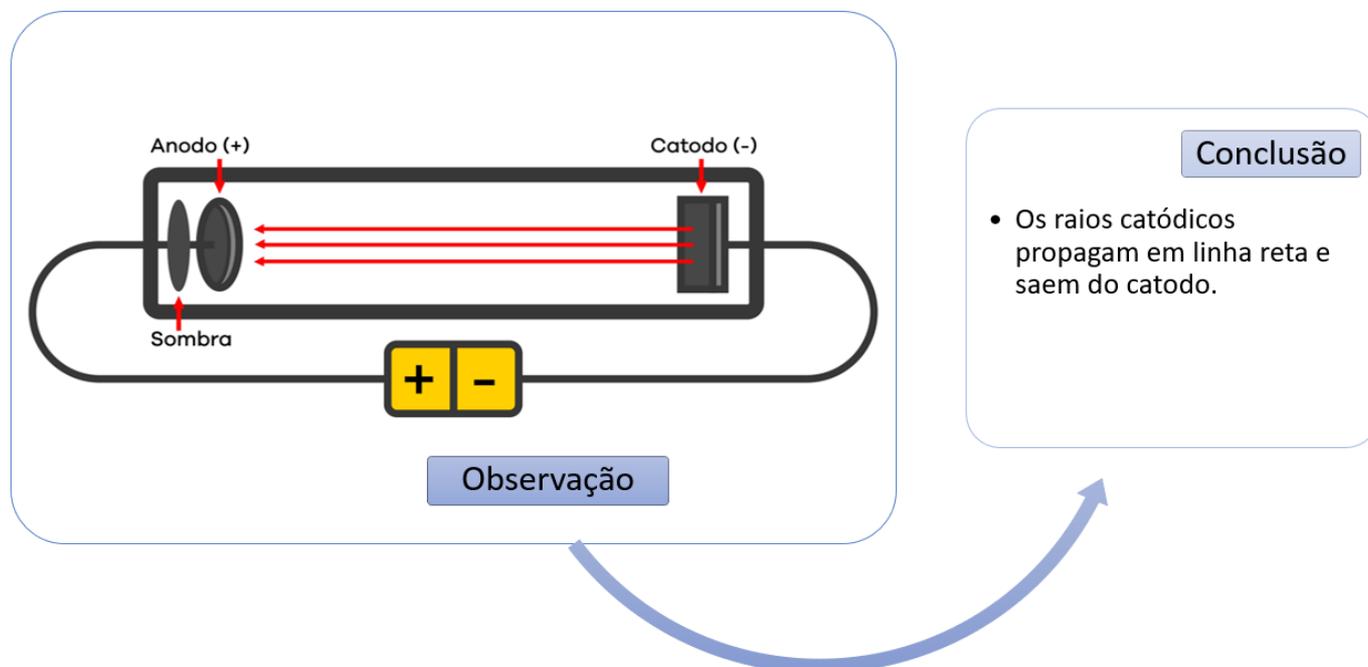


Figura 5: Ampola de Crookes

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.

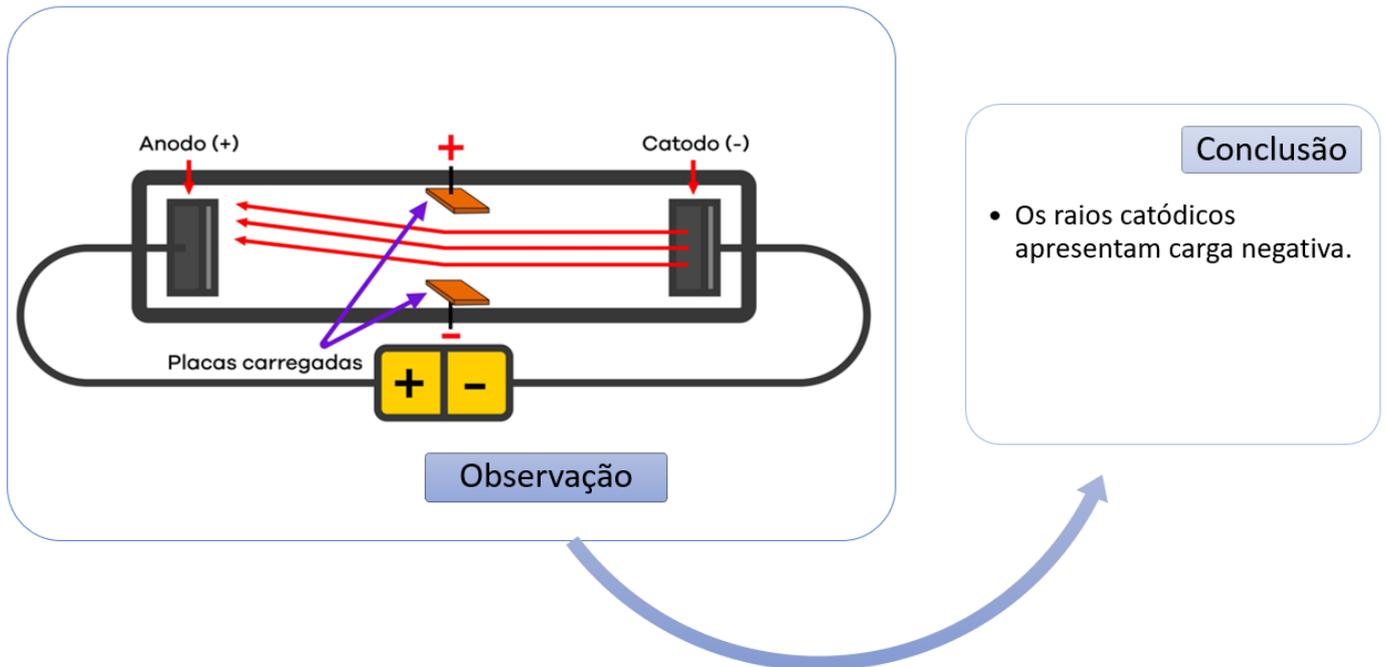


Figura 6: Os Raios Catódicos apresentavam carga negativa

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.

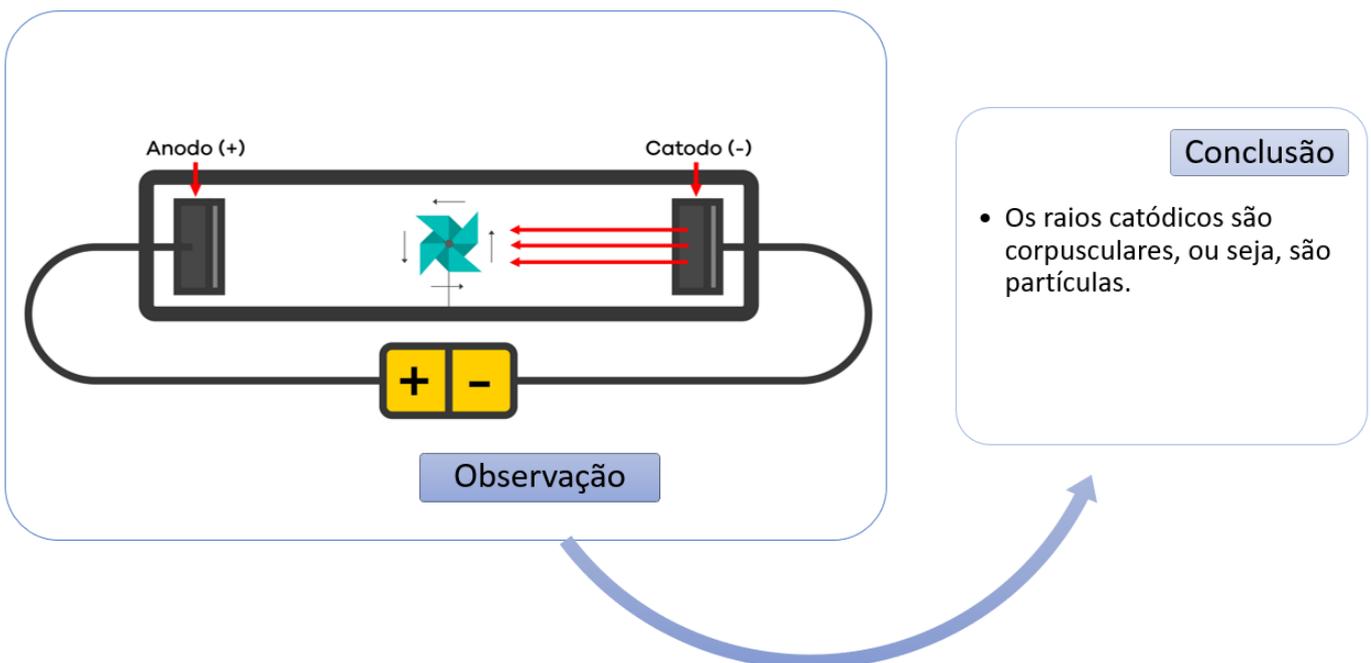


Figura 7: Os Raios Catódicos apresentavam massa

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 negativa incrustados na superfície da esfera positiva.

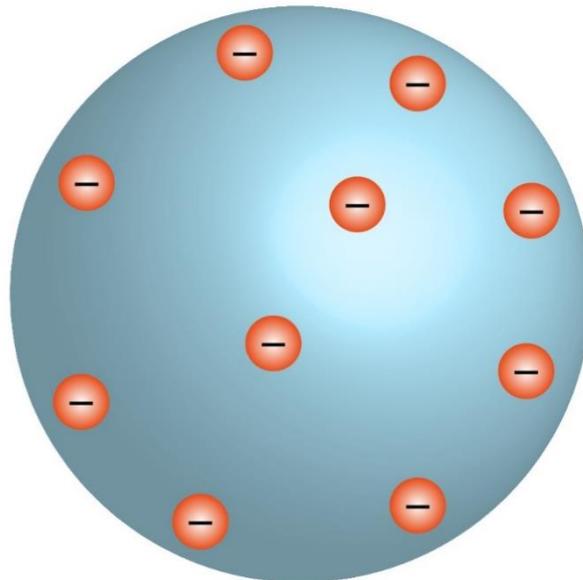


Figura 8: Representação do Modelo Atômico de Thomson

Em inglês, esse modelo foi apelidado de “plum pudding” que significa “pudim com ameixas”. Em português, foi traduzido para “pudim de passas”.

O apelido se devia à analogia entre as ameixas ou passas (os elétrons) incrustadas no pudim, (a massa esférica).



É importante observar que o modelo de Thomson excluiu apenas a suposição da indivisibilidade dos átomos do Modelo de Dalton, mantendo todas as demais, inclusive de que o átomo seria maciço.

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.

Um campo elétrico praticamente constante pode ser obtido por meio de duas placas paralelas com uma diferença de potencial elevada.

A fim de garantir que as gotas de óleo estejam carregadas, pode-se utilizar uma fonte de radiação ionizante, como um tubo de raio X.

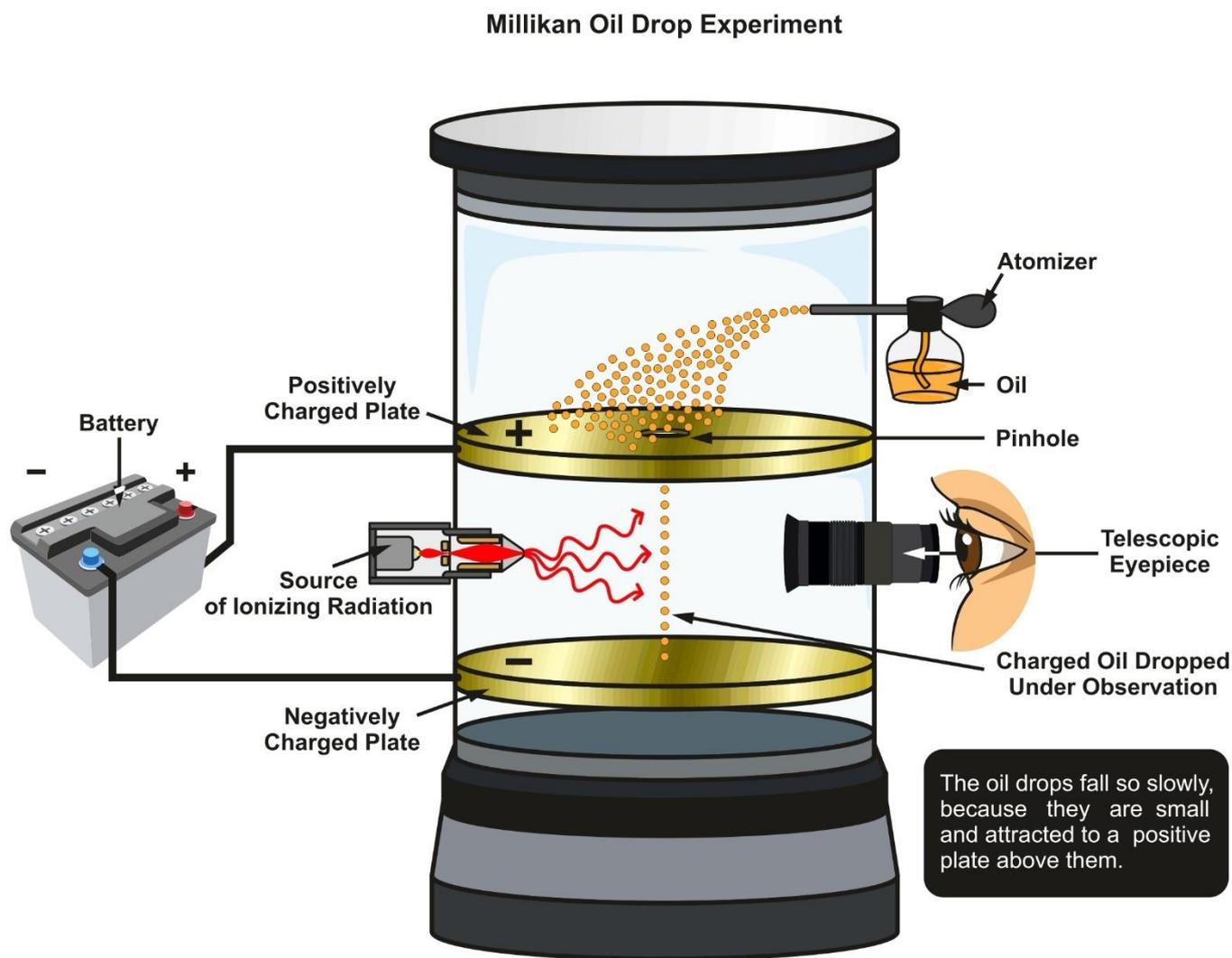


Figura 9: Experimento de Millikan (traduzir, esperando o Ilustrador)

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*.

Já se tentou fazer experimentos semelhantes a esse para procurar quarks livres. Os quarks são partículas constituintes dos elétrons que devem ter frações da carga elementar. No entanto, não foi possível encontrar nenhuma evidência experimental de partículas livres carregadas com frações da carga do elétron.

1.3. Modelo Atômico de Rutherford

O Modelo Atômico de Thomson ainda previa que o átomo fosse maciço, tal qual uma parede. Imagine, por exemplo, que você vai chutar uma bola de futebol contra uma parede.

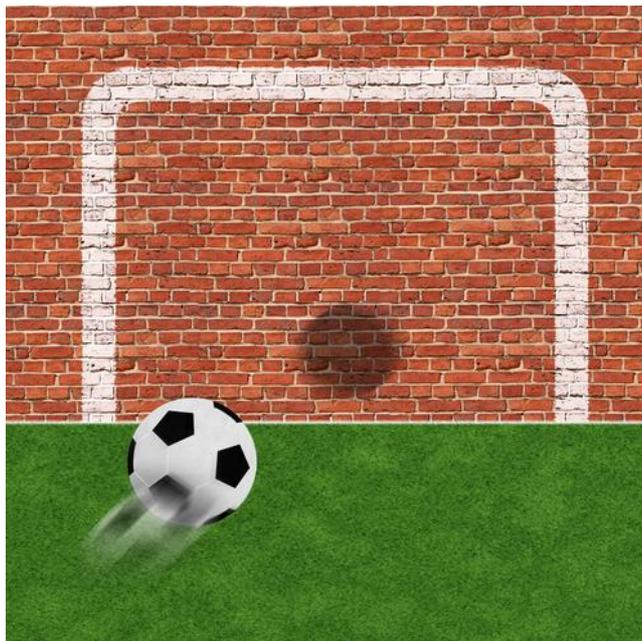


Figura 10: Você esperaria que a bola de futebol pudesse simplesmente atravessar a parede?

Certamente a parede não seria atravessada pela bola de futebol. No entanto, em 1911, Ernest Rutherford fez um experimento semelhante com átomos e obteve um resultado surpreendente.

Na época, já eram conhecidas as partículas alfa e beta, emitidas por elementos radioativos. Então, 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.

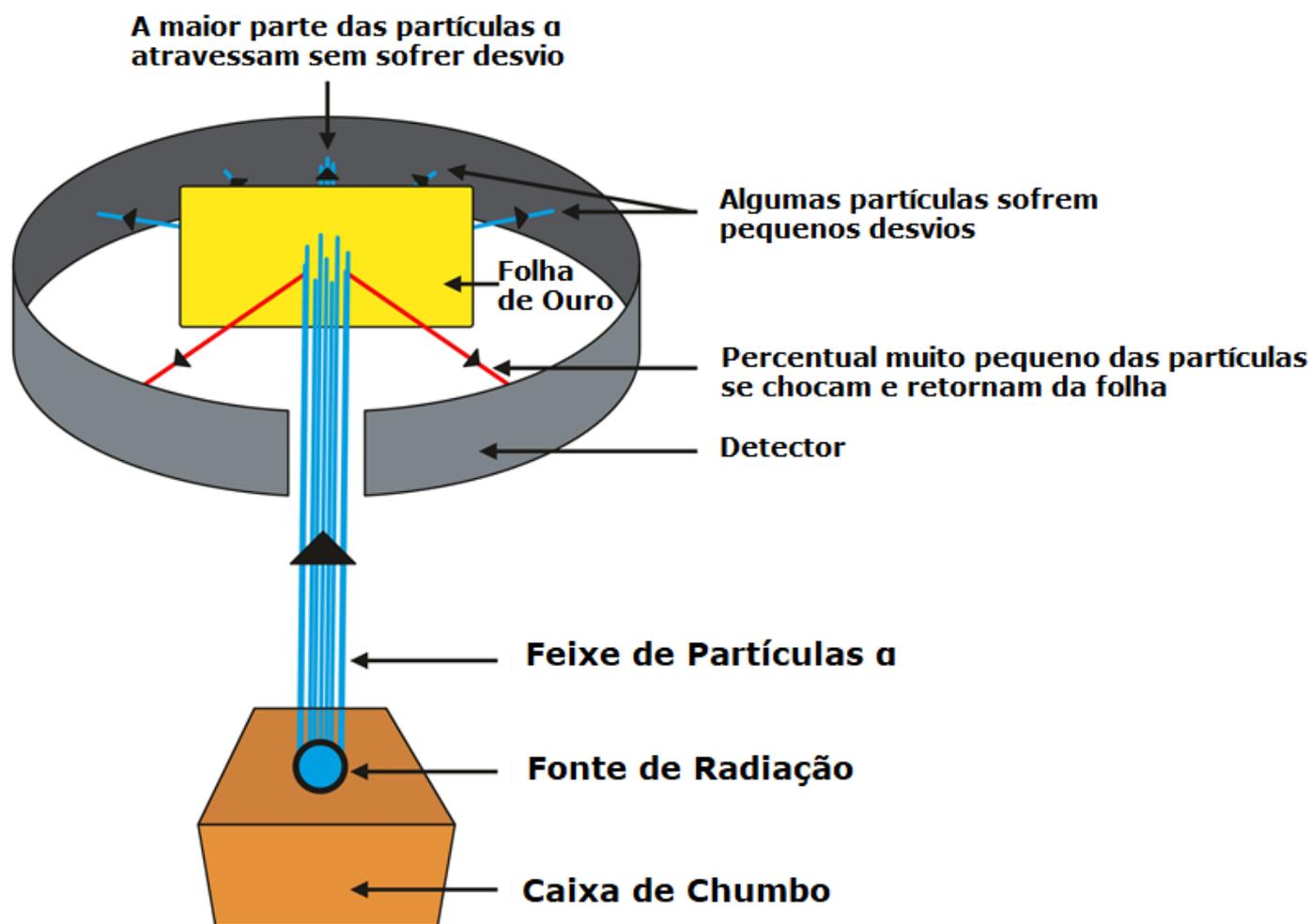


Figura 11: Experimento de Rutherford

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. Portanto, esperava-se uma incidência muito grande em um ângulo superior a 90° .

No entanto, Rutherford notou que a maior parte das partículas simplesmente atravessava a folha de ouro. Portanto, não fazia sentido a suposição de que o átomo era uma esfera maciça, como propunham Dalton e Thomson. 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.

A maioria das partículas simplesmente atravessa, sem sofrer nenhuma deflexão, porque o átomo é predominantemente oco.

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. Conseqüentemente, perderá energia. Como o elétron deveria constantemente perder energia, ele se aproximaria cada vez mais do núcleo até entrar em colapso.

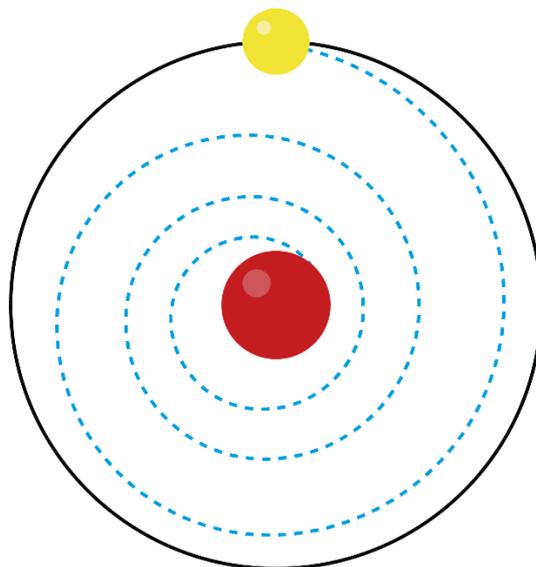


Figura 12: Átomo de Rutherford entrando em colapso

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. (TFC – 2019 – Inédita)

A respeito do modelo de Dalton pode-se afirmar que:

- a) Não é capaz de explicar a lei da conservação das massas de Lavoisier.
- b) Prevê o fenômeno da eletrólise.
- c) Não foi de grande importância para a Química, pois não produziu grandes avanços na ciência.
- d) Fornece elementos indicativos da existência de propriedades periódicas nos átomos.
- e) Apesar de não contemplar a subdivisão do átomo, é capaz de descrever uma ampla gama de reações químicas.

Comentários

A – Esse modelo foi proposto para explicar a lei da conservação das massas e a lei da composição definida. O principal mérito desse modelo é ser capaz de explicar essas duas importantes leis da Química.

B – O fenômeno da eletrólise foi descoberto por Faraday e é um dos primeiros fenômenos que se contrapõe ao modelo de Dalton. Esse fenômeno inspirou Thomson a propor a existência dos elétrons.

C – Em termos científicos, o Modelo Atômico de Dalton reviveu as discussões sobre a natureza da matéria. Por isso, deve ser considerado de grande importância. Além disso, em boa parte das reações químicas, ele é suficiente para descrever o comportamento dos elementos.

D – O modelo de Dalton não tem nada a ver com as propriedades periódicas. Ele não se preocupa em diferenciar os átomos de elementos diferentes, muito menos de classificá-los em famílias.

E – Perfeita a assertiva. Quando não há preocupação em descrever a perda de elétrons ou transformações no núcleo, esse modelo pode ser utilizado.

Gabarito: E

3. (IME – 2013)

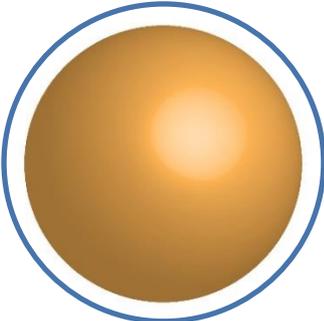
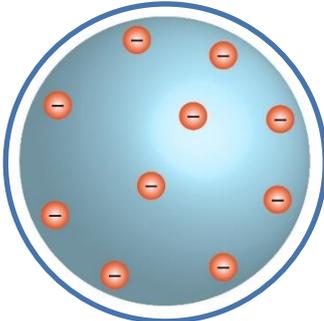
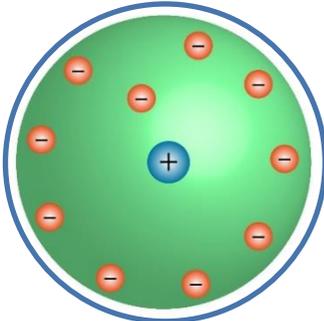
Os trabalhos de Joseph John Thomson e Ernest Rutherford resultaram em importantes contribuições na história da evolução dos modelos atômicos e no estudo de fenômenos relacionados à matéria. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta corretamente o autor e uma de suas contribuições é:



- 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 <ul style="list-style-type: none">• Modelo da Bola de Biliar• Esferas Indivisíveis• Explicava as Leis Ponderais	Thomson <ul style="list-style-type: none">• Pudim com ameixas ou pudim de passas• Elétrons Incrustados em uma massa de carga positiva• Explicava o experimento da Ampola de Crookes	Rutherford <ul style="list-style-type: none">• 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

O físico alemão Max Planck, laureado com o Prêmio Nobel de Física de 1918, é considerado o pai da física quântica. Sua teoria apareceu pela primeira vez nos seus estudos sobre a radiação dos corpos negros.

Para entender o que é a Física Quântica, você precisa entender a diferença entre uma variável contínua e uma variável quantizada ou discreta.

A altura de uma pessoa é um número contínuo, porque pode assumir basicamente qualquer valor real. Uma pessoa pode medir 1,80m, pode medir 1,79 m, pode medir 1,787 m ou ainda 1,7295 m. Ou seja, a altura de uma pessoa pode ser qualquer número real.

Porém, o número de livros na sua estante é uma variável quantizada. Isso significa que você pode ter apenas um número inteiro de livros. Você pode ter 3 livros ou 28 livros, mas não pode ter 4,5 livros na sua estante.

A Física clássica supunha que a energia luminosa era contínua, mas essa teoria não conseguia explicar o problema da radiação dos corpos negros. Esse problema está além do escopo desse curso, mas é interessante você saber a teoria desenvolvida por Planck com base nele.

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.

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

Na Química, é muito mais comum se falar em termos do comprimento de onda (λ) associado a uma coloração. A relação entre comprimento de onda e frequência de uma onda eletromagnética



é dada pela velocidade da luz no vácuo (c), que também é uma das constantes fundamentais da natureza.

$$\lambda f = c \therefore f = \frac{c}{\lambda}$$

Para você não esquecer, vamos desmembrar a Equação de Planck.

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

Energia do Fóton = Constante de Planck \times Frequência

$$\text{Energia do Fóton} = \frac{\text{Constante de Planck} \times \text{Velocidade da Luz}}{\text{Comprimento de Onda}}$$

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.

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

A Tabela 1 exibe três cores diferentes e seus respectivos comprimento de onda e quantum de energia. Os valores numéricos foram calculados seguindo o procedimento:

- A energia nas unidades SI (Joules) é calculada pela expressão

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

Nessa equação, foram utilizados os valores conhecidos $h = 6,602 \cdot 10^{-34}$ J.s e $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

- Foi feita a conversão para a unidade elétron-volt (eV), que é mais compatível com a ordem de grandeza das conversões de energia em nível subatômico.

Para isso, basta dividir o resultado do item anterior pela Carga Elétrica Fundamental:

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Como falaremos muito em comprimento de onda, observe que, quanto maior for o comprimento de onda de uma radiação, menor será a energia do fóton a ela correspondente.





PEGADINHA

Uma interpretação errônea da Teoria Quântica é dizer que a luz azul tem uma certa quantidade de energia. O certo é dizer que o **fóton de luz azul** possui uma quantidade de energia característica.

É possível ter intensidades luminosas variadas luz azul. A intensidade da luz se relaciona com a quantidade de fótons que são emitidos por unidade de área e por segundo daquela luz.

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.

O interessante é que, quando se ilumina um pedaço de metal com luz vermelha – que possui maior comprimento de onda – não se consegue produzir uma corrente elétrica, não importa qual seja a intensidade da luz.

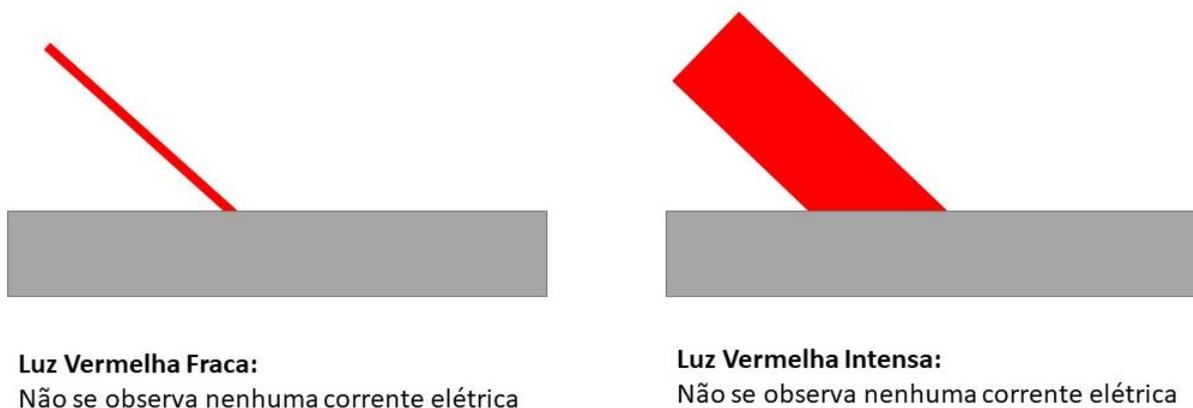


Figura 13: Efeito Fotoelétrico diante de Luz de Elevado Comprimento de Onda

Esse primeiro resultado é incoerente com a Física Clássica. Segundo a interpretação clássica, os elétrons deveriam absorver luz acumulando energia até que tivessem energia suficiente para serem arrancados. Porém, não é isso o que acontece.

Por outro lado, tal situação é plenamente compreensível sob a luz da Teoria Quântica. O metal somente pode absorver um fóton de luz – não pode absorver nem metade nem dois fótons ao mesmo tempo.

Dessa maneira, se o fóton de luz vermelha, que possui 1,8 eV, for insuficiente para arrancar um elétron do metal, ele simplesmente será ignorado. O metal não pode acumular fótons de energia até que se tenha energia suficiente para retirar-lhe elétrons.

Outro fato interessante sobre o Efeito Fotoelétrico é que, quando se utiliza luz de menor comprimento de onda, como a luz azul, observa-se corrente elétrica. A corrente elétrica é mais intensa quanto maior a intensidade da luz, porém, a velocidade com que os elétrons são retirados não varia.

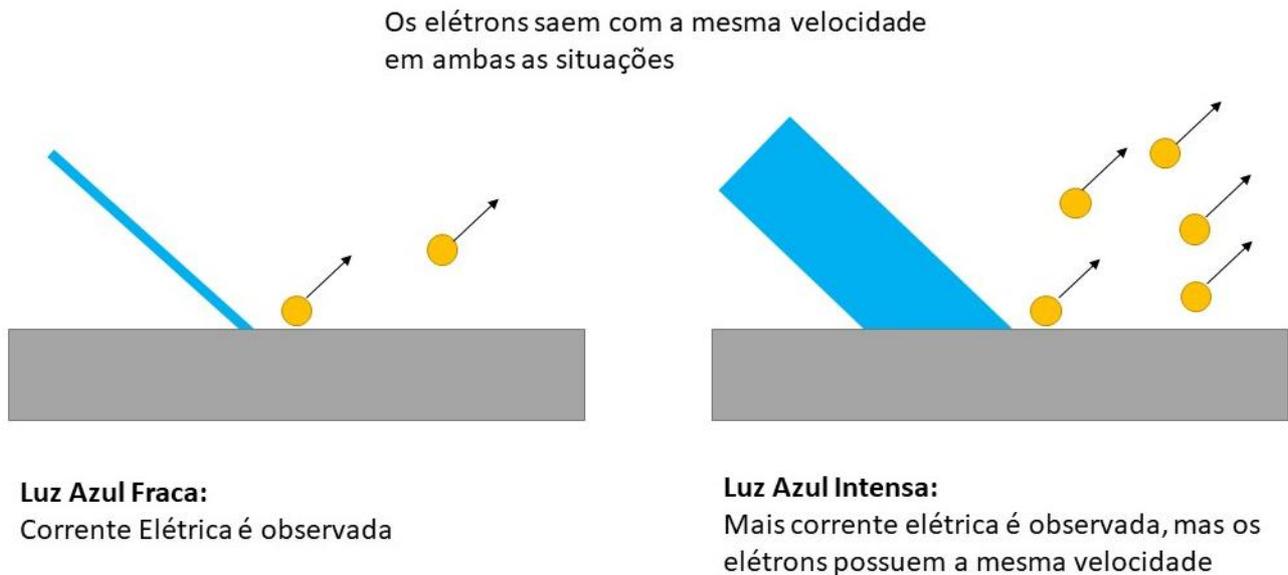


Figura 14: Efeito Fotoelétrico com Luz Azul

Quando se diminui ainda mais o comprimento de onda, passando para o ultra-violeta, observa-se que:

- Em dois experimentos com luz UV, sendo um caso de luz mais fraca e outro de luz mais intensa, a velocidade com que saem os elétrons é a mesma. Quanto mais intensa a luz, mais elétrons são arrancados, porém, a velocidade de saída é a mesma em ambos os casos.
- Quando é utilizada luz UV de mesma intensidade de luz azul, o número de elétrons que são arrancados do metal é o mesmo, porém, os elétrons arrancados com a luz UV saem com velocidade maior;

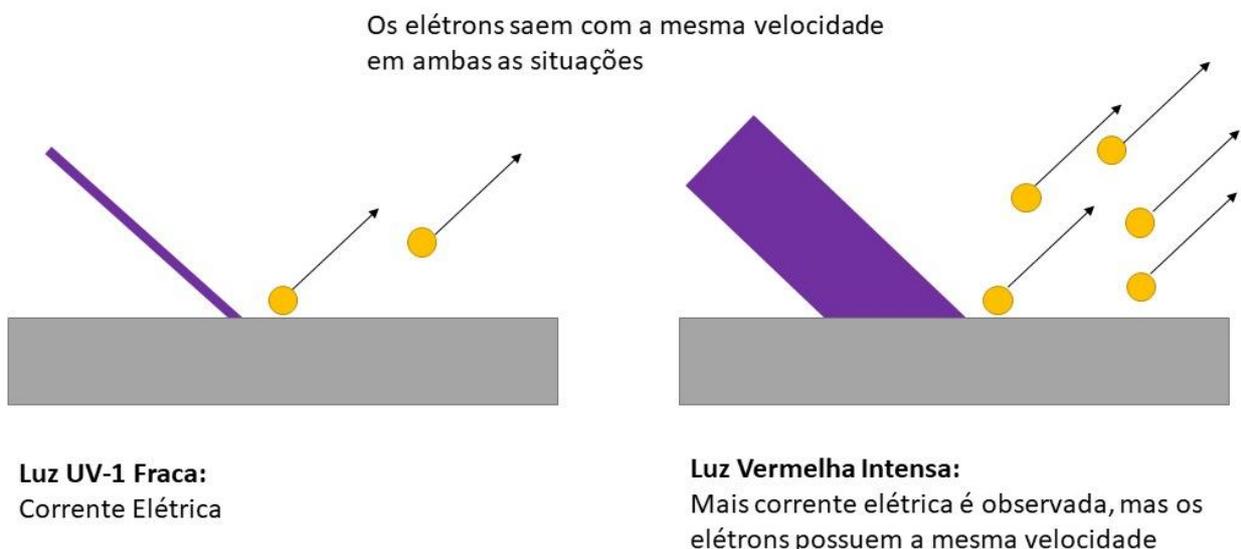


Figura 15: Efeito Fotoelétrico com Luz Ultra-Violeta

A explicação para o Efeito Fotoelétrico foi dada por Albert Einstein em 1905 e lhe rendeu o Prêmio Nobel de Física em 1921. Einstein aproveitou e expandiu a Teoria Quântica de Max Planck.

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 menor energia necessária para arrancar elétrons de uma barra metálica é denominada **função trabalho** (Φ). A função trabalho corresponde à **energia de ionização** e é uma **propriedade periódica** que será estudada no capítulo reservado a esse assunto.

Se o fóton tiver energia inferior à função do trabalho, ele não será capaz de arrancar elétrons do metal. Por outro lado, se o fóton tiver energia superior, ele poderá arrancar os elétrons. A energia que sobra é convertida em energia cinética para os elétrons.

Para entender o Efeito Fotoelétrico, devemos nos lembrar que a energia do fóton depende somente da sua frequência ou do seu comprimento de onda, que são diretamente relacionados com a cor da luz.

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

Desse modo, pouco importa a intensidade de luz vermelha, a energia do seu fóton é sempre a mesma.

Como um átomo somente pode absorver um único fóton de cada vez, não é possível induzir o efeito fotoelétrico aumentando-se a intensidade da luz vermelha.

Também não é possível alterar a velocidade de saída dos elétrons, porque a energia cinética de saída deles é dada pela diferença entre a energia do fóton de luz e a função trabalho.

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

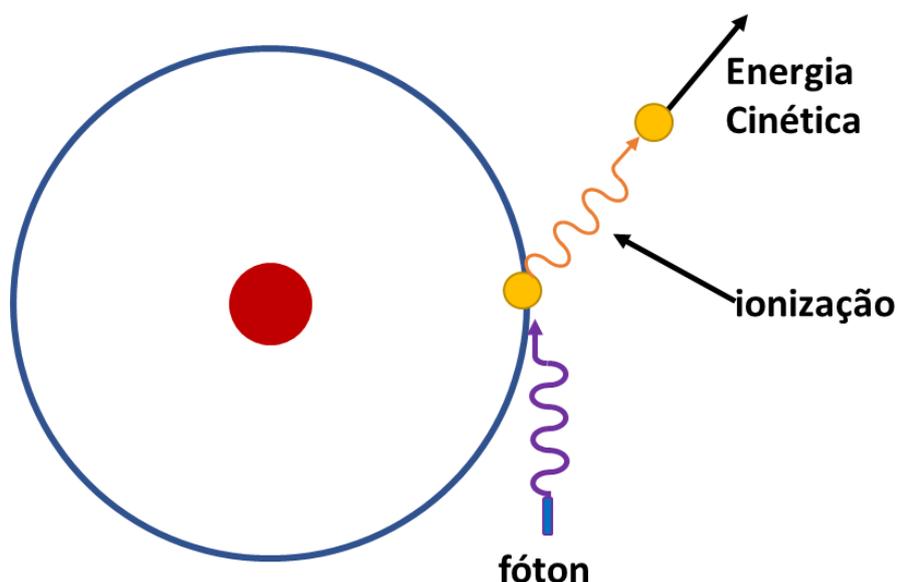


Figura 16: Esquemática do Efeito Fotoelétrico

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.

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

Então, podemos calcular a energia cinética dos elétrons pela seguinte expressão.

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

Uma das aplicações mais conhecidas do Efeito Fotoelétrico é o controle remoto. Quando acionado, o controle emite um feixe de luz que provoca o aparecimento de corrente nos elétricos nos aparelhos por ele controlados. Outras aplicações incluem o cinema, a transmissão de imagens animadas e os equipamentos de visão noturna.

2.3. Espectro de Emissão do Átomo de Hidrogênio

A luz branca é composta por feixes de várias frequências diferentes. Ela pode ser decomposta quando atravessa um prisma bastante polido.

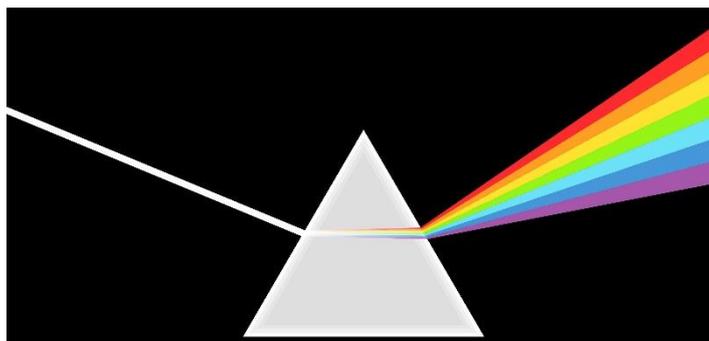


Figura 17: Decomposição da Luz Branca em suas Frequências Componentes

O prisma é uma ferramenta muito útil para a decomposição da luz em suas frequências fundamentais.

Nesse capítulo, essa decomposição é bastante interessante, porque a cor está relacionada com a frequência e, conseqüentemente, com a energia do fóton de luz. Por meio da decomposição com o prisma, podemos determinar as faixas de frequência que determinado material é capaz de emitir.

O primeiro experimento interessante desse gênero aconteceu com o átomo de hidrogênio. Colocou-se uma amostra de átomos expostas a radiação e, com o auxílio do prisma, foi observado quais comprimentos de onda esses átomos eram capazes de absorver.

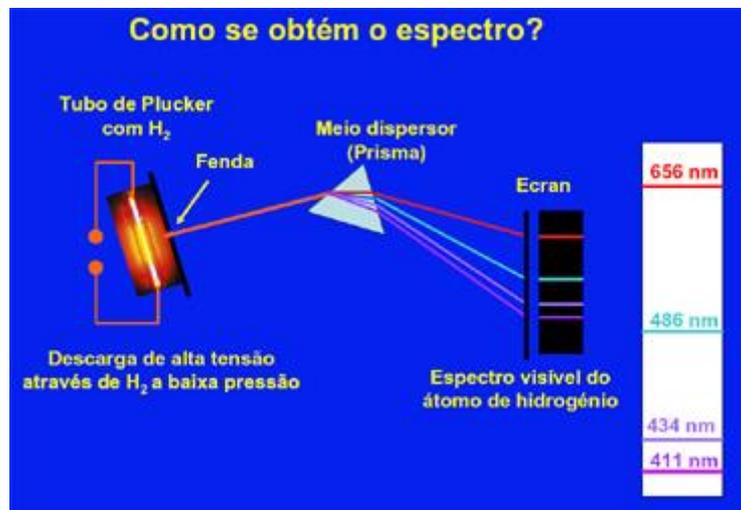


Figura 18: Obtenção do Espectro de Emissão do Hidrogênio (Ilustrador)

Para entender o que esperar desse experimento, podemos nos dar conta de que o átomo de hidrogênio é composto por um próton e um elétron. O elétron, quando recebe energia, se excita e se afasta do próton. Contrariamente, quando se aproxima do próton, esse elétron retorna ao estado fundamental e libera energia luminosa. Essa energia liberada pelos elétrons é que atravessa o prisma e pode ser registrada.

Quando uma amostra de átomos de hidrogênio recebe radiação de todos os tipos, os elétrons vão absorver parte dessa radiação e se excitar. Quando esses elétrons retornarem para o estado fundamental, mais próximos do próton, eles liberam energia luminosa, que será registrada pelo prisma.

Com base na Física Clássica, poderíamos esperar que o elétron fosse capaz de receber qualquer fóton de qualquer faixa de frequência. Dependendo da frequência do fóton, o elétron se distanciaria mais ou menos do núcleo.

Sendo assim, a Física Clássica deveria esperar que o espectro de emissão do hidrogênio fosse de luz branca.

Porém, não era isso o que acontecia.

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



Figura 19: 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.

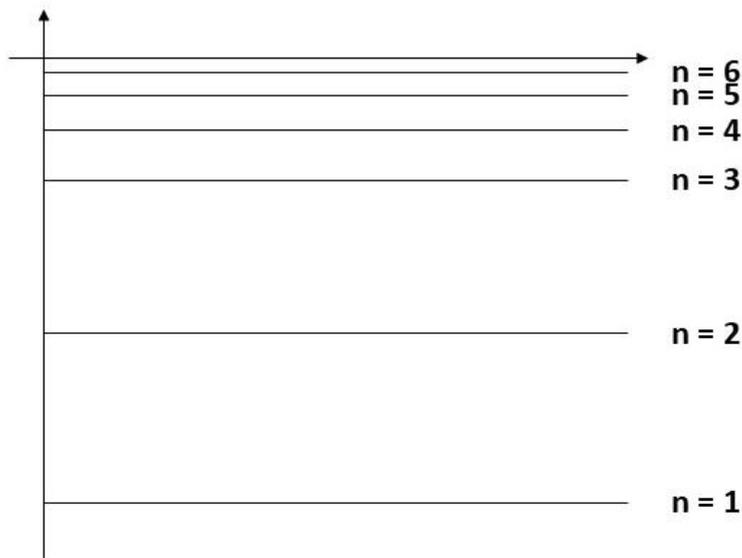


Figura 20: Níveis de Energia para o Hidrogênio

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.

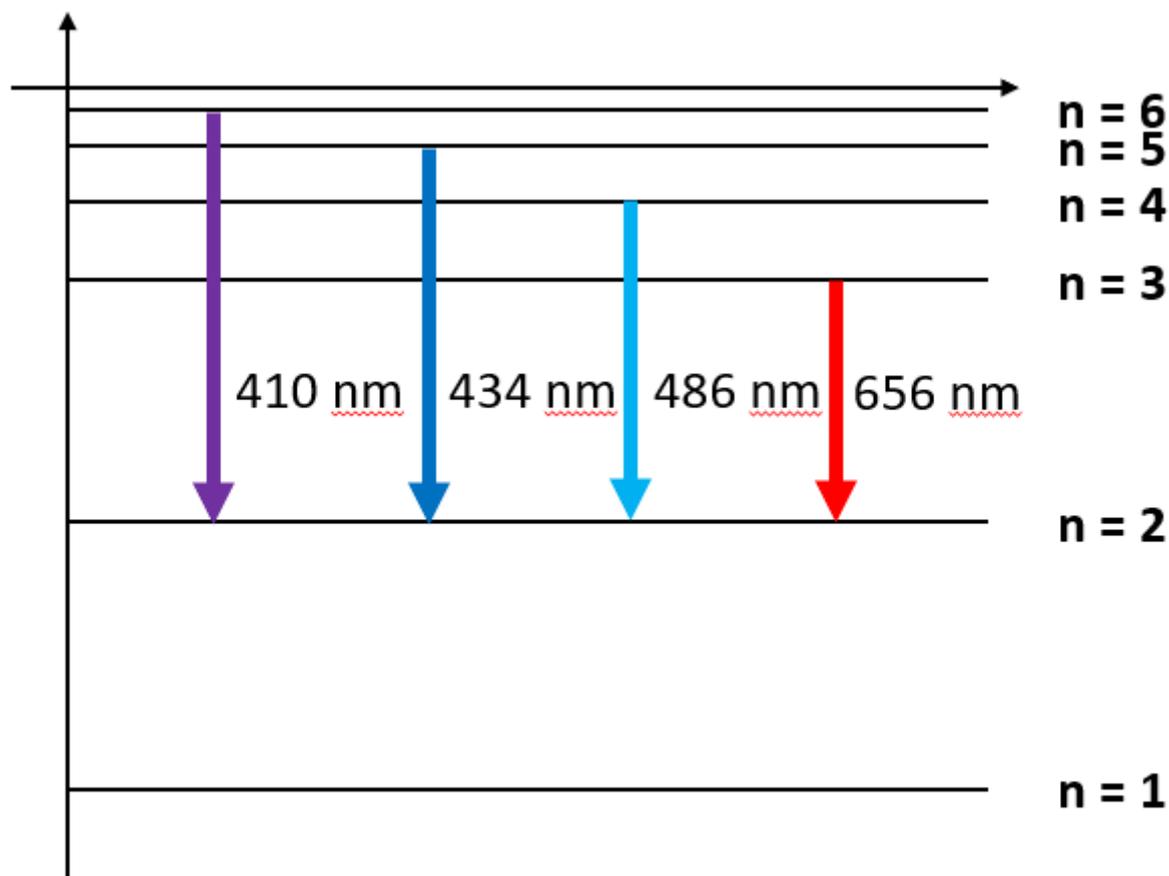


Figura 21: Transições Eletrônicas Envolvidas no Espectro do Átomo de Hidrogênio

Atualmente, já sabemos que as transições envolvidas na parte visível do espectro do átomo de hidrogênio são as que estão mostradas na Figura 21, envolvendo o segundo nível de energia. Nas próximas seções, seremos capazes de desenvolver equações para demonstrar.



CURIOSIDADE

Uma importante aplicação do espectro de elementos químicos **é a luz de sódio**. As lâmpadas amarelas, conhecidas como lâmpadas de sódio de baixa pressão (LPS, em inglês), são empregadas na iluminação pública no mundo inteiro.

Essas lâmpadas consistem em um tubo de vidro revestido com óxido de estanho e índio, que reflete luz infravermelha e ultravioleta, mas transmite a luz visível. Os tubos internos de vidro contêm sódio sólido e uma pequena quantidade de uma mistura de néônio e argônio. Quando ligada, o néônio e o argônio emitem luz vermelha que aquece o sódio metálico.

Ao ser aquecido, o sódio começa a vaporizar e a descarga elétrica excita os elétrons dos átomos. Quando os elétrons retornam a níveis energéticos mais próximos do estado fundamental, eles emitem energia na forma de luz. A parte visível do espectro do sódio é amarela.

A principal vantagem das lâmpadas de sódio é que elas não perdem potência luminosa ao longo dos anos. No entanto, à medida que envelhecem, elas consomem mais energia.

2.4. Postulados de Bohr

O modelo atômico de Bohr aproveitou muito do que foi proposto por Rutherford, mantendo diversos aspectos desse modelo, entre eles, a divisão entre núcleo e eletrosfera.

O núcleo é formado por Z prótons (em que Z é o número atômico). Cada próton possui exatamente a mesma carga, que é a carga elétrica fundamental, cujo valor foi determinado experimentalmente por Millikan:

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} C$$

A carga do núcleo é, portanto, é igual ao produto do número de prótons pela sua carga, ou seja, é igual ao produto $+Ze$.



Bohr não conhecia o conceito de nêutron. Portanto, o modelo atômico de Bohr não levava em conta as diferenças entre os isótopos, já que os nêutrons só foram descobertos por Chadwick em 1935.

Para Bohr, o núcleo era formado somente pelos prótons. Era uma massa de carga igual ao produto $+Ze$.

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.



Niels Bohr inaugurou o conceito de nível de energia, porém, ainda não conhecia a noção de subnível.

Por isso, o modelo atômico de Bohr funciona melhor para o átomo de hidrogênio e para íons monoelétrônicos, ou seja, que possuem um único elétron. São exemplos de íons monoelétrônicos: He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} .

Nas espécies monoelétrônicas, os subníveis de energia são degenerados. Ou seja, os subníveis **2s** e **2p** do átomo de hidrogênio possuem a mesma energia.

Os postulados de Bohr são bastante sofisticados e seu modelo incorpora aspectos tanto da Mecânica Clássica como da Mecânica Quântica. A visão geral do átomo de Bohr está ilustrada na Figura 22, 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 ($n = 1, 2, 3\dots$), mas não pode ocupar a região entre eles.

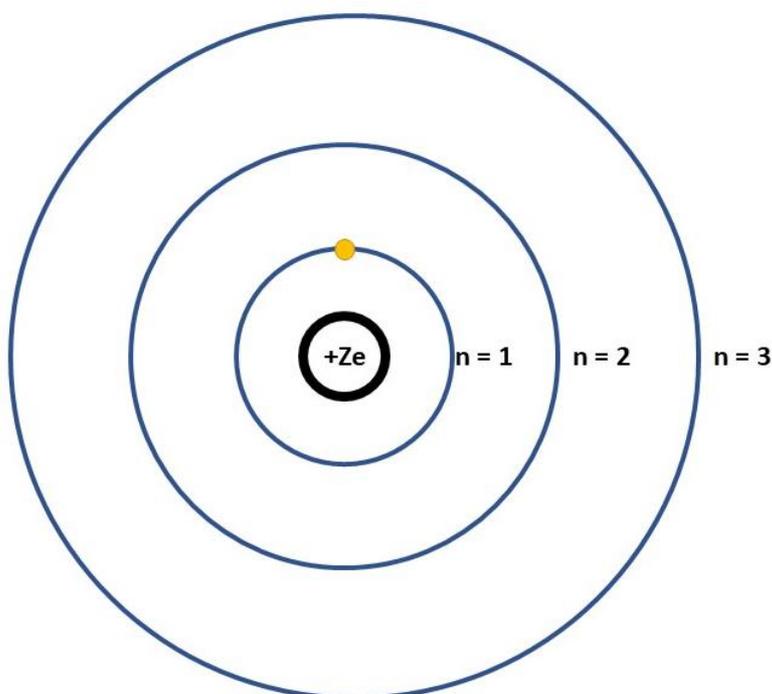


Figura 22: Visão Geral do Átomo de Bohr

O primeiro ponto é que Bohr postulou que o elétron não irradiava energia constantemente como presumia a Mecânica Clássica. Para Bohr, o elétron só poderia perder um determinado *quantum* de energia que seria necessário para efetivamente mudar entre dois níveis de energia.

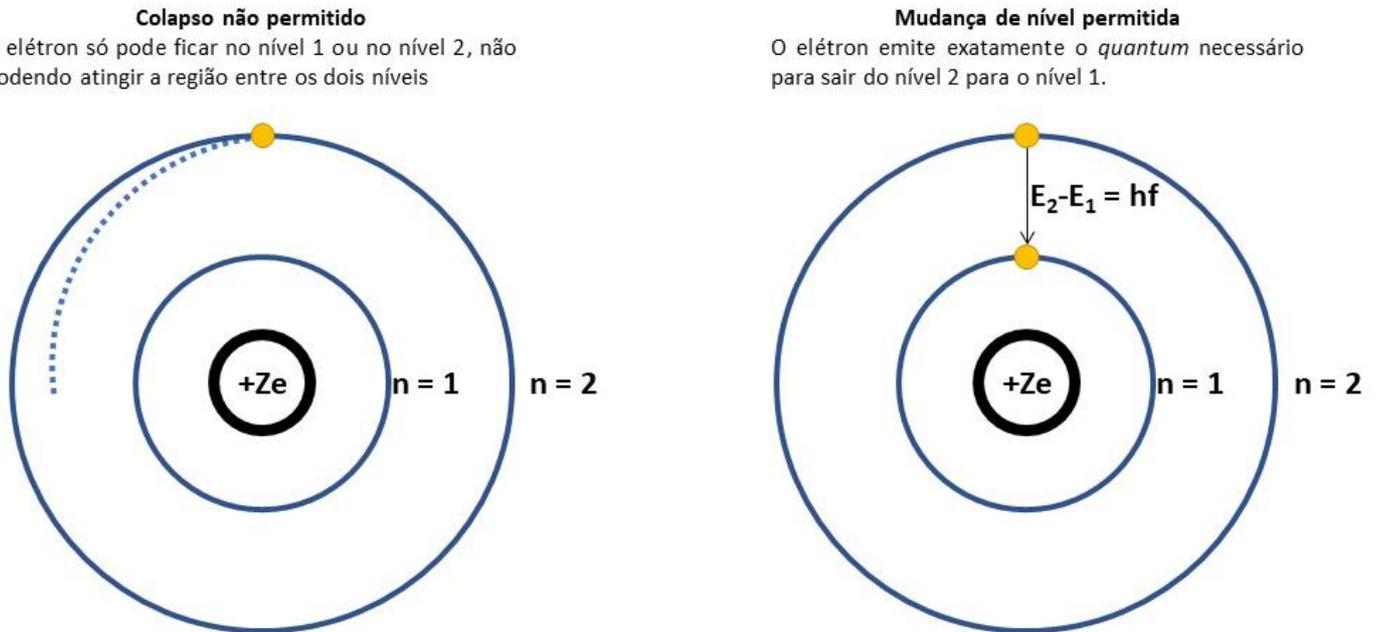


Figura 23: O átomo de Bohr não entra em colapso

Outro ponto é que, se o elétron já estiver no primeiro nível de energia, não existe nenhuma região permitida entre esse nível e o núcleo. Portanto, o elétron do primeiro nível não pode se aproximar mais do núcleo. As únicas mudanças de nível permitidas são as que envolvem os níveis de energia.

Finalmente, o momento angular é uma grandeza estudada na Física que é calculada para objetos em movimento circular. Considere um elétron de massa m se movendo a uma velocidade v e localizado a uma distância r_n do núcleo.

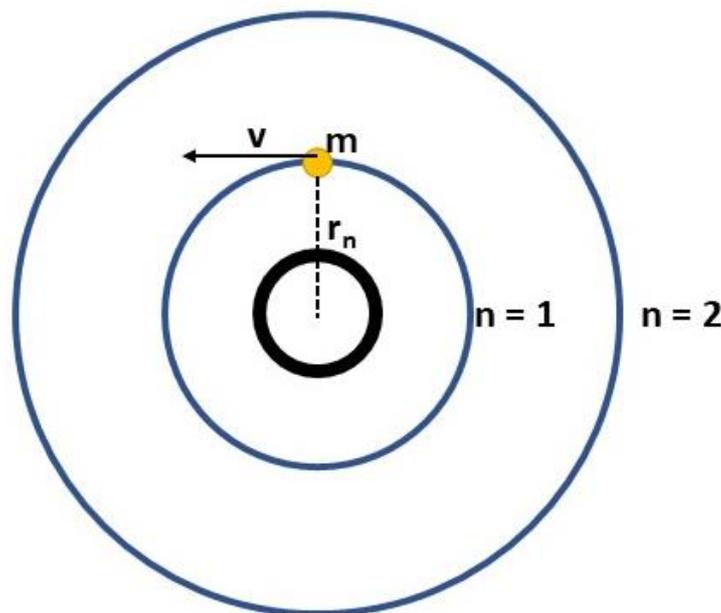


Figura 24: Cálculo do Momento Angular dos Elétrons

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
1	$L_1 = \frac{h}{2\pi}$
2	$L_2 = \frac{2h}{2\pi}$
3	$L_3 = \frac{3h}{2\pi}$

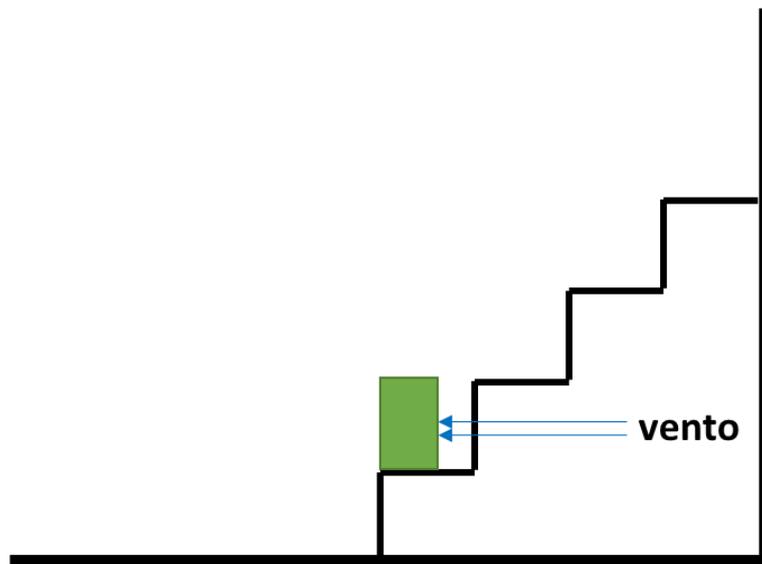
Não é possível, por exemplo, que o elétron tenha o momento angular igual a $\frac{h}{4\pi}$.

Se o momento angular só pode assumir alguns valores específicos, então só existem alguns valores específicos permitidos para os raios das órbitas do elétrons.

É por isso que desenhamos os níveis de energia como circunferências concêntricas e dizemos que o elétron jamais pode estar no meio de dois níveis. Ou o elétron está exatamente no primeiro no primeiro nível ou está exatamente no segundo nível ou está exatamente no terceiro nível ou está exatamente no quarto nível, e, assim, por diante.



Os níveis de energia do Modelo Atômico de Bohr funcionam como os degraus de uma escada. Imagine que você está parando no primeiro degrau de uma escada. De repente, você leva um vento muito fraco que não é forte o suficiente para você cair da escada e chegar ao chão. Nesse caso, o que acontecerá?



O que vai acontecer é que você vai continuar parado no primeiro degrau da escada. Não existe a possibilidade de você ficar em um estado intermediário entre o primeiro degrau e o chão.

Ou você está no chão ou você está em algum degrau.

Podemos também estender o raciocínio para os demais degraus. Existe o primeiro degrau, o segundo degrau, o terceiro degrau e, assim por diante, mas não existe degraus intermediários em uma escada.

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. Para isso, podemos adotar a seguinte rota.

Calcular os raios de cada um dos níveis de energia permitidos

Calcular a energia de cada nível a partir do raio da órbita

Calcular o comprimento de onda do fóton associado a cada transição pela Equação de Planck

Figura 25: Procedimento Adotado nesse material para Deduzir as Equações do Modelo Atômico de Bohr

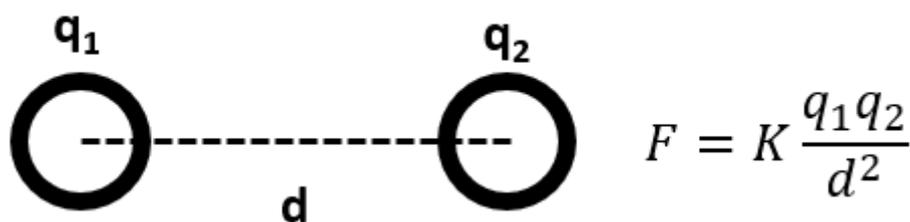
E, então, galera, vamos seguir essa linha? Estão preparados? Dê uma volta, estique as pernas, tome um café que as deduções são longas e você precisa acompanhá-las. Se possível, pegue um papel e uma caneta e tente fazer você mesmo seguindo o nosso passo a passo. Ok?

2.5.1. Revisão de Física

Não sei como afiado você está em Física, por isso, nós vamos fazer uma revisão para varrer a parte dessa ciência que será necessária para deduzir as equações do Modelo Atômico de Bohr.

Os prótons e os elétrons são partículas que possuem carga. Portanto, as interações entre essas duas partículas são de natureza elétrica. Para isso, precisamos conhecer a Lei de Coulomb que calcula a intensidade da força elétrica entre duas partículas carregadas.

Essa força depende do produto das cargas e da distância entre elas.



O diagrama mostra duas partículas carregadas, representadas por círculos pretos, com cargas q_1 e q_2 indicadas acima delas. Uma linha tracejada horizontal conecta os centros das duas partículas, 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 Lei de Coulomb é de extrema importância para a Química, porque as distribuições de carga são muito comuns nas ligações químicas. Portanto, é importante você aprender bem essa equação para compreender não só o Modelo Atômico de Bohr, mas também as Forças Intermoleculares e as Ligações Iônicas.

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 $K = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$.

Dois pontos interessantes a se notar sobre a Lei de Coulomb são:

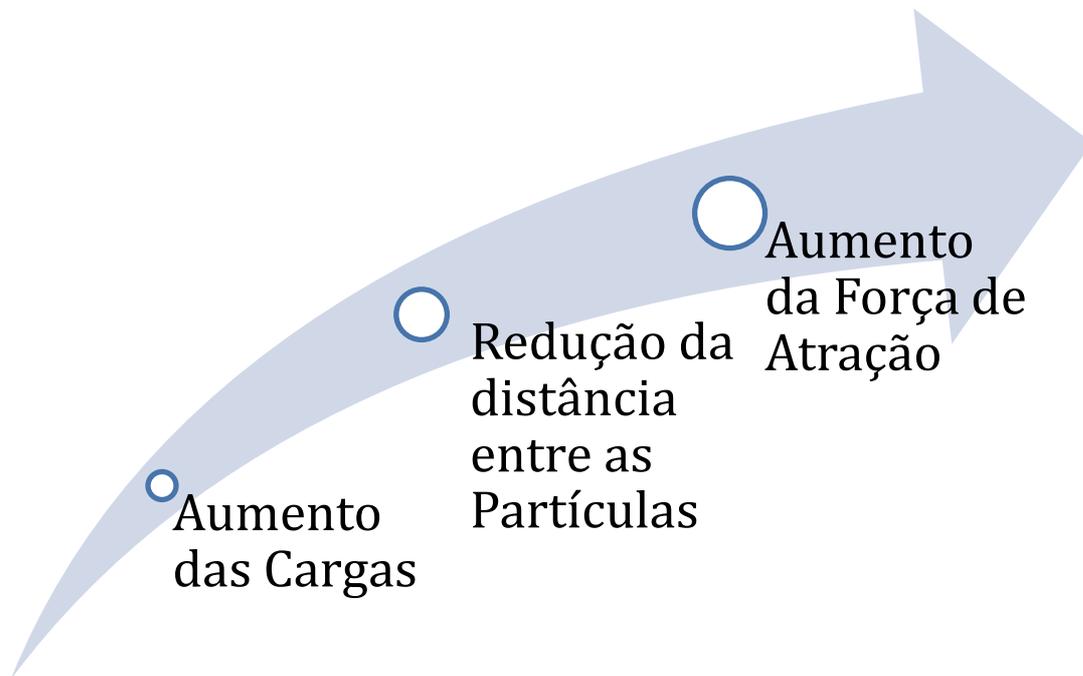


Figura 26: Lei de Coulomb

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.

$$E = -\frac{Kq_1q_2}{r}$$

Como o elétron desenvolve trajetória circular, ele está sujeito a uma força resultante centrípeta.

A força centrípeta é a força resultante que é perpendicular à velocidade do corpo. Ela altera somente a direção, mas não a intensidade do vetor velocidade. Ela depende da velocidade linear do corpo e do raio de sua trajetória.

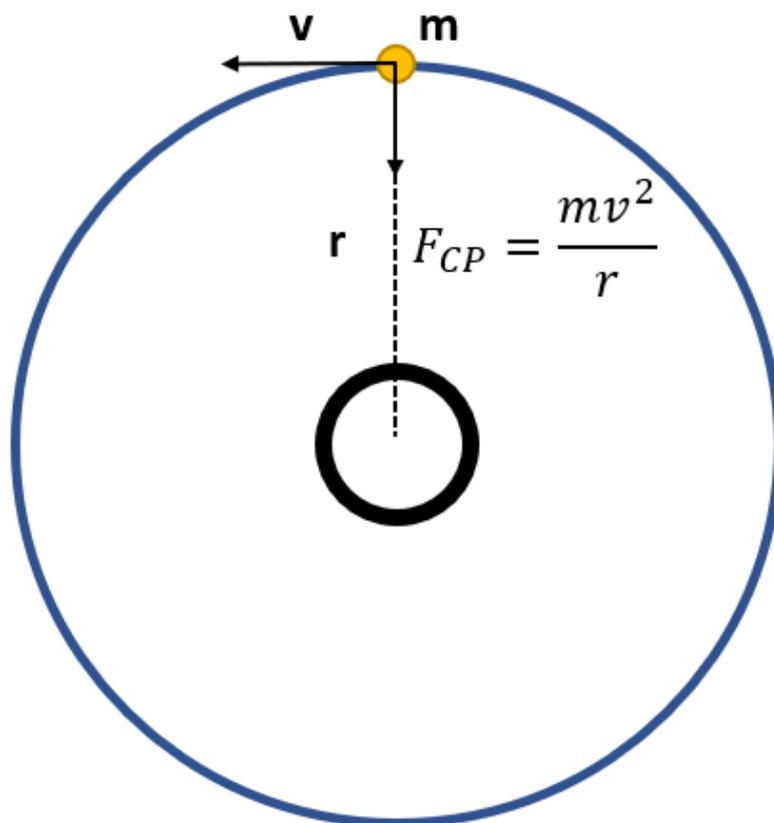


Figura 27: Força Centrípeta

A força resultante centrípeta não é uma força nova, mas sim um papel a desempenhar por alguma força conhecida. No caso do sistema próton-elétron, a própria força elétrica de atração entre próton e elétron desempenha esse papel.

Por fim, como o elétron está em movimento, além da energia elétrica, ele terá a energia mecânica, que é calculada pela expressão:

$$E_{MEC} = \frac{mv^2}{2}$$

Sendo assim, vamos resumir as equações aprendidas.

Variável	Expressão
Força Elétrica (Lei de Coulomb)	$F_{elétrica} = \frac{Kq_1q_2}{r^2}$
Energia Elétrica	$E_{elétrica} = -\frac{Kq_1q_2}{r}$
Força Centrípeta	$F_{CP} = \frac{mv^2}{r^2}$
Energia Cinética	$E_{CIN} = \frac{mv^2}{2}$

2.5.2. Raios das Órbitas

Antes de começar a dedução, você precisa ter em mente algumas constantes da natureza que serão empregadas nessa seção e cujo valor é conhecido e tabelado.

Constante	Símbolo e Valor
Constante de Planck	$h = 6,602.10^{-34} J.s$
Constante Eletrostática do Vácuo	$K = 9.10^9 N.m^2.s^{-2}$
Carga Elétrica Fundamental	$e = 1,602.10^{-19} C$
Massa do Elétron	$m_e = 9,1.10^{-31} kg$

Essas constantes aparecerão em muit

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

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

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.

$$K \frac{(Ze)e}{r_n^2} = \frac{m_e v^2}{r_n}$$
$$\frac{KZe^2}{r_n^2} = \frac{m_e v^2}{r_n}$$

Fazendo o meio pelos extremos, temos:

$$\therefore KZe^2 r_n = m_e v^2 r_n^2$$

Podemos cortar o r_n dos dois lados.

$$KZe^2 = m_e v^2 r_n$$

Agora, isolando o r_n , temos:

$$\therefore r_n = \left(\frac{Ke^2}{m_e} \right) \cdot Z \cdot \frac{1}{v^2} \quad (II)$$



É importante destacar a organização que fizemos na equação (II).

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

Na equação (II), 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.

Desejamos calcular o raio da trajetória (r_n), mas também desconhecemos a velocidade do elétron (v). Portanto, precisamos de outra equação que nos permita calcular essa velocidade desconhecida. Podemos, para isso, aplicar os postulados de Bohr sobre o momento angular do elétron.

$$L = m_e v r_n = \frac{nh}{2\pi}$$

Podemos extrair a velocidade dessa equação.

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

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.

$$r_n = \left(\frac{Ke^2}{m_e}\right) \cdot \left(\frac{4\pi^2 m_e^2}{h^2}\right) \cdot Z \cdot \frac{1}{n^2} \cdot r_n^2$$

Entenda cada termo a que chegamos até o momento.

$$r_n = \left(\frac{Ke^2}{m_e} \right) \cdot \left(\frac{4\pi^2 m_e^2}{h^2} \right) \cdot Z \cdot \frac{1}{n^2} \cdot r_n^2$$

Constantes
Número Atômico
Nível de Energia
Termo a ser cortado

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

$$\frac{1}{r_n} = \left(\frac{Ke^2}{m_e} \cdot \frac{4\pi^2 m_e^2}{h^2} \right) \cdot Z \cdot \frac{1}{n^2} = \left(\frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2} \right) \cdot Z \cdot 1/n^2$$

Agora, podemos inverter os termos

$$r_n = \left(\frac{h^2}{4\pi^2 K m_e e^2} \right) \cdot \frac{1}{Z} \cdot n^2$$

Constantes: Raio de Bohr **Número Atômico** **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, 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 órbita em um determinado nível de energia.

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

$r_n = \text{raio de Bohr} \cdot \text{inverso do número atômico} \cdot \text{nível de energia}^2$

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).

$$E_n = E_{\text{elétrica}} + E_{\text{cinética}}$$

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

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

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

Também podemos substituir a expressão encontrada para o raio da órbita na equação (IV) e da velocidade na equação (III).

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

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

Na equação (III), podemos substituir a equação (IV) encontrada para o raio da órbita:

$$v = \frac{nh}{2\pi m_e r_n} = \frac{nh}{2\pi m_e a_0 \cdot \frac{1}{Z} \cdot n^2} = \frac{h}{2\pi m_e a_0} \cdot Z \cdot \frac{1}{n} = \frac{h}{2\pi m_e} \cdot \frac{1}{a_0} \cdot Z \cdot \frac{1}{n}$$

Nesse caso, também é conveniente substituir a expressão encontrada para o raio de Bohr (a_0):



$$a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 \cdot K \cdot m_e e^2} \therefore \frac{1}{a_0} = \frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2}$$

Agora, vamos substituir na equação da velocidade (equação III).

$$v = \frac{h}{2\pi m_e} \cdot \frac{1}{a_0} \cdot Z \cdot \frac{1}{n} = \frac{h}{2\pi m_e} \cdot \frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2} \cdot Z \cdot \frac{1}{n}$$

$$v = \frac{2\pi K e^2}{h} \cdot Z \cdot \frac{1}{n} \quad (VI)$$

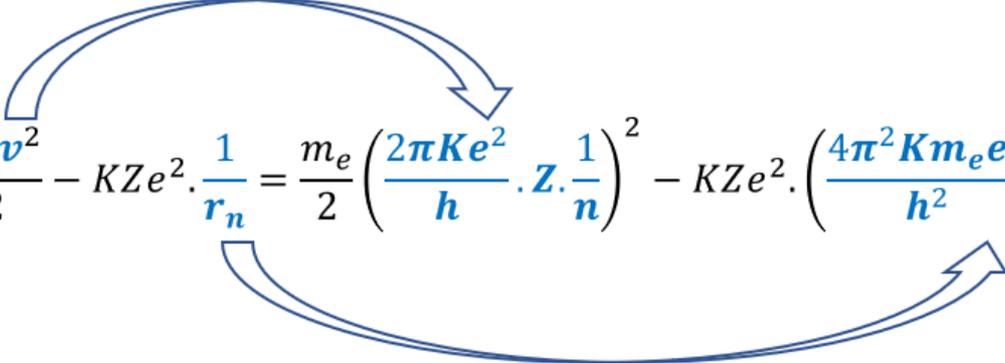
Fazendo a mesma substituição para o raio da órbita (equação IV), temos:

$$r_n = a_0 \cdot \frac{1}{Z} \cdot n^2 = \frac{h^2}{4\pi^2 K m_e e^2} \cdot \frac{1}{Z} \cdot n^2$$

Vamos inverter tudo, pois sabemos que vamos precisar do inverso de r_n na equação (V).

$$\therefore \frac{1}{r_n} = \frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2} \cdot Z \cdot \frac{1}{n^2} \quad (VII)$$

Substituindo (VI) e (VII) em (V), temos:

$$E_n = \frac{m_e v^2}{2} - K Z e^2 \cdot \frac{1}{r_n} = \frac{m_e}{2} \left(\frac{2\pi K e^2}{h} \cdot Z \cdot \frac{1}{n} \right)^2 - K Z e^2 \cdot \left(\frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2} \cdot Z \cdot \frac{1}{n^2} \right)$$


Fazendo as contas pacientemente. Lembre-se que temos muitas constantes envolvidas.

$$E_n = \frac{m_e}{2} \left(\frac{4\pi^2 K^2 e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} \right) - K Z e^2 \left(\frac{4\pi^2 K m_e e^2}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} \right)$$

É interessante reparar que os dois termos que estão sendo subtraídos possuem muitos elementos em comum. Vamos organizá-los.

$$E_n = \frac{1}{2} \cdot \frac{4\pi^2 K^2 m_e e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} - \frac{4\pi^2 K^2 m_e e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$\therefore E_n = \frac{4\pi^2 K^2 m_e e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} \left[\frac{1}{2} - 1 \right] = \frac{4\pi^2 K^2 m_e e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2} \left[-\frac{1}{2} \right]$$

Portanto, finalmente, chegamos à expressão da energia do nível.

$$E_n = -\frac{2\pi^2 K^2 m_e e^4}{h^2} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n^2}$$

Mais uma vez, temos muitas constantes envolvidas no cálculo.

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

Podemos fazer as contas obter os níveis de energia no átomo de hidrogênio ($Z = 1$). Para isso, vamos substituir os valores conhecidos das constantes e chegaremos à conclusão que a energia do nível n é dada por:

$$E_n = - \frac{2\pi^2 \cdot (9 \cdot 10^9)^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot (1,602 \cdot 10^{-19})^4}{(6,626 \cdot 10^{-34})^2} \cdot 1^2 \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$E_n = - \frac{2 \cdot \pi^2 \cdot 9^2 \cdot 9,1 \cdot (1,602)^4}{(6,626)^2} \cdot 10^{2 \cdot 9 - 31 - 4 \cdot 19 + 2 \cdot 34} \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$E_n = -2182 \cdot 10^{18 - 31 - 76 + 68} \cdot \frac{1}{n^2} = -2182 \cdot 10^{-21} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Podemos converter a energia calculada para **eV** (elétron-volt) dividindo pela carga elétrica fundamental.

$$E_n = - \frac{2182 \cdot 10^{-21}}{1,602 \cdot 10^{-19}} \cdot \frac{1}{n^2} = -1361 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{1}{n^2} = -13,61 \cdot \frac{1}{n^2} \text{ [eV]}$$

$$E_n = -13,61 \cdot \frac{1}{n^2} \text{ [eV]} \quad (\text{IX})$$

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) $E_n = -13,6 \cdot \frac{1}{n^2}$	Nível de Energia	Energia do Nível (eV) $E_n = -13,6 \cdot \frac{1}{n^2}$
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 28 que ilustra os níveis de energia desse átomo.

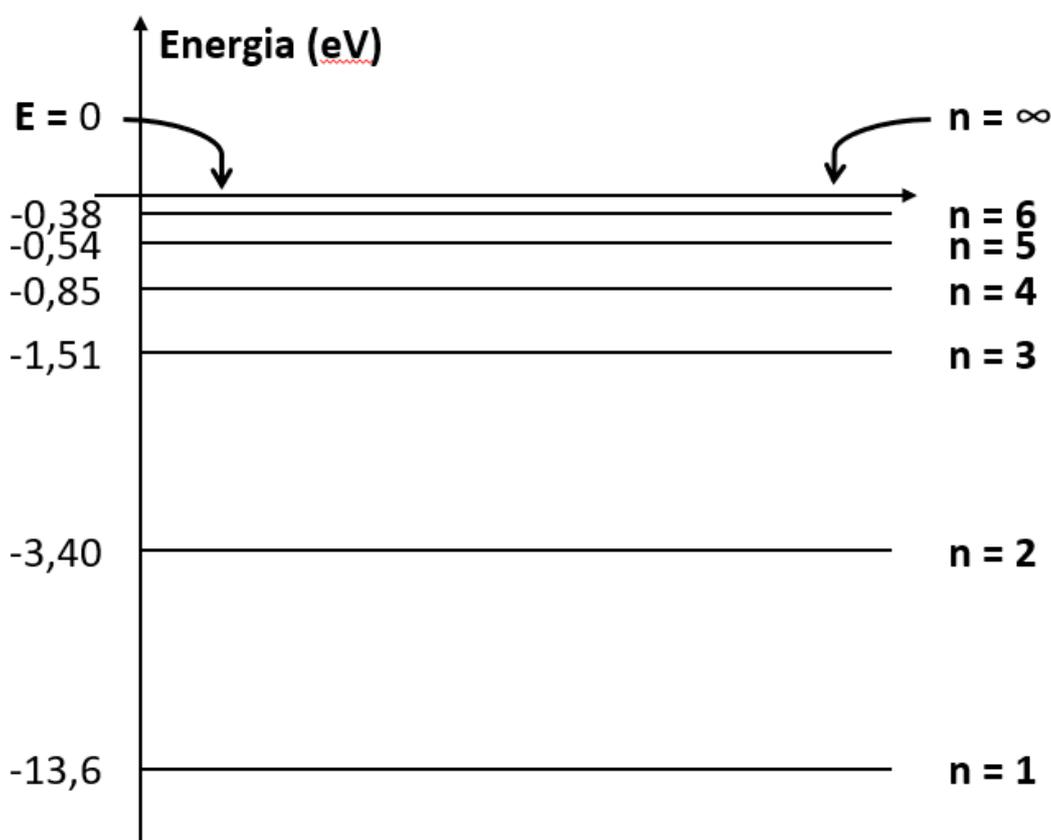


Figura 28: Níveis de Energia no Átomo de Hidrogênio

Na Figura 28, incluímos o nível infinito de energia. Esse nível corresponde à situação de **ionização**.

Ionizar um átomo consiste em retirar o seu elétron. Retirar na Química significa afastar o elétron do núcleo, de modo a neutralizar a força de atração elétron-núcleo. Quando o elétron está a uma distância muito grande do núcleo, a sua energia se anula, porque não existe mais interação elétrica. Portanto, a ionização acontece quando a energia do elétron é levada a zero.

Idealmente, a atração entre o elétron e o próton somente se anula quando eles estão a uma distância infinita um do outro.

Porém, o infinito não existe. No entanto, podemos ver que a energia dos níveis rapidamente tende a zero. Já no nível 12, tem-se uma energia de menos de 1% da energia do nível fundamental.

No nível 12, a distância entre próton e elétron é igual a 144 vezes o raio de Bohr – lembre-se que o raio do nível de energia é proporcional a n^2 . O raio do nível 12 é, portanto, de apenas 7,6 nm e a essa distância, praticamente não existe interação entre próton e elétron.

Na Química, uma distância de poucos nanômetros já pode ser considerada infinitamente grande.

De qualquer modo, sempre que falarmos em ionização, considere que estamos levando o elétron ao nível infinito, em que sua energia se iguala a zero.

Com base nisso, podemos calcular a energia de ionização do átomo de hidrogênio.

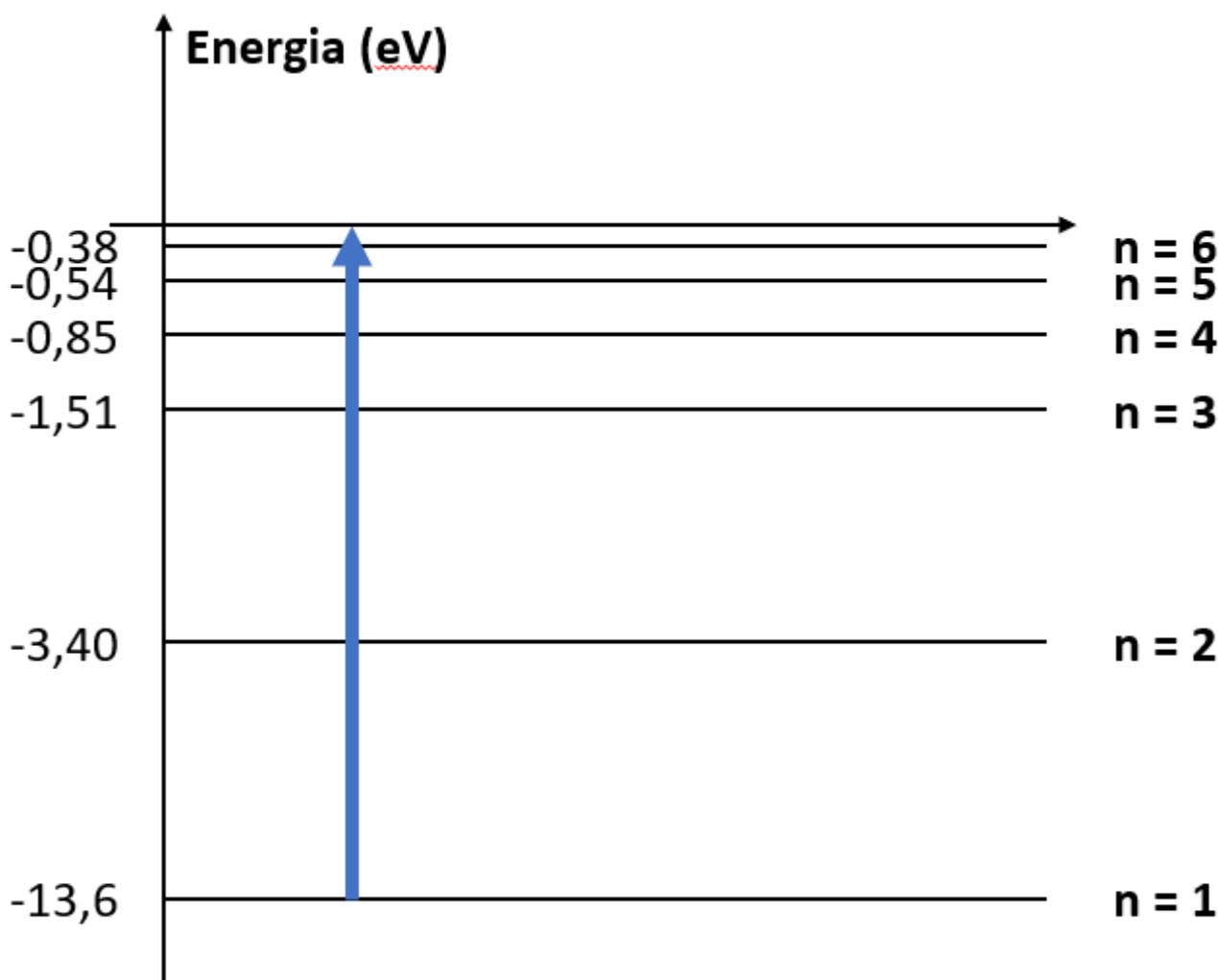


Figura 29: Energia de Ionização do Átomo de Hidrogênio

A energia de ionização do átomo de hidrogênio é a energia necessária para levar o elétron do estado fundamental ($n = 1$) para o infinito. Pode ser calculada como a diferença de energia entre esses dois níveis, como ilustrado na Figura 29.

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

E o resultado encontrado é incrível. A despeito de todas as arbitrariedades e imperfeições do Modelo Atômico de Bohr, ele calcula muito bem a energia de ionização do átomo de hidrogênio. O valor conhecido experimentalmente é muito próximo: 13,56 eV.

Esse resultado foi extremamente importante para a Química, pois foi a primeira vez que uma propriedade atômica pode ser calculada previamente com tanta precisão. O Modelo Atômico de Bohr, portanto, foi capaz de explicar bem as propriedades do átomo de hidrogênio.

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.

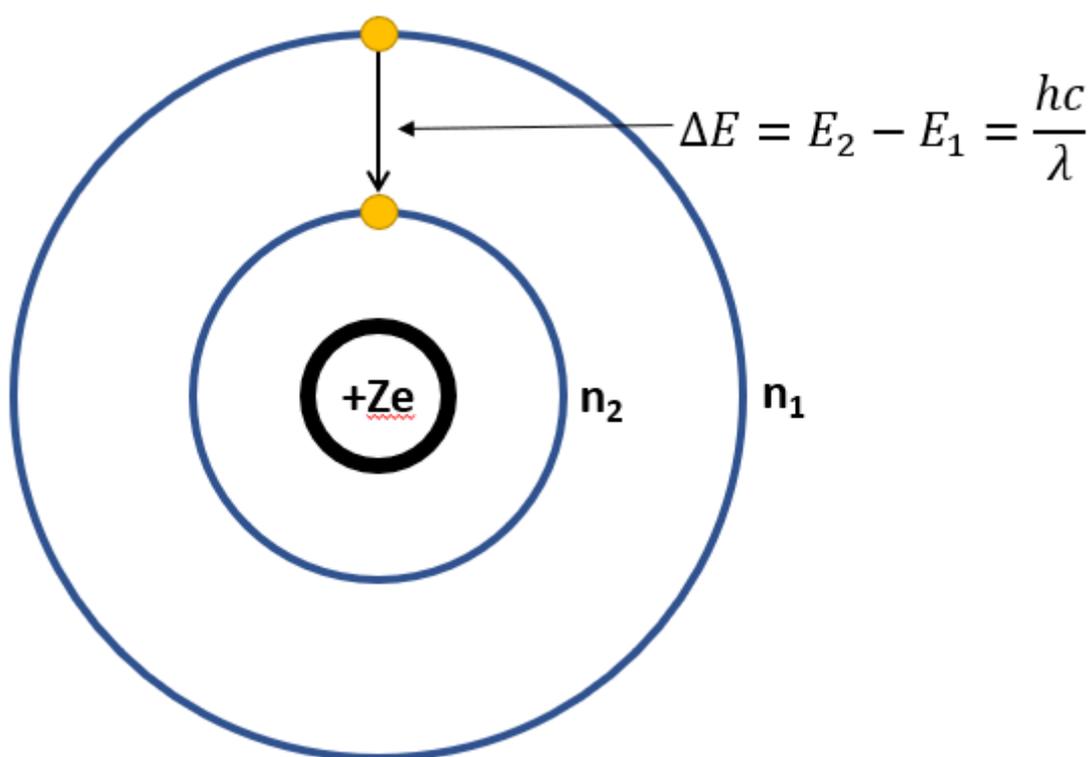


Figura 30: Transição Eletrônica no Modelo Atômico de Bohr

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

As energias dos níveis n_1 e n_2 podem ser calculadas pela expressão previamente encontrada na equação (IV).

$$E_{n_1} = -\frac{Ke^2}{a_0} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

$$E_{n_2} = -\frac{Ke^2}{a_0} \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n_2^2}$$

Agora, podemos substituir na equação (V).

$$\frac{hc}{\lambda} = E_2 - E_1 = -\frac{K}{a_0} e^2 \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n_2^2} + \frac{K}{a_0} e^2 \cdot Z^2 \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

Colocando em parênteses o termo do lado direito, temos:

$$\frac{hc}{\lambda} = \frac{K}{a_0} e^2 \cdot Z^2 \cdot \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Podemos extrair o inverso do comprimento de onda passando o termo "hc" para o outro lado da equação.

$$\frac{1}{\lambda} = \underbrace{\frac{Ke^2Z^2}{a_0hc}}_{\text{R: Constante De Rydberg}} \cdot \underbrace{e^2}_{\text{Número Atômico}} \cdot \underbrace{Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}_{\text{Nível de Energia}}$$

Mais uma vez, temos um produto de várias constantes conhecidas. Podemos agrupar todas essas constantes em uma única conhecida como **Constante de Rydberg**.

Além dessa constante, o comprimento de onda depende do número atômico (Z^2) do elemento e dos níveis de energia envolvidos na transição.

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

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.

$$R = 1,097 \cdot 10^7 m^{-1}$$

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

Uma forma muito interessante que a constante de Rydberg costuma ser fornecida é a sua versão em energia. Para isso, basta utilizar a Equação de Planck.

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



$$E = \underbrace{Rhc}_{\text{Constante de Rydberg}} \cdot \underbrace{Z^2}_{\text{Número Atômico}} \cdot \underbrace{\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)}_{\text{Níveis de Energia}}, \text{ em que } Rhc = 13,6 \text{ eV}$$

Dessa forma, é interessante você estar preparado para os valores que são habitualmente fornecidos para a Constante de Rydberg. Você não precisa decorá-los, apenas ter uma noção de quando eles são utilizados.

Tabela 3: Alguns Valores Numéricos da Constante de Rydberg

Situação	Equação
Constante de Rydberg Pura	$R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$
Cálculo de Comprimento de Onda	$R^{-1} = 91,1 \text{ nm}$
Cálculo de Energia de Transição Eletrônica	$Rhc = 13,6 \text{ eV}$

2.5.5. Espectro do Hidrogênio

O espectro de emissão do átomo de hidrogênio foi uma das principais inspirações para o Modelo Atômico de Bohr.

Agora, já podemos calcular todos os comprimentos de onda associados a transições eletrônicas no átomo de hidrogênio (cujo número atômico é $Z = 1$).

O espectro do hidrogênio é obtido quando os átomos são submetidos a uma descarga de energia. Esses átomos vão absorver várias frequências de onda e excitar seus elétrons. Quando os elétrons retornam a níveis mais baixos de energia, eles emitem radiações, cujos comprimentos de onda podem ser detectados.

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 .

n_2	Série
1	Lyman
2	Balmer
3	Paschen
4	Brackett



n_2	Série
5	Pfund

Dessa forma, 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.

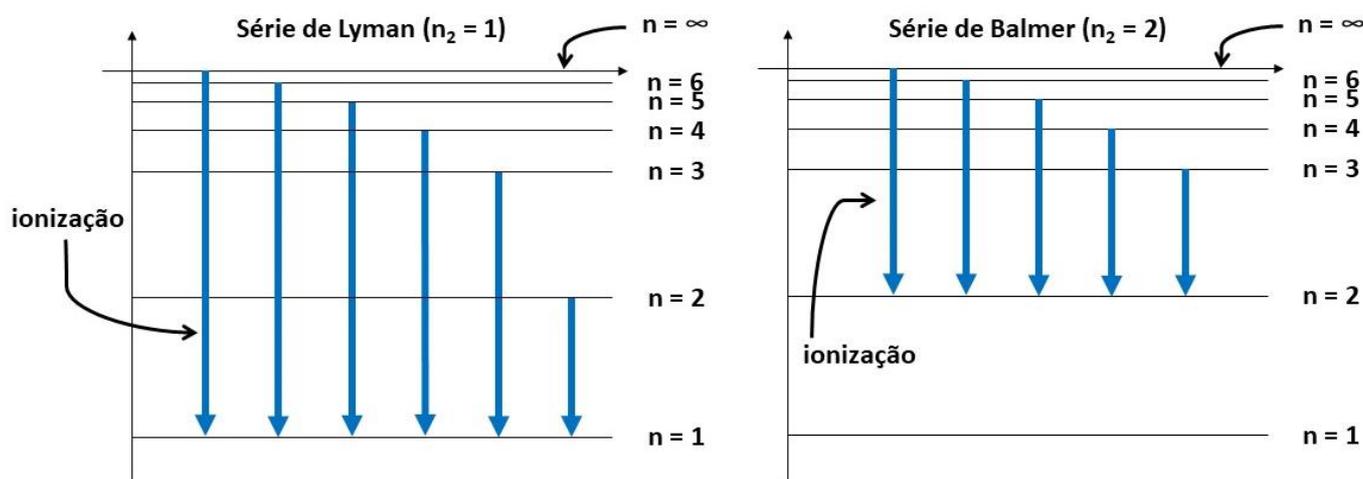


Figura 31: Séries Espectrais de Lyman e Balmer

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).

Para a Série de Balmer, temos:

$$\therefore \lambda_{n \rightarrow 2} = \frac{R^{-1}}{\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}} = \frac{91,1 \text{ nm}}{\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2}}$$

Agora, façamos as contas para os diversos níveis de energia.

$$\lambda_{3 \rightarrow 2} = \frac{91,1}{\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}} = \frac{91,1}{\frac{1}{4} - \frac{1}{9}} = \frac{91,1}{\frac{9-4}{36}} = \frac{91,1}{\frac{5}{36}} = \frac{91,1 \cdot 36}{5} = 656 \text{ nm}$$

$$\lambda_{4 \rightarrow 2} = \frac{91,1}{\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}} = \frac{91,1}{\frac{1}{4} - \frac{1}{16}} = \frac{91,1}{\frac{16-4}{64}} = \frac{91,1}{\frac{12}{64}} = \frac{91,1 \cdot 64}{12} = 486 \text{ nm}$$

$$\lambda_{5 \rightarrow 2} = \frac{91,1}{\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}} = \frac{91,1}{\frac{1}{4} - \frac{1}{25}} = \frac{91,1}{\frac{25-4}{100}} = \frac{91,1}{\frac{21}{100}} = \frac{91,1 \cdot 100}{21} = 434 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\infty \rightarrow 2} = \frac{91,1}{\frac{1}{4} - 0} = 91,1 \cdot 4 = 364 \text{ nm}$$

Fazendo as mesmas contas para a Série de Paschen, montamos a tabela. Só para você recordar a conta que estamos fazendo é:

$$\lambda_{n_2 \rightarrow n_1} = \frac{R^{-1}}{Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)} = \frac{91,1}{\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$$

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 4: Previsão Teórica para as Primeiras Séries do Espectro do Hidrogênio

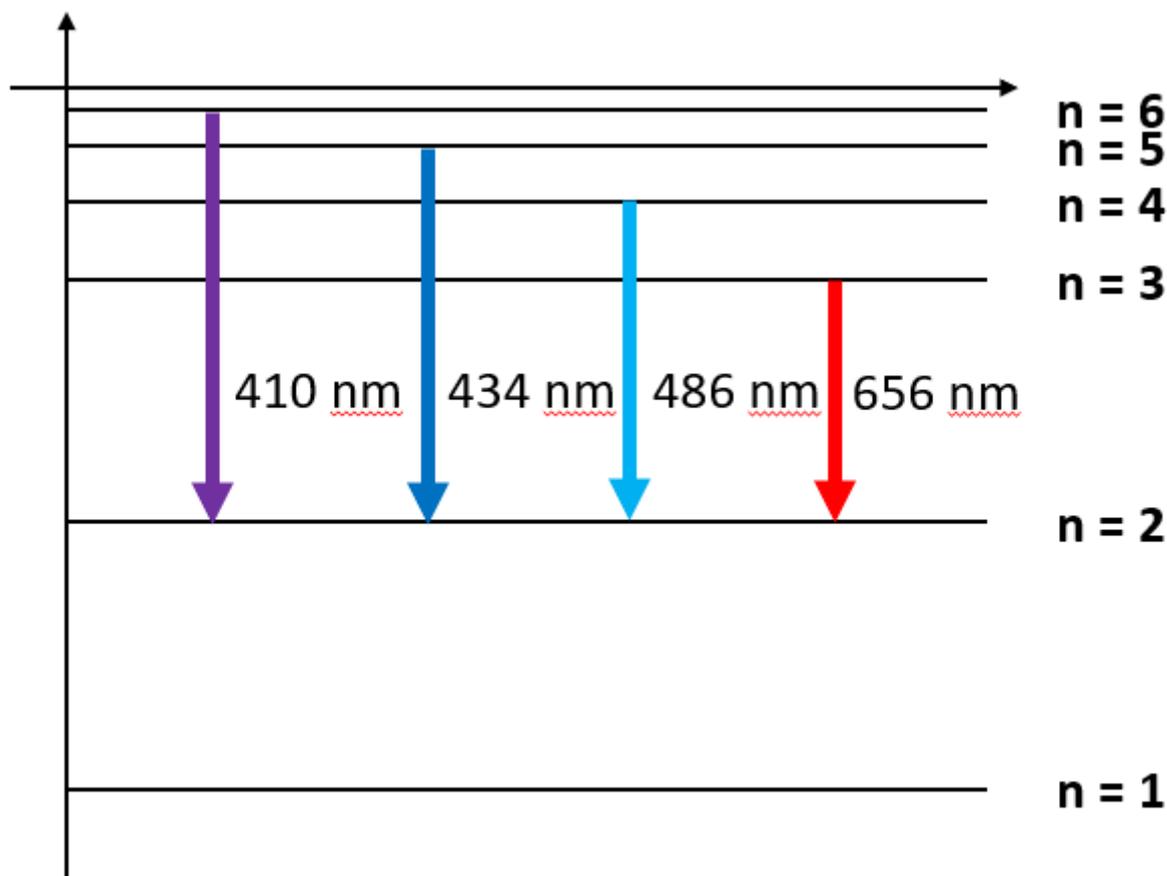
Nível de Origem do Elétron (n_2)	Série de Lyman ($n_2 = 1$)	Série de Balmer ($n_2 = 2$)	Série de Paschen ($n_2 = 3$)
2	121,5		
3	102,5	655,9	



Nível de Origem do Elétron (n_2)	Série de Lyman ($n_2 = 1$)	Série de Balmer ($n_2 = 2$)	Série de Paschen ($n_2 = 3$)
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 (∞)	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 4, são muito próximas dos valores obtidos experimentalmente que já haviam sido trazidos na Figura 21. 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

O Modelo Atômico de Bohr foi muito bem-sucedido em explicar o comportamento do elétron no átomo de hidrogênio. Porém, na tentativa de aplicar o modelo a elementos polieletrônicos, os cientistas sempre encontravam grandes discrepâncias entre o modelo e o espectro de emissão obtido experimentalmente.

Em geral, os átomos polieletrônicos apresentavam várias linhas justapostas em suas séries espectrais, não somente as linhas isoladas como vimos no átomo de hidrogênio.

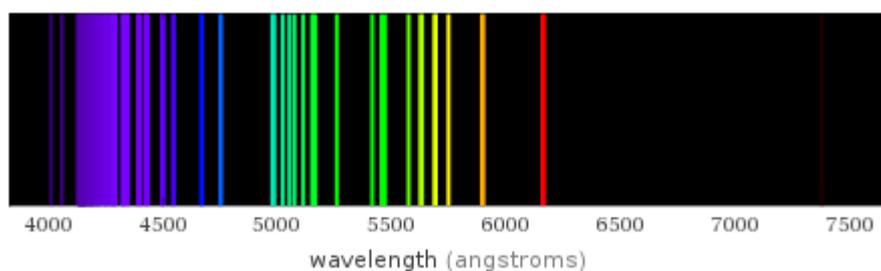


Figura 32: Espectro do Sódio

Observe a diferença. No caso do espectro do sódio, podemos notar várias faixas em torno do roxo e do azul, demais mais faixas em torno do verde. No caso do espectro do hidrogênio, as linhas são muito mais espaçadas.

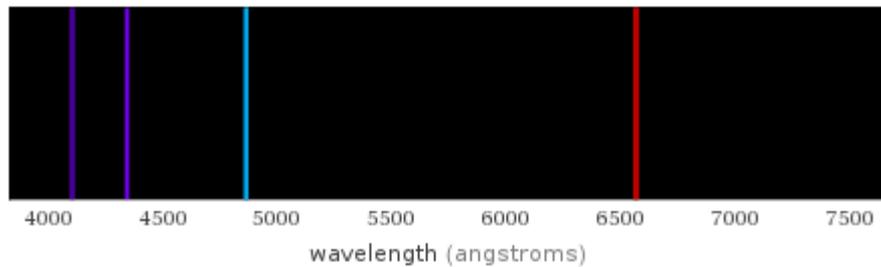


Figura 33: Espectro do Hidrogênio

Arnold J.W. Sommerfeld, em 1916, interpretou que as múltiplas linhas justapostas no espectro do sódio eram um sinal de que a distribuição dos níveis de energia nesse elemento era mais complexa.

No caso do hidrogênio, havia apenas níveis de energia bem distintos entre si.

Porém, no caso do sódio, deveria haver certos subníveis, que fossem mais próximos, de modo que o salto energético entre eles seria menor.

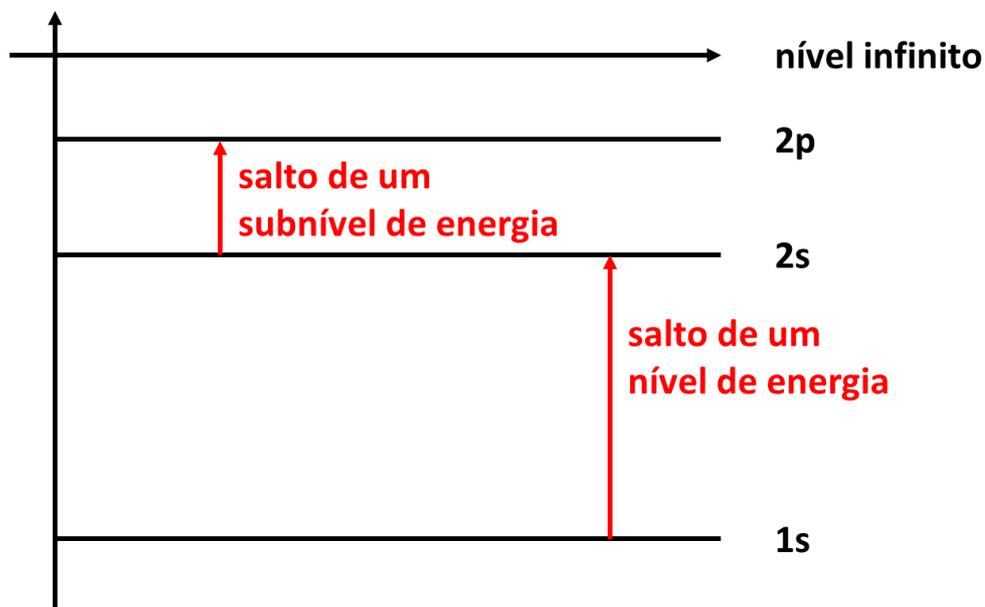
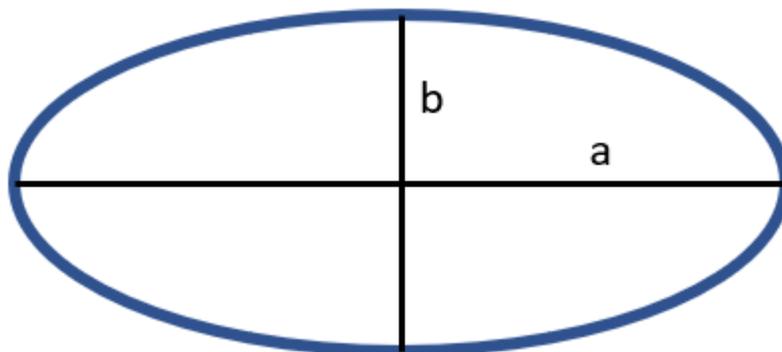


Figura 34: Subníveis de Energia no Sódio

Sommerfeld postulou então que:

- O átomo polieletrônicos (com mais de um elétron) devem possuir subníveis de energia, que seriam intermediários entre os níveis de energia.
- O subnível s de energia tem trajetórias circulares, semelhantes às previstas por Bohr;
- Os demais subníveis definem trajetórias elípticas, cuja excentricidade é definida pelo número quântico secundário (ℓ);
- O número quântico secundário é um número inteiro, que é sempre menor que o número quântico principal (ou nível de energia).

Uma elipse é formada por um eixo maior, de comprimento **2a**, e um eixo menor, de comprimento **2b**.



A excentricidade da elipse é dada pela razão:

$$e = \frac{\sqrt{a^2 - b^2}}{a}$$

Quando a elipse, se torna uma circunferência, tem-se que os eixos maior e menor são iguais ao próprio raio da circunferência. Em outras palavras, $a = b = R$. Sendo assim, a excentricidade da circunferência é igual a 0.

$$e_{\text{circunferência}} = \frac{\sqrt{R^2 - R^2}}{R} = 0$$

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 5: 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.



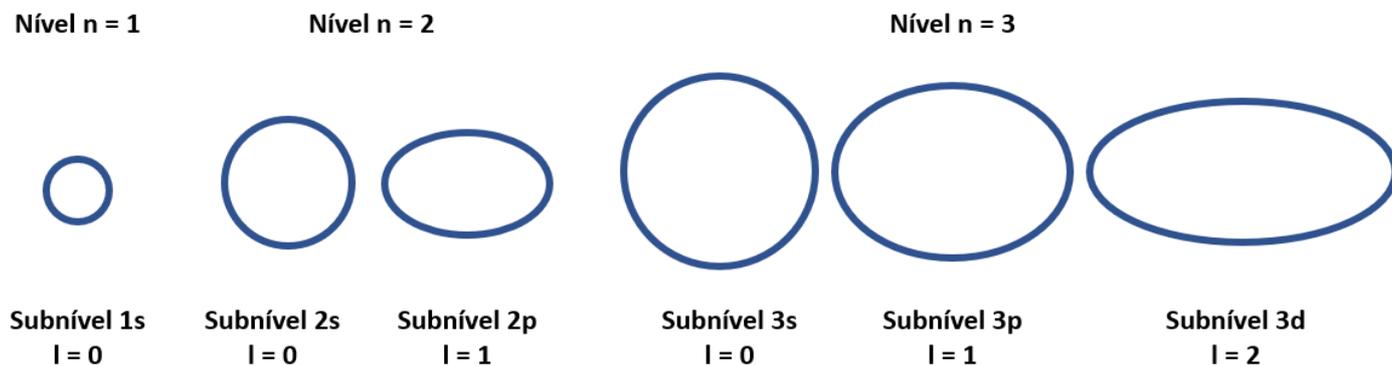


Figura 35: Níveis e Subníveis de Energia no Modelo Atômico de Sommerfeld

Não faremos uma análise detalhada do Modelo Atômico de Sommerfeld como foi feito para o Modelo Atômico de Bohr, pois Sommerfeld requer o uso de muitas ferramentas de Cálculo Integral e Diferencial que se encontram além do escopo desse curso e da sua prova.

Um fato muito importante que já falamos, mas é sempre bom lembrar 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.**

Um íon monoelétrônico, também conhecido como hidrogenóide, é uma espécie química que possui apenas um elétron. São exemplos: ${}^2\text{He}^+$, ${}^3\text{Li}^{2+}$.

4. (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/π
- 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

5. (TFC – 2019 – Inédita)

Um conceito estabelecido por Bohr, ainda aceito hoje, é o dos níveis de energia. A energia absorvida ou liberada por um elétron na transição entre dois níveis é dada por $E = hf$, onde:

h = constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

f = frequência da radiação absorvida ou emitida.

Determine a frequência da radiação absorvida ou emitida com uma energia de 10,2 eV.

Comentários

Para converter a unidade de energia de elétron-volt (eV) em Joules (J), basta multiplicar pelo fator de conversão fornecido.

$$E = hf \therefore f = \frac{E}{h} = \frac{10,2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,626 \cdot 10^{-34}} = 2,4 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

Gabarito: $2,4 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$

6. (TFC – 2019 – Inédita)

No átomo de hidrogênio, a radiação absorvida na ionização do estado fundamental possui comprimento de onda 91 nm. Considerando válidas as hipóteses do Modelo de Bohr, calcule o comprimento de onda da radiação liberada na passagem do elétron do segundo nível de energia para o estado fundamental.

Comentários

Uma boa questão para trabalhar mais com a Equação de Rydberg.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \therefore \lambda = \frac{R^{-1}}{\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]}$$

Na ionização, o elétron é arrancado do nível fundamental ($n_1 = 1$) e levado ao infinito. Portanto, podemos escrever:

$$\lambda_{\text{ionização}} = \frac{R^{-1}}{\left[\frac{1}{1} - 0 \right]} = R^{-1} \therefore R^{-1} = 91 \text{ nm}$$

Para a passagem do segundo nível de energia para o primeiro, podemos escrever:

$$\lambda_{2 \rightarrow 1} = \frac{R^{-1}}{\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right]} = \frac{91}{\frac{1}{4} - 1} = -\frac{91}{\frac{3}{4}} = -\frac{91 \cdot 4}{3} = -121,3 \text{ nm}$$



O sinal negativo obtido expressa apenas que a energia é liberada nessa transição eletrônica.

Gabarito: 121,3 nm

3. A Teoria do Orbital Atômico

É a teoria mais utilizada atualmente para explicar os fenômenos da eletrosfera.



TOME NOTA!

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.

Boa parte da inspiração desta teoria revolucionária foram a Hipótese de de Broglie e o Princípio da Incerteza de Heisenberg.

3.1. Equação de De Broglie

A explicação proposta por Einstein para o Efeito Fotoelétrico sugeria que a luz apresentava um comportamento dual.

A natureza ondulatória da luz havia sido explicada pelo físico James Clerk Maxwell que, por meio das Equações de Maxwell, foi capaz de equacionar a propagação das ondas eletromagnéticas. Seu modelo é extremamente importante e é uma das bases das linhas de transmissão, cujas aplicações são inúmeras, como nas antenas, estações de rádio e internet.

A Explicação de Einstein, porém, indicava que a luz apresentava feixes de energia, denominados **fótons**. Um fóton ultravioleta possui mais energia que um fóton azul que possui mais energia que um fóton vermelho. Assim, o fóton mais energético, ao colidir com um elétron, pode transferir-lhe mais energia e arrancá-lo do átomo.

Trata-se, portanto, de uma interpretação corpuscular para a luz. Ou seja, a luz não é somente uma onda, mas também é formada por partículas.

influenciou outros pesquisadores a buscar evidência de que a matéria também poderia apresentar esse tipo de comportamento dual. 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.

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

Uma importante evidência experimental para a tese de de Broglie foi o experimento da dupla fenda de Young. Nesse experimento, Young confirmou a difração (fenômeno ondulatório) de elétrons.



A Equação de de Broglie pode ser aplicada a qualquer matéria. No entanto, como o valor da constante de Planck ($h = 6,626.10^{-34} J.s$) é muito pequeno, os corpos macroscópicos apresentariam um comprimento de onda tão pequeno que nada na natureza seria equivalente. Por exemplo, o comprimento de onda de um ser humano de 80 kg correndo a 20 km/h seria:

$$\lambda = \frac{6,626.10^{-34}}{80.20.3,6} = 1,1.10^{-37} m$$

Portanto, não existe nada do mundo macroscópico que seria próximo desse comprimento de onda. Por isso, o comportamento ondulatório do corpo humano seria muito difícil de se notar.

Porém, no caso de um elétron, que possui massa muito pequena, é mais fácil de se notar o comportamento ondulatório.

No caso do átomo de hidrogênio, a velocidade do elétron é calculada pela expressão:

$$v = \frac{nh}{2\pi m_e r_n}$$

Portanto, podemos calcular o seu comprimento de onda:

$$\frac{m_e v}{h} = \frac{n}{2\pi r_n} \therefore \lambda = \frac{h}{m_e v} = \frac{2\pi r_n}{n}$$

Considerando o elétron no primeiro nível de energia, temos:

$$\lambda = \frac{2\pi.53 pm}{1} \cong 333 pm$$

Sendo assim, o comprimento de onda associado ao elétron do primeiro nível de energia do átomo de hidrogênio é de 333 pm. Esse valor é de ordem de grandeza muito próxima dos principais fenômenos eletrônicos, como o comprimento de ligação e até mesmo o próprio raio atômico.

É por isso que o comportamento ondulatório dos elétrons é muito mais fácil de ser percebido.



O livro *Alice no País do Quanta*, de Robert Gilmore, imagina um universo em que a Constante de Planck fosse grande, em vez de muito pequena. Sendo assim, o caráter ondulatório da matéria seria sentindo em corpos tão macroscópicos quanto o ser humano.

Um exemplo de como o valor da Constante de Planck influencia na vida prática é que, se ela fosse muito grande, o corpo humano poderia experimentar fenômenos, como difração ou reflexão. Por exemplo, ao sair de uma sala mais quente para uma sala mais fria, você poderia ser refletido exatamente na fronteira dos dois ambientes – no caso, uma porta.



A prova do ITA certa vez considerou que o terceiro postulado de Bohr pode ser alterado, de modo a ser previsto pela Hipótese de De Broglie.

Para isso, postula-se que a circunferência da órbita do elétron deve ser sempre um múltiplo do comprimento de onda a ele associado.

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

Com base nesse postulado, é possível demonstrar o momento angular do elétron.

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.

Agora pense: seria possível medir a temperatura de um inseto com um termômetro humano?





Figura 36: É impossível medir a temperatura de um mosquito com um termômetro

Nesse caso, o termômetro é do mesmo tamanho (ou maior) que o inseto. Por isso, a quantidade de calor envolvida até os dois atingirem o equilíbrio térmico seria muito grande para o inseto. Por causa disso, um termômetro humano não pode medir a temperatura de um inseto sem alterá-la significativamente.

Mas, então, como medir a temperatura do inseto? Nesse caso, poderíamos construir um termômetro muito pequeno, de modo que fosse de tamanho desprezível em relação ao inseto.

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.

Todas as vezes que o microscópio tenta captar perfeitamente a posição de um elétron, seus fótons de luz se chocam com a partícula, provocando alterações na sua energia cinética. Dessa forma, o microscópio que capta muito bem a posição de um elétron provoca alterações na sua velocidade.

Analogamente, quanto melhor um microscópio mede a velocidade de um elétron, mais incerteza ele terá na sua posição. Assim, podemos delinear o famoso Princípio da Incerteza de Heisenberg.



Princípio da Incerteza de Heisenberg

É impossível medir a posição e a velocidade de um elétron simultaneamente com precisão. Quanto melhor se conhece a posição de um elétron, menos é possível ter certeza sobre sua velocidade. Quanto melhor se conhece a velocidade de um elétron, menos é possível ter certeza sobre sua posição.

Sendo Δx a incerteza da posição e Δv a incerteza da velocidade de um elétron, Heisenberg estabeleceu a seguinte desigualdade:

$$m\Delta x\Delta v > \frac{h}{4\pi}$$

Mais uma vez, o fato de a massa do elétron ser pequena favorece os efeitos do Princípio da Incerteza. A massa do elétron ($m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$) é comparável à Constante de Planck, por isso os valores das incertezas podem ser bastante significativos.

3.2. Orbital Atômico

Os Modelos Atômicos de Bohr e Sommerfeld falavam de órbitas, isto é, trajetórias circulares ou elípticas para os elétrons. Porém, trajetória se refere a um conjunto de posições bem definidas. Tendo-se um conjunto de posições bem definidas, as velocidades instantâneas também são bem definidas.

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.

A probabilidade de encontrar o elétron é definida pelas *Funções de Onda* ou *Equações de Schrödinger*. Essas equações são bastante complexas, envolvendo derivadas parciais, e fogem ao escopo desse livro. Além disso, só possuem soluções exatas para o átomo de hidrogênio e para íons hidrogenóides, como He^+ , Li^{2+} etc. Para as demais espécies químicas, existem apenas soluções aproximadas.

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.



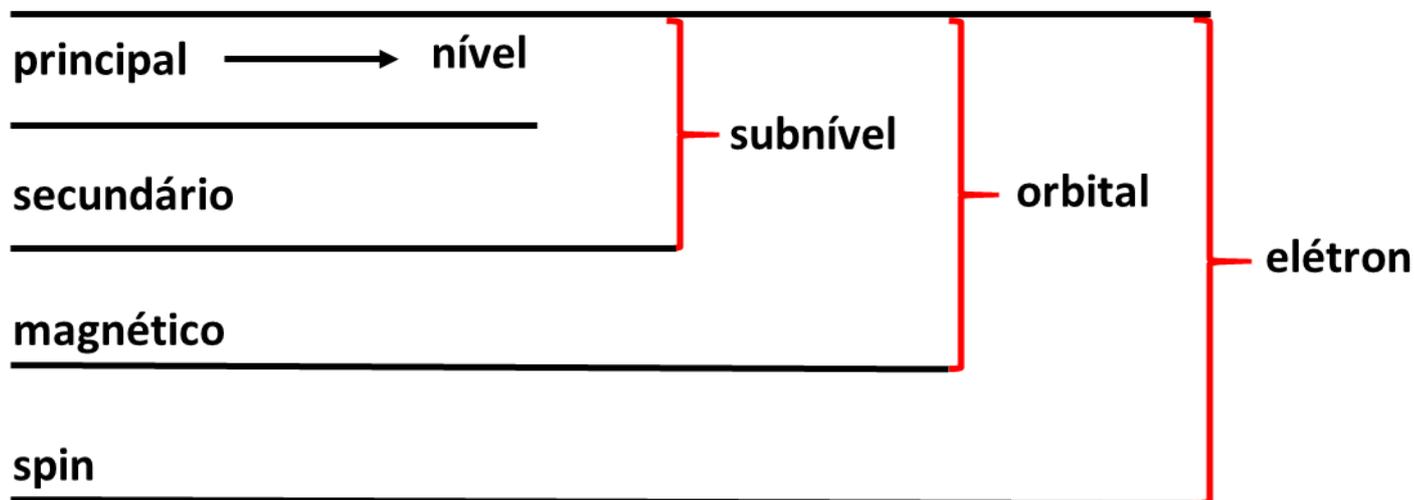


Figura 37: Números Quânticos

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.

Na solução das Equações de Schrödinger, o número quântico principal indica o número de regiões nodais totais em um orbital. Sendo assim, os orbitais do nível 1 apresenta uma região nodal, os orbitais do nível 2 apresentam duas regiões nodais. Os orbitais do nível 3 apresentam três regiões nodais. E, assim, por diante.

Na representação esquemática de um orbital, normalmente são representadas as regiões em que há probabilidade de encontrar o elétron. As regiões nodais geralmente são representadas por mudanças de cor no desenho do orbital, como está mostrado na Figura 38.

É importante observar que **todos os orbitais possuem uma região nodal no infinito**. As demais podem ser visualizadas nas suas representações.

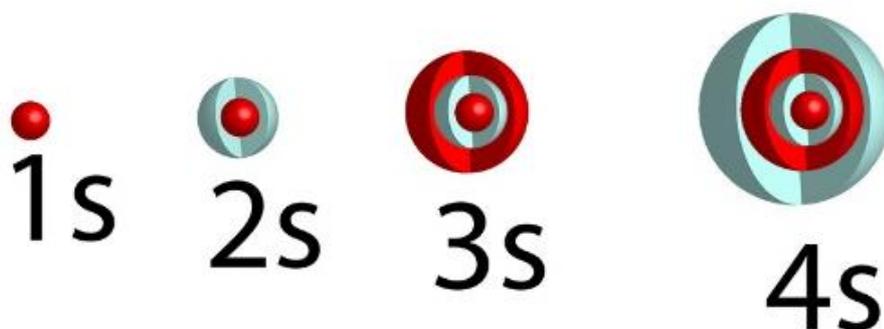


Figura 38: Representação dos Orbitais 1s, 2s, 3s e 4s por meio de suas regiões de probabilidade de encontrar o elétron

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.

No caso do orbital 3s, podem ser visualizadas três regiões nodais esféricas: uma no infinito, e duas que podem ser visualizadas nas mudanças de cor no próprio orbital. Analogamente, podemos observar 4 regiões nodais esféricas 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 $n - 1$.

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

Por causa disso, não existe o orbital 1p. Consegue explicar o motivo?

Pense bem.

Posso responder?

Então, vamos lá.

O orbital 1p não existe, porque, para esse orbital teríamos $n = 1$ e $l = 1$. Porém, não é permitido que o valor do número quântico secundário (l) seja igual ao número quântico principal (n). Aquele deve ser sempre menor do que este.

Na Tabela 6, apresentamos todas as possibilidades de combinação entre os números quânticos principal e secundário até o nível 7 de energia.

Tabela 6: 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	



	$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$	$l = 4$	$l = 5$	$l = 6$
$n = 7$	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.

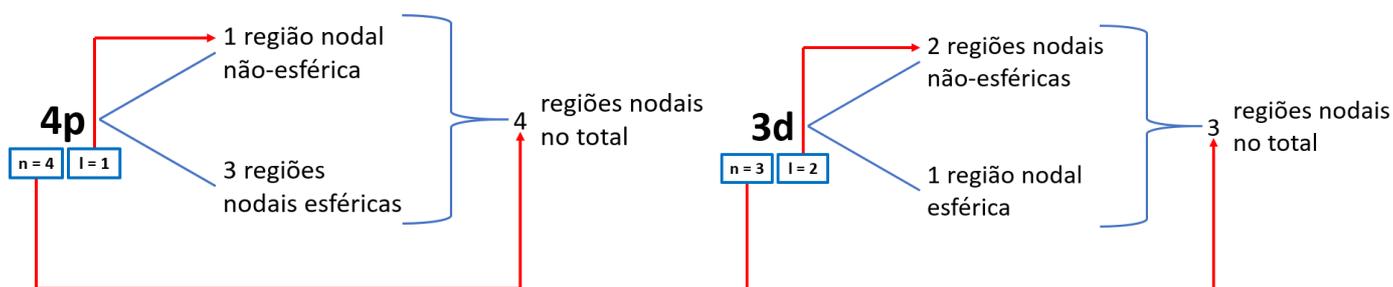


Figura 39: Orbitais e a sua Quantidade de Regiões Nodais

Na Figura 39, representamos os orbitais somente pelo nível e subnível. Essa representação não é completa, porém, muitas vezes é utilizada na Química. A representação completa de um orbital requer também o número quântico magnético.

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.

Porém, todos eles têm em comum o fato de possuírem exatamente uma região nodal plana e uma região nodal esférica, que se situa no infinito.

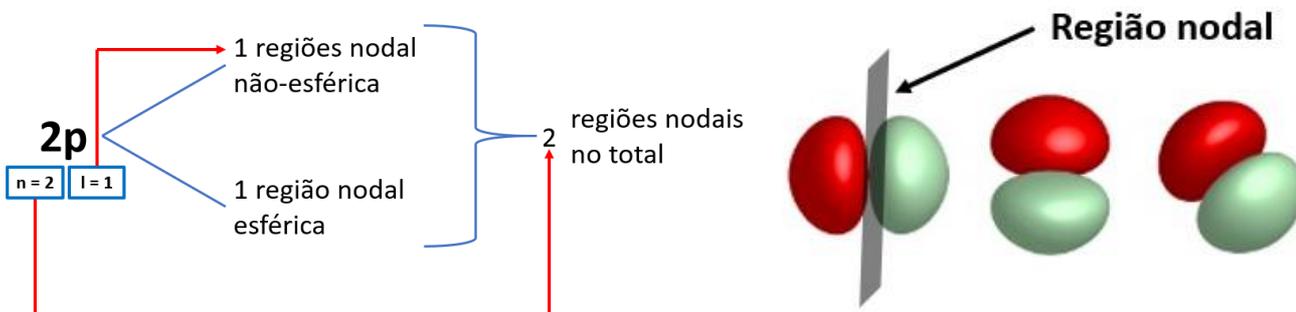


Figura 40: Orbital 2p e suas Regiões Nodais

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.

Vejamos agora ilustrações dos orbitais 3p. Nesse caso, precisamos visualizar uma região nodal esférica que se situa no meio do orbital. Por causa dessa região, o desenho mostra um par de lóbulos internos e um lóbulo externos. Além disso, o orbital tem uma região nodal plana, que é exatamente a mesma do orbital 2p. Para finalizar, o orbital possui a região nodal esférica no infinito.

Sendo assim, o orbital 3p apresenta duas regiões nodais esféricas e uma região nodal não-esférica, totalizando 3 regiões nodais. Exatamente como preconizado pelos seus números quântico principal ($n = 3$) e secundário ($l = 1$).

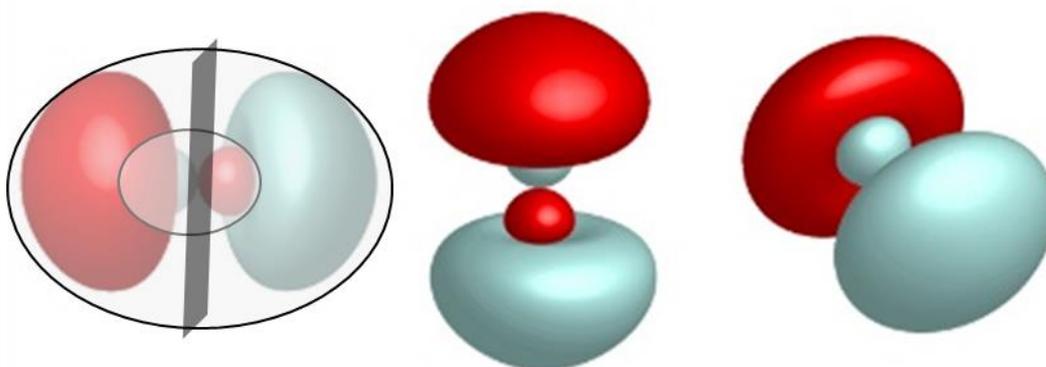


Figura 41: Orbitais 3p e suas Regiões Nodais

Quando aumentamos um nível de energia, acrescentamos mais regiões nodais esféricas. É o caso dos orbitais **4p**, que, como mostrado na Figura 39, possuem 3 regiões nodais esféricas, sendo uma delas no infinito, e 1 região nodal não-esférica.

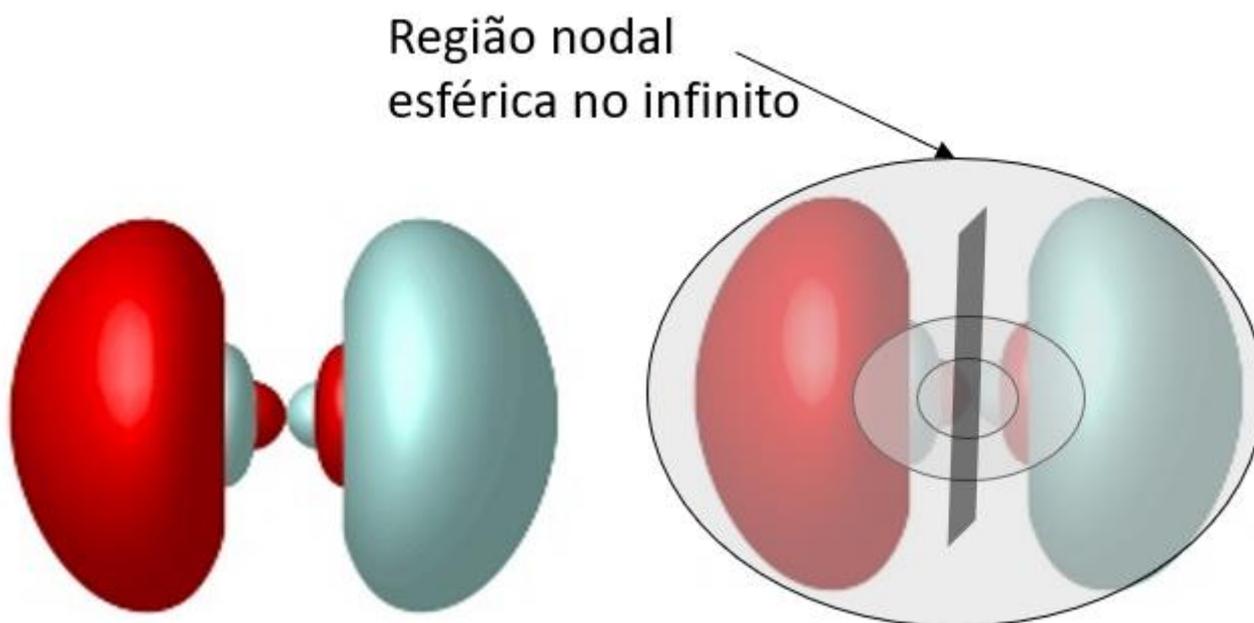


Figura 42: Orbitais 4p e suas Regiões Nodais

Para evitar o excesso de informação nas figuras, não representaremos de agora em diante as regiões nodais esféricas no infinito. No entanto, caso você queira representa-las, basta colocar um círculo em volta de todo o desenho de um orbital, como fizemos na Figura 41 e na Figura 42.

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 Figura 39, 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 43.

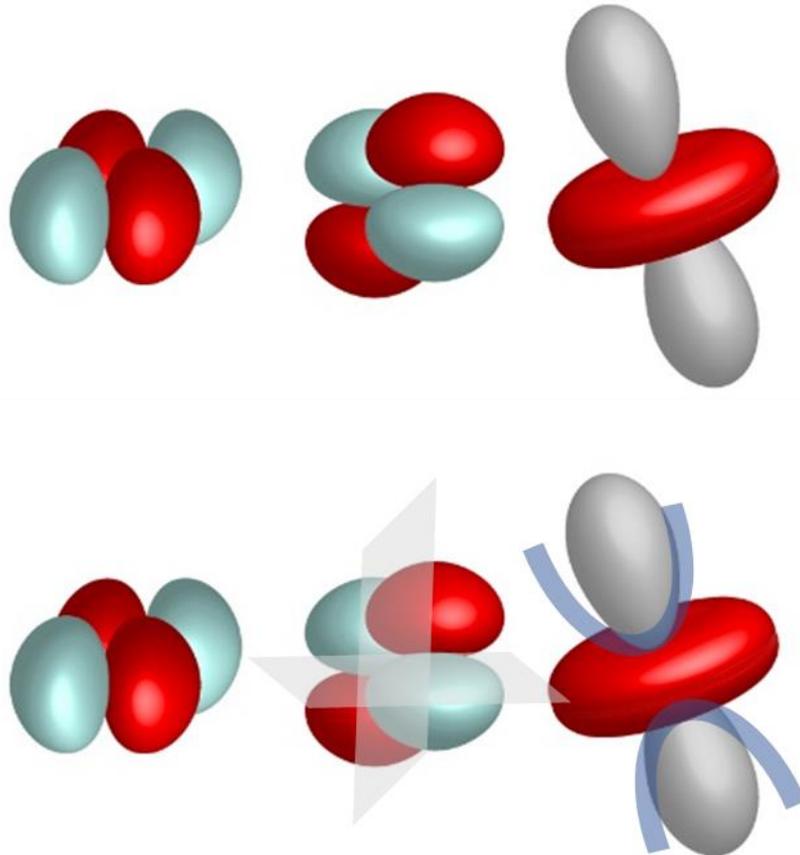
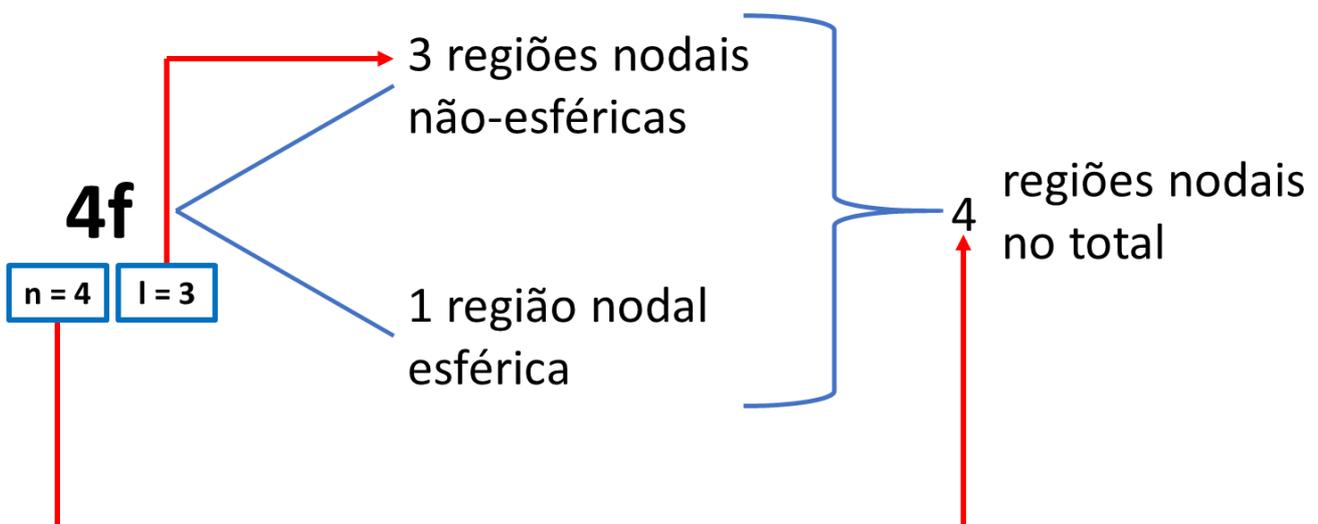


Figura 43: Orbitais 3d e suas Regiões Nodais

Agora, vamos observar os orbitais 4f. À esquerda, trazemos a representação de dois exemplos de orbitais 4f. Pelas regras que aprendemos, o número de regiões nodais que esses orbitais devem apresentar é:



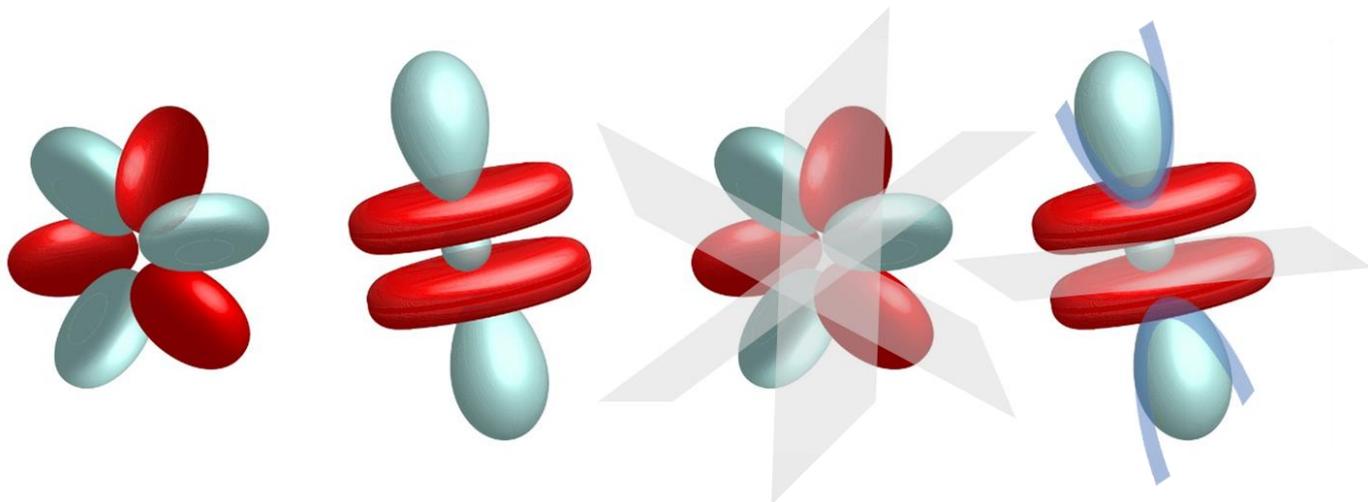


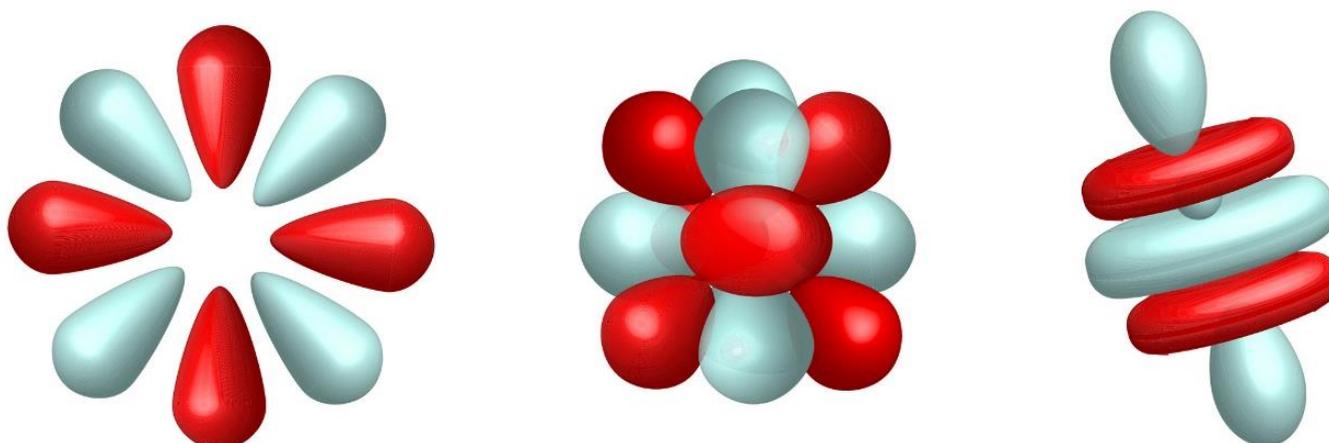
Figura 44: Orbitais 4f e suas Regiões Nodais

Nesse caso, observe a existência de duas regiões nodais parabólicas tanto no orbital 3d como no 4f, uma para cima e outra para baixo. Por causa dessas regiões parabólicas, os orbitais apresentam um disco central e dois lóbulos em forma de gota.

Além das regiões parabólicas, o orbital 4f ($l = 3$) ainda apresenta uma região nodal plana no plano xy , totalizando as 3 regiões nodais não-esféricas que ele deve apresentar.

Lembre-se que não estamos representando a região nodal esférica no infinito que todos os orbitais apresentam.

Estendendo esse raciocínio, podemos imaginar alguns orbitais mais complexos, como os orbitais 5g. A intenção de mostrar essas figuras é apenas ilustrativa, para que o leitor seja capaz de compreender e visualizar regiões nodais de um orbital, mas você não precisa decorar as formas dos orbitais. Destaco que é importante você saber a quantidade e o tipo de regiões nodais.



Na figura a seguir, temos uma comparação entre os orbitais de diversos subníveis. As regiões nodais são mostradas pelas diferenças de cor entre dois lóbulos. Note que os orbitais crescem conforme o nível de energia aumenta, porque é mais provável encontrar o elétron mais distante do núcleo.

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.

Por exemplo, comparando alguns orbitais s.

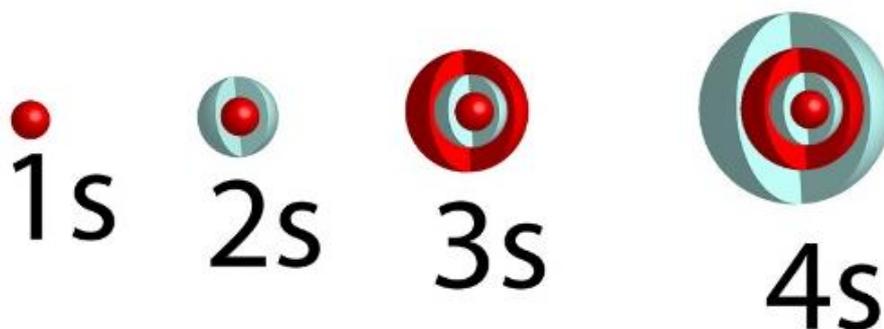


Figura 45: Representação dos Orbitais 1s, 2s, 3s e 4s

Perceba que a probabilidade de encontrar o elétron do orbital **1s** é muito mais concentrada nas proximidades do núcleo. No caso do orbital **4s**, uma região mais externa ainda tem uma probabilidade considerável de encontrar o elétron. Por conta disso, diz-se que **o orbital 1s é mais penetrante que o orbital 4s**. Também podemos dizer que **o orbital 4s é mais externo que o orbital 1s**.

Essa é uma regra geral. Quanto menor o nível de energia do orbital, mais penetrante ele será.

Outra comparação importante a se fazer é entre orbitais do mesmo nível, porém de subníveis diferentes.

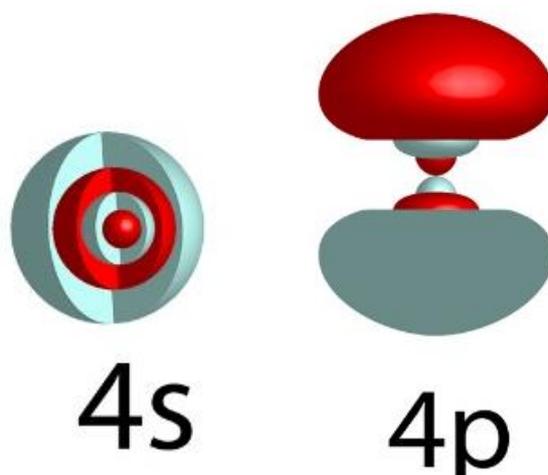


Figura 46: Comparação entre a Penetração dos Orbitais 4s e 4p

Pela figura, podemos ver que o orbital **4p** é bastante vazado nas regiões próximas do núcleo, pois é tomado por uma região nodal plana. Por conta disso, o **orbital 4s é mais penetrante que o orbital 4p**. Também podemos dizer que **o orbital 4p é mais externo que o orbital 4s**.

Com base nas observações feitas nessa Seção, temos duas regras importantes para a penetração de orbitais:

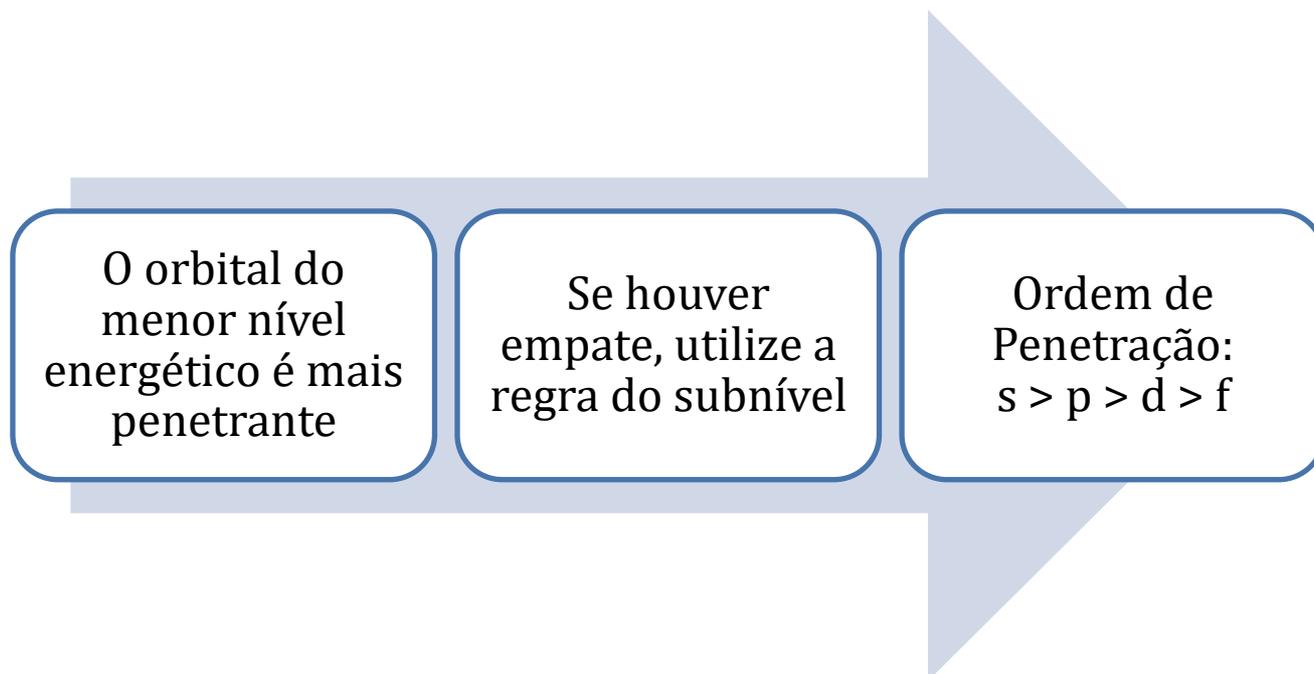


Figura 47: Regra para a Penetração de Orbitais

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)

O número quântico magnético foi proposto inicialmente por Zeeman, nos seus estudos sobre a interação do orbital com campos magnéticos. Na resolução das Equações de Onda de Schrödinger, esse número aparece naturalmente.

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.

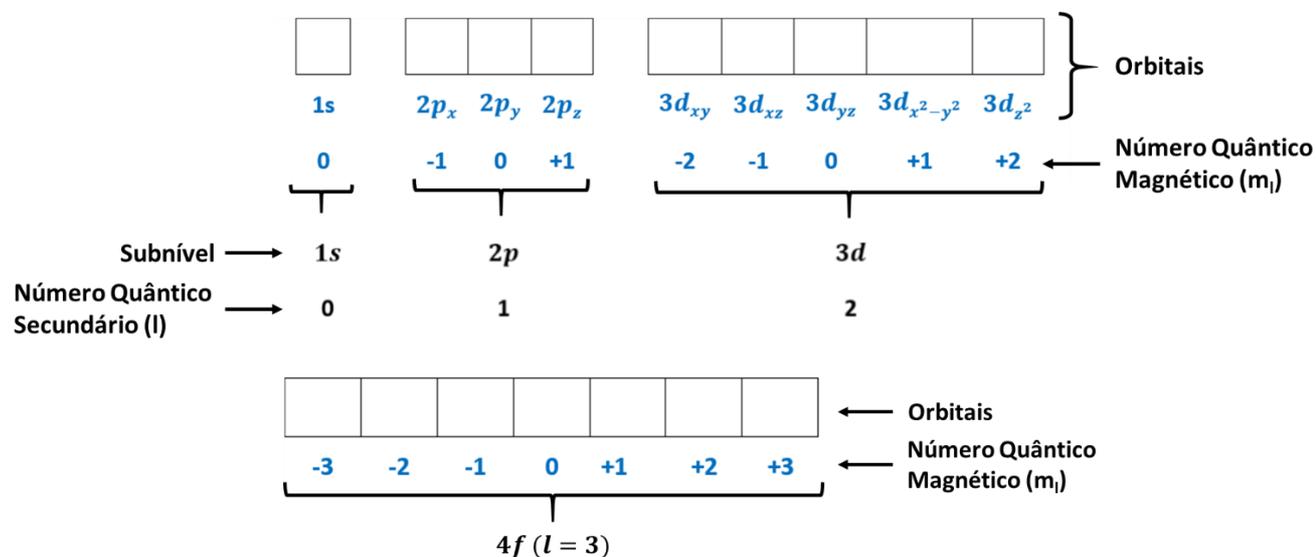


Figura 48: Representação dos Orbitais em Alguns Subníveis

Como o número quântico secundário dos orbitais **p** é $l = 1$, temos três possibilidades de número magnético ($-1, 0, 1$). Portanto, existem três orbitais $2p$, que são denotados por $2p_x, 2p_y, 2p_z$. Nesse livro digital, muitas vezes, destacaremos os orbitais $2p$, de modo a deixar claro que estamos falando de elétrons em orbitais diferentes, embora no mesmo subnível.

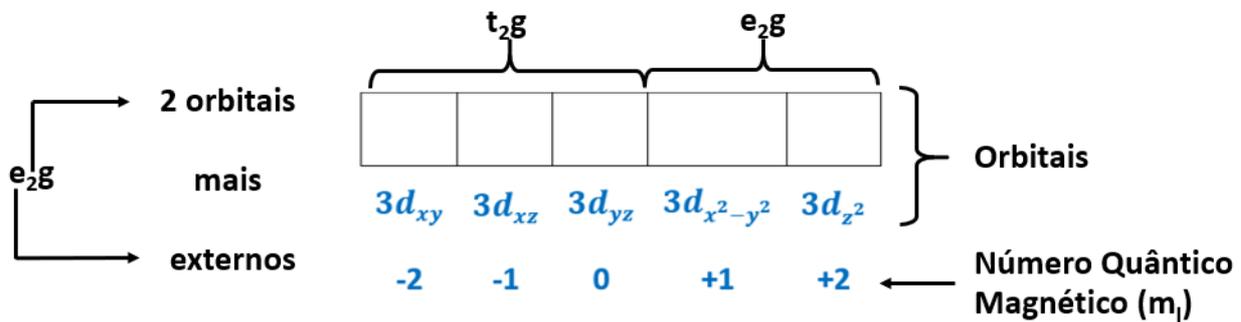
Um orbital é bem definido pelos três números quânticos: principal, secundário e magnético. Por exemplo, o orbital $2p_y$ possui os números quânticos: $n = 2, l = 1, m = 0$.



No caso dos orbitais localizados em subníveis **s** ou **p**, o número quântico magnético **não influencia na energia do orbital**. Dessa forma, os orbitais $2p_x, 2p_y, 2p_z$ possuem a mesma energia e, por isso, são chamados **degenerados**.

Porém, no caso dos subníveis **d** e **f**, o número quântico magnético influencia sim a energia do orbital. Os orbitais **d** podem ser agrupados em dois grupos: os orbitais **t_{2g}** e os orbitais **e_{2g}** . Em geral, os orbitais **t_{2g}** apresentam menor energia que os orbitais **e_{2g}** . Podemos representar.

Eu não acredito que a ordem de energia dos orbitais **d** possa vir a ser cobrada. Porém, lembre-se que os orbitais **e_{2g}** têm **e** de **externo** e **2** de **2**. Portanto, eles são dois e são mais externos e, conseqüentemente, mais energéticos.



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 $\downarrow +\frac{1}{2}$ ou $\uparrow -\frac{1}{2}$, 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 dois elétrons.

	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
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.

Porém, é possível emparelhá-los no mesmo orbital devido ao fato de que, como eles giram em sentidos contrários, eles produzem campos magnéticos opostos. Dessa forma, apesar de se repelirem eletricamente, eles se atraem magneticamente.

O campo magnético, portanto, suaviza a força de repulsão elétrica entre dois elétrons emparelhados.

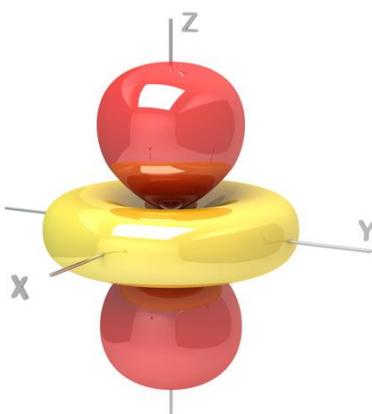
Em cada um dos seus orbitais, há um par de elétrons, com spins opostos. Isso é bastante necessário, como veremos mais adiante na construção das configurações eletrônicas, devido ao Princípio da Exclusão de Pauli.



HORA DE
PRATICAR!

7. (TFC – 2019 – Inédita)

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

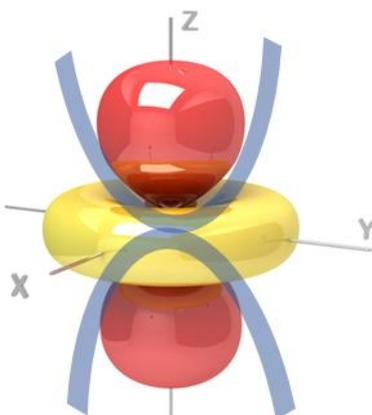


O orbital representado é:

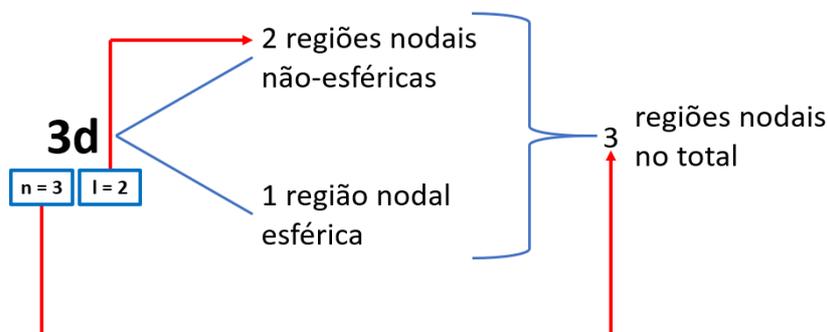
- a) 3p
- b) 3d
- c) 4p
- d) 4d
- e) 4f

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

8. (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 $3d-e_{2g}$ 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

9. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a afirmativa correta a respeito dos orbitais atômicos:

- a) Nos orbitais, os elétrons desenvolvem órbitas circulares, no entanto, não é possível determinar experimentalmente o raio dessas órbitas.
- b) Nos orbitais $2p$, existe uma região nodal plana. Os elétrons transitam, estando ora de um lado, ora do outro de um plano.
- c) Os orbitais definem regiões de probabilidade de encontrar o elétron, sem se preocupar com a trajetória por eles desenvolvidas.
- d) O orbital $4f$ possui 4 regiões nodais, sendo 3 delas esféricas.
- e) Não existem orbitais $3d$ no átomo de hidrogênio.

Comentários

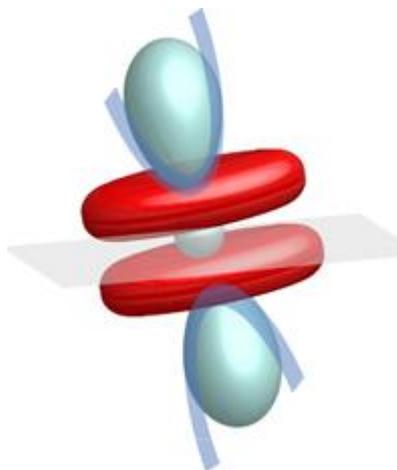
A – não existe preocupação com as órbitas dos elétrons, apenas com regiões de probabilidade de encontra-lo. Afirmativa errada.

B – mais uma vez, a teoria do orbital atômico não se preocupa com a transição dos elétrons de um lado para o outro do plano nodal. Essa teoria apenas fala que é provável encontrar o elétron ou de um lado ou de outro do plano. Afirmativa errada.

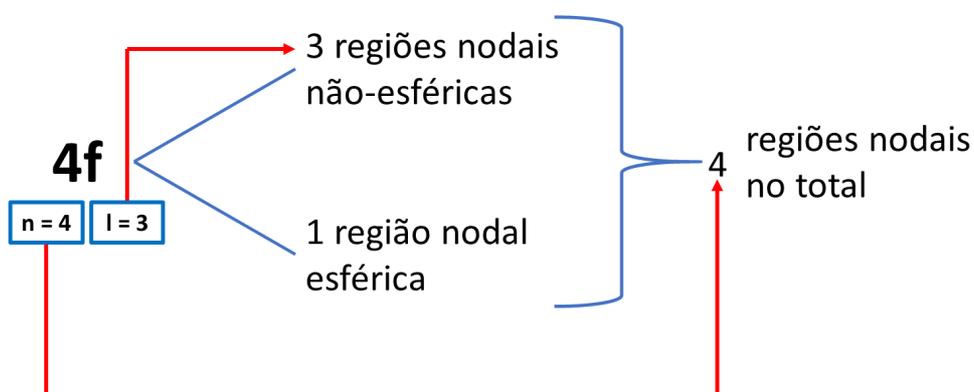
C – descreve perfeitamente a teoria do orbital atômico. Afirmativa perfeita.

D – O número quântico secundário desse orbital é $\ell = 3$, portanto, ele apresenta 3 regiões nodais **não**-esféricas. Afirmativa errada.





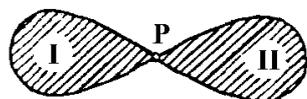
E – O hidrogênio possui orbitais 3d como qualquer átomo ou íon. No entanto, os orbitais 3d possuem a mesma energia dos orbitais 3s e 3p. Afirmativa errada.



Gabarito: C

10. (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.

- **Orbital Vazio:** quando não possui nenhum elétron.
- **Orbital Semipreenchido:** quando possui apenas um elétron. Esse tipo de orbital é o que forma ligações covalentes.
- **Orbital Preenchido:** quando possui dois elétrons.

A seguir, temos as representações dessas categorias de orbitais.



Figura 49: Tipos de Orbitais

Um orbital é completamente preenchido com dois elétrons.

Um subnível qualquer de número quântico secundário ℓ apresenta $2\ell + 1$ orbitais. Vejamos:



$\ell = 2$ (d):	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>						5 orbitais		
$\ell = 3$ (f):	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>								7 orbitais

Dessa maneira, o número de elétrons que cabe em um subnível é:

$$n = 2 \times \text{número de orbitais} = 2 \cdot (2l + 1) = 4l + 2$$

Podemos, ainda, calcular o número de elétrons que cabem em um nível de energia. Para isso, devemos nos lembrar que um nível n de energia possui n subníveis, com $\ell = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

$$N = \underbrace{(4 \cdot 0 + 2)}_{\ell = 0} + \underbrace{(4 \cdot 1 + 2)}_{\ell = 1} + \dots + \underbrace{(4 \cdot (n - 1) + 2)}_{\ell = n-1}$$

O total de elétrons que cabem em um nível de energia é dado, portanto, pela soma de uma progressão aritmética, que pode ser calculada pela fórmula conhecida da Matemática.

$$N = \frac{(a_1 + a_n)}{2} \cdot n$$

Vamos calcular o primeiro e o último termos dessa progressão aritmética.

$$a_1 = 4 \cdot 0 + 2 = 2$$

$$a_n = 4 \cdot (n - 1) + 2 = 4n - 4 + 2 = 4n - 2$$

Substituindo na expressão conhecida, temos.

$$\therefore N = \frac{(2 + 4n - 2)}{2} \cdot n = \frac{4n}{2} \cdot n = 2n^2$$

Portanto, o número de elétrons que cabem em um determinado nível de energia é igual a $2n^2$.

$$N = 2n^2$$

4. Procedimento de Aufbau

Aufbau vem do alemão e significa “construção”. Esse procedimento é, na verdade, um conjunto de regras que visa a explicar como fazer a configuração eletrônica de um elemento qualquer.

É importante relatar que existem exceções ao procedimento que será visto nessa Seção, porém, é um ponto de partida bem interessante para prever as configurações eletrônicas dos elementos químicos da Tabela Periódica.



4.1. Princípio da Exclusão de Pauli

O Princípio da Exclusão de Pauli é um princípio bem mais amplo da Mecânica Quântica. Uma de suas consequências é que dois elétrons de um mesmo átomo não podem ter 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 duas configurações eletrônicas impossíveis.

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

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

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.

Agora, vamos falar de algumas pegadinhas que podem aparecer sobre esse princípio.

O Princípio da Exclusão de Pauli não proíbe que dois elétrons distintos tenham o mesmo Spin. Mas, para isso, eles devem estar localizados em orbitais diferentes. Vejamos:

↑↓	↑↓
$1s^2$	$2s^2$

Os dois elétrons marcados em azul possuem o mesmo número de Spin (-1/2), porém, estão localizados em níveis de energia diferentes.



PEGADINHA

Outra pegadinha. É possível que dois elétrons diferentes possuam o mesmo conjunto de quatro números quânticos?

E aí, já pensou?

Pense bem.

Essa é difícil.

Posso responder?



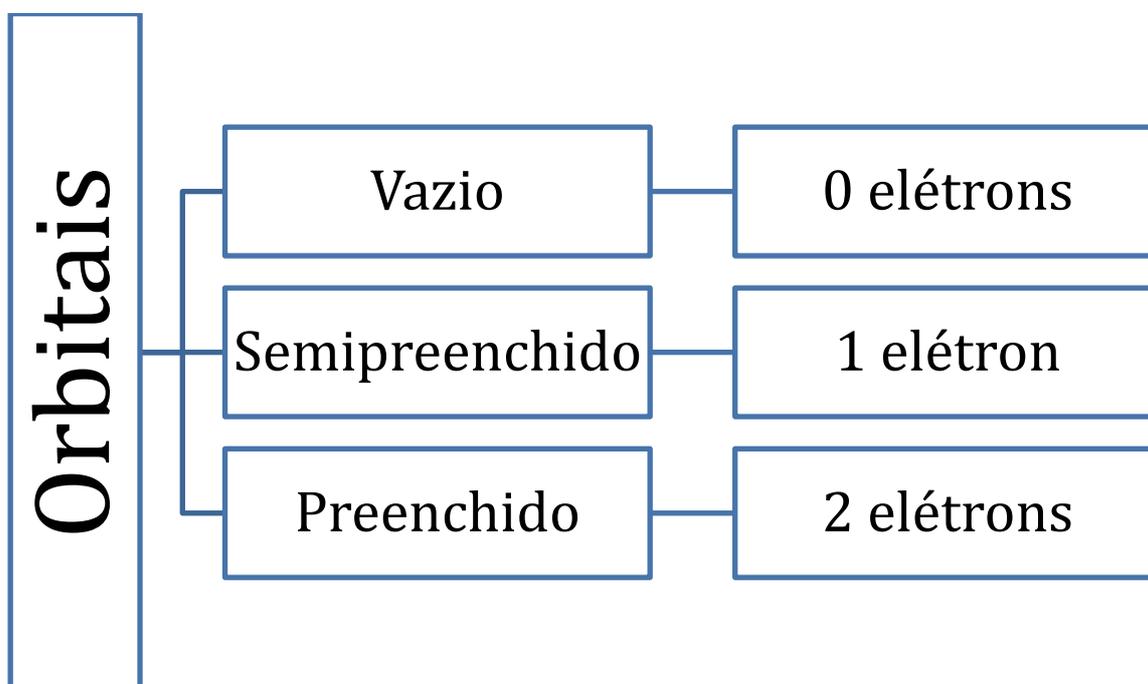
Sim. Dois elétrons diferentes podem sim possuir o mesmo conjunto de quatro números quânticos, desde que eles pertençam a átomos diferentes. Note que o Princípio da Exclusão

Esclarecidas essas eventuais pegadinhas, vamos comentar sobre a mais importante consequência desse princípio nas configurações eletrônicas.



TOME NOTA!

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

O Diagrama de Pauling se baseia em um processo hipotético em que um átomo é “construído” pela adição de elétron a ao átomo de número atômico inferior.

Por essa regra, os subníveis devem ser preenchidos pela ordem da soma $n + l$, sendo que, em caso de empate, o subnível de menor nível energético deve ser preenchido primeiro.

Assim, podemos criar uma ordem de preenchimento dos subníveis por meio de flechas no seguinte formato.



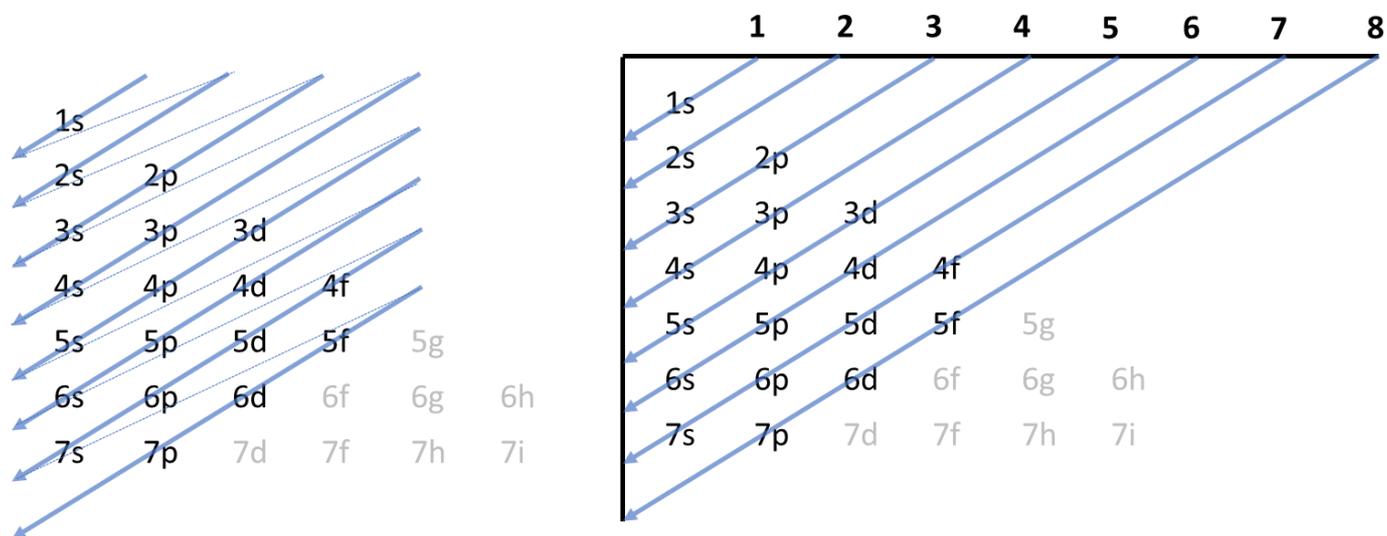


Figura 50: Diagrama de Pauling

Na Figura 50 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. Em vez de ligar as setas por linhas pontilhadas, eu prefiro marcar a primeira seta com 1, a segunda seta com 2 e, assim, por diante.

Em ambos os casos, você deve seguir a ordem de preenchimento indicada pelas setas. Para aprender sobre o diagrama, vamos fazer a configuração eletrônica de alguns elementos.

	↑↓
${}_2\text{He}:$	$1s^2$

No caso do hélio, que possui dois elétrons, começamos o preenchimento dos orbitais pelo orbital **1s** e lá mesmo conseguimos finalizar. Agora, vamos ver a configuração eletrônica do boro (${}_5\text{B}$). Para esse elemento, começamos preenchendo o orbital **1s**, a seguir, passamos para o **2s** (que aparece na segunda seta) e depois passamos para o orbital **2p** (terceira seta).

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.

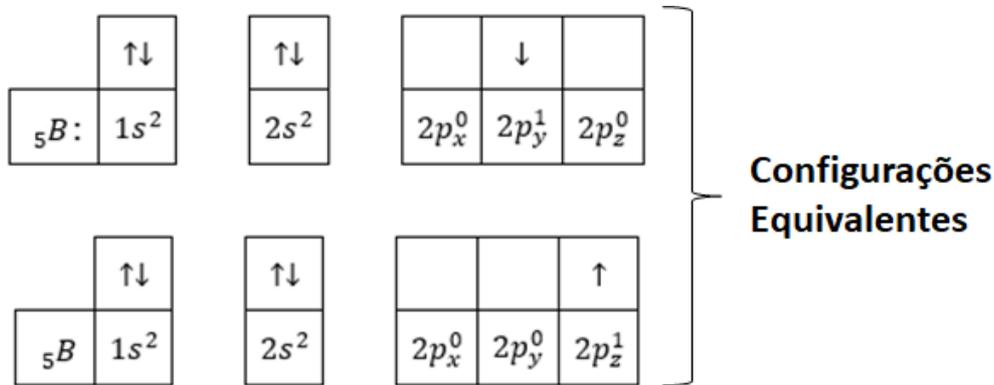
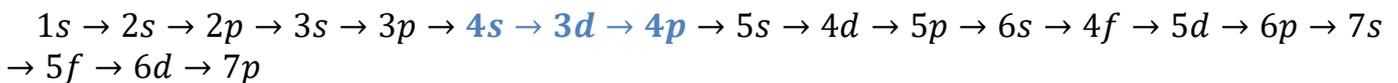


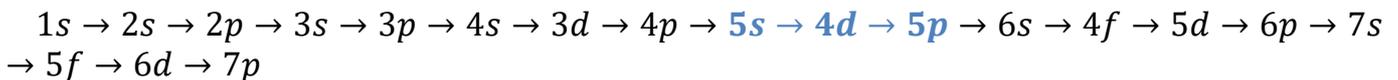
Figura 51: Exemplos de Configurações Equivalentes

A sequência dos orbitais preconizada pelo Diagrama de Pauling é razoavelmente intuitiva até chegar ao orbital **3d**. Até esse orbital 3p, a sequência segue a lógica de nível – subnível. Primeiro se preenche cada nível de energia. E, dentro de um mesmo nível, começa-se preenchendo o subnível.

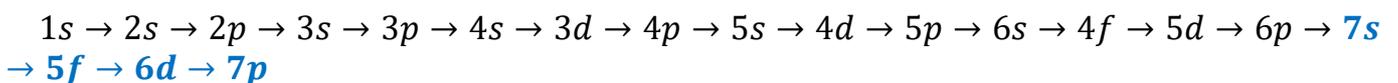
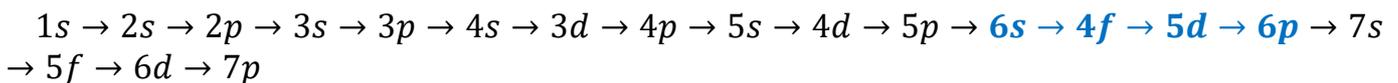
Porém, perceba que, antes do subnível 3d, ocorre uma inversão, pois o subnível **4s** deve ser preenchido antes do **3d**.



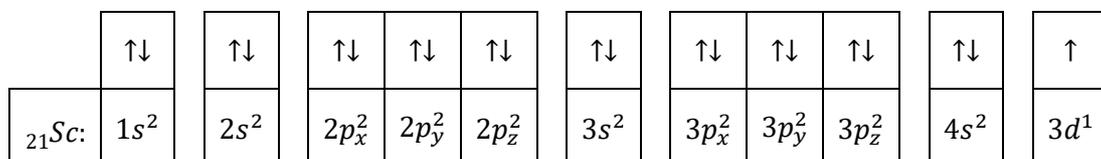
Essa mesma inversão ocorre no próximo orbital **d**, que seria o orbital **4d**. Antes desse subnível, ocorre uma inversão, de modo que o subnível **5s** é preenchido antes do **4d**.



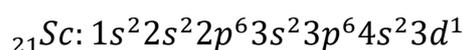
Quando os orbitais **f** começam a aparecer, eles aparecem depois logo depois de um orbital **s** de dois níveis a frente. Observe que esse padrão acontece duas vezes.



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



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



Achou grande? Fique tranquilo que vamos aprender uma artimanha que vai facilitar enormemente a previsão da configuração eletrônica de um elemento. Aguarde.

Por fim, devemos registrar que existem diversas exceções ao Diagrama de Pauling, principalmente entre os metais de transição. Comentaremos algumas mais adiante.

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**.



Figura 52: Regra de Hund

Ela deve ser sempre aplicada em conjunto com o Diagrama de Pauling. Duas configurações que seguem o Diagrama de Pauling e a Regra de Hund ao mesmo tempo são **equivalentes**.

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

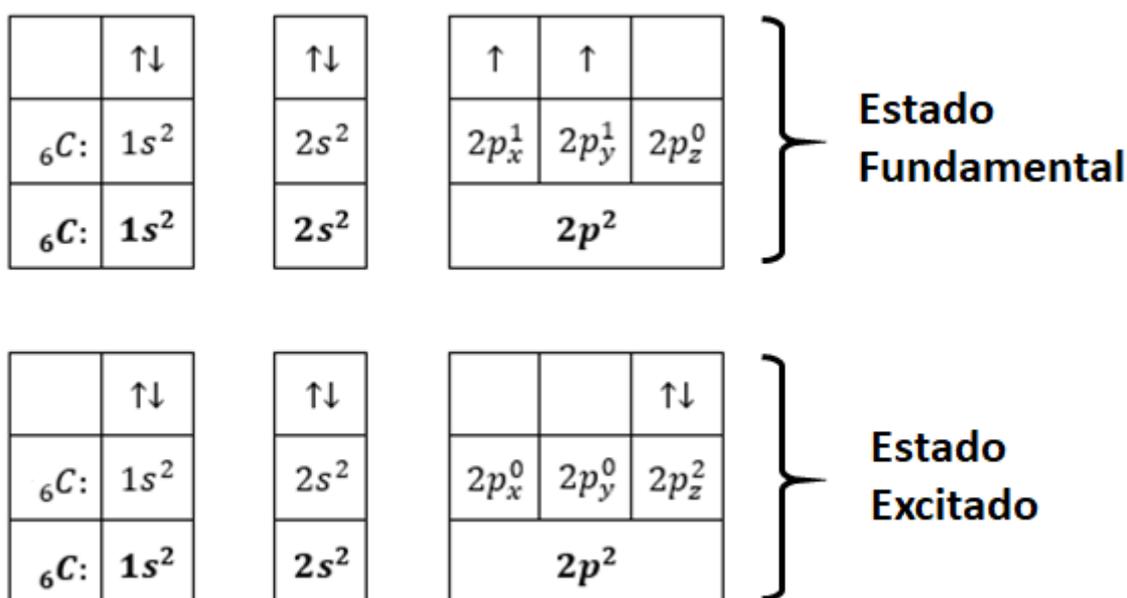
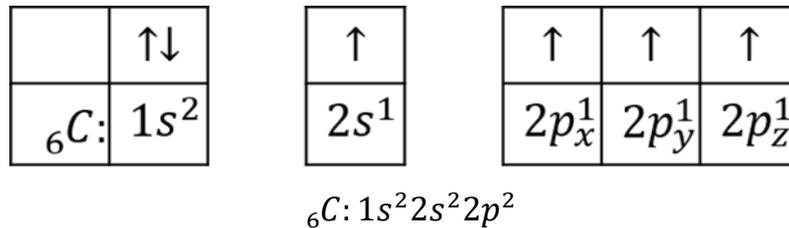


Figura 53: Regra de Hund para o átomo de Carbono

Na Figura 53, 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.

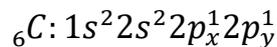
Um estado excitado corresponde a um estado de **maior energia** que o estado fundamental. Portanto, o átomo pode realmente apresentar essa configuração, mas, para isso, necessita receber energia. Essas transições eletrônicas são comuns – é o princípio de funcionamento das lâmpadas de sódio, como já comentamos.

É muito comum representar a configuração eletrônica do carbono no estado fundamental simplesmente como:



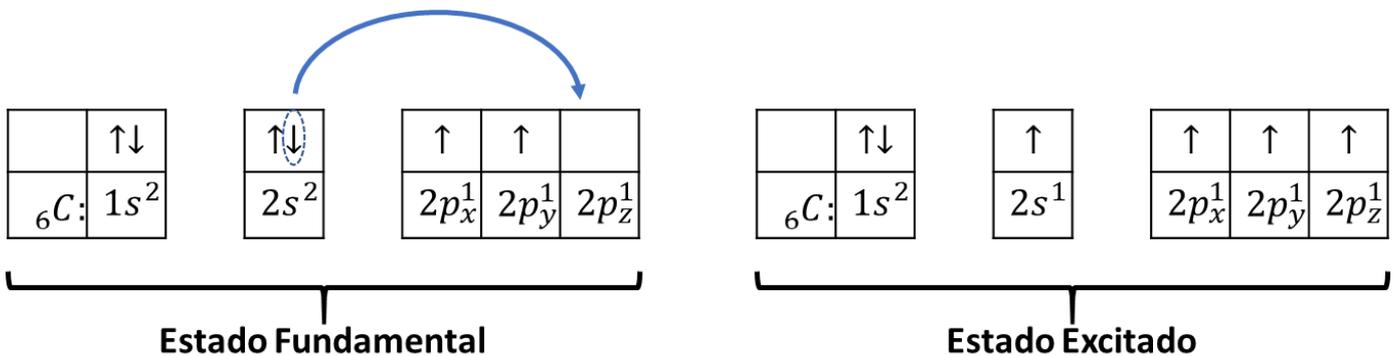
Porém, essa representação é ambígua, pois, como mostrado na Figura 53, ela pode se referir tanto a um estado excitado como ao estado fundamental do átomo.

É por isso que eu prefiro detalhar os orbitais em que estão localizados os elétrons e escrever da seguinte forma:



Essa representação mais detalhada apresenta muitas vantagens. Além de deixar claro que é um estado fundamental, não o excitado do carbono, ela também mostra que esse átomo isolado possui exatamente 2 elétrons desemparelhados. Isso é bastante importante para o estudo dos compostos desse elemento.

Outro estado excitado muito importante do carbono apresenta a configuração ${}_6C: 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.



Esse é um estado excitado, porque não segue o Diagrama de Pauling. Mas, note que esse estado excitado segue a Regra de Hund.

A Regra de Hund é uma regra bastante forte. Ela aponta para a tendência de que vários elétrons com spins paralelos tenham uma configuração mais estável. Por conta disso, existem algumas exceções ao Diagrama de Pauling.

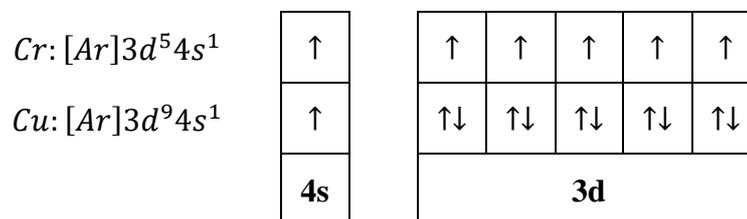


Figura 54: Configurações Eletrônicas do Cromo e do Cobre no Estado Fundamental

Essas exceções mostram que, nos metais de transição, a diferença de energia entre os orbitais 3d e 4s são menores que nos demais elementos. De fato, note que, no cromo e no cobre, os orbitais 3d e 4s se comportam como se fossem de um único subnível, seguindo a Regra de Hund.

Eu não recomendo decorar essas exceções.

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 7: 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.



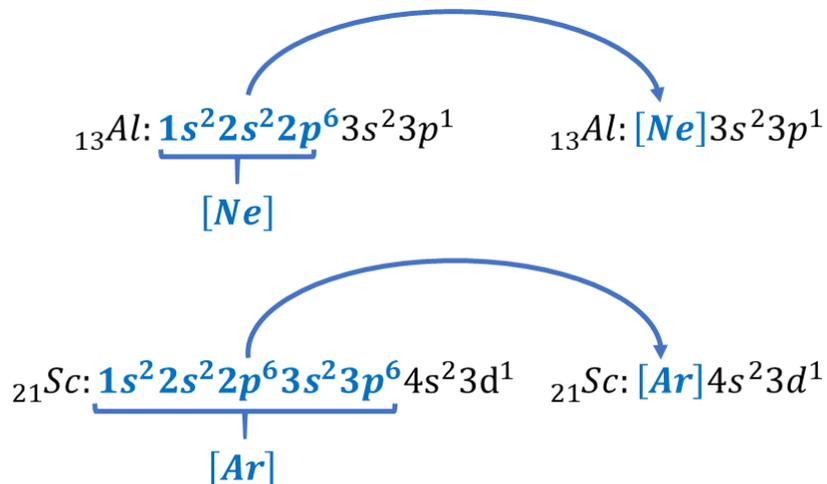


Figura 55: Utilização de Gás Nobre para Simplificar a Configuração Eletrônica de Alguns Elementos

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?

11. (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.

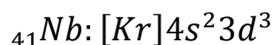
Gases Nobres	Número Atômico
Hélio (He)	2
Neônio (Ne)	10
Argônio (Ar)	18
Criptônio (Kr)	36
Xenônio (Xe)	54
Radônio (Rn)	86



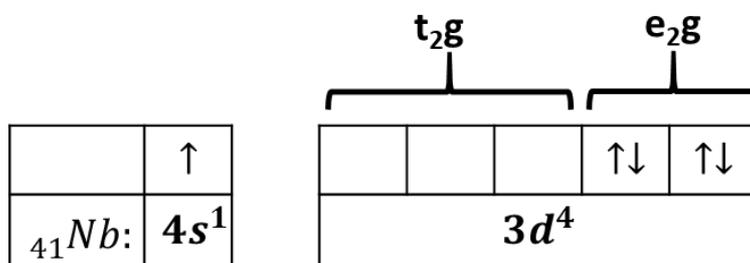
- a) No caso do ferro, o gás nobre anterior é o argônio ($Z = 18$). Como o argônio está no terceiro período, ele termina em **3p**. O próximo subnível é o **4s**. Após os 18 elétrons do argônio, sobram ainda 6 elétrons para completar a eletrosfera do ferro.



- 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.



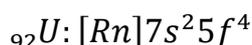
Gostaria de registrar que, na verdade, o nióbio é uma dupla exceção. Nesse elemento, os orbitais **3d-e_{2g}** são menos energéticos e são preenchidos antes dos orbitais **4s**. Os orbitais **3d-t_{2g}** são os mais energéticos.



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.

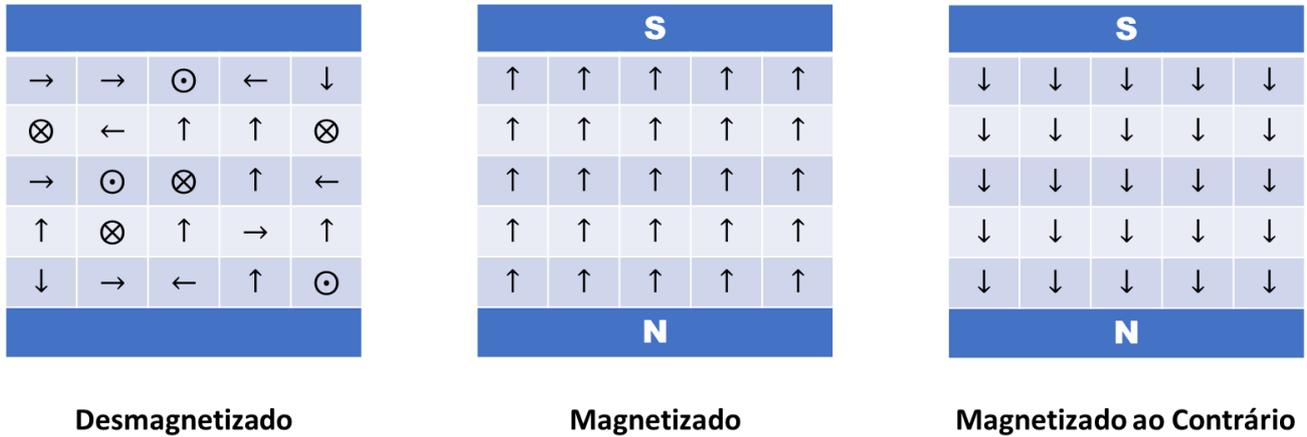
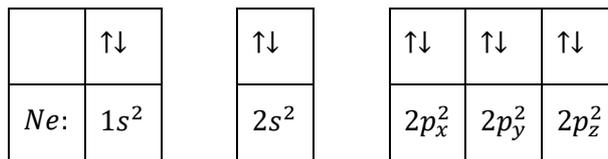


Figura 56: Magnetização

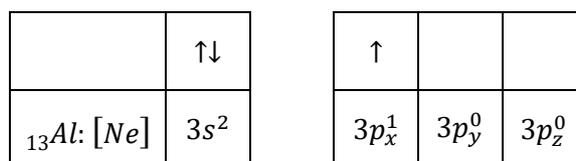
Em relação ao magnetismo de uma espécie química, diz-se que ela é:

- **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 néônio, cuja configuração eletrônica, no estado fundamental, é:



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



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.



12. (TFC – Inédita)

O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que:

- a) A posição e a velocidade de um elétron não podem ser determinadas simultaneamente.
- b) Elétrons em orbitais atômicos possuem spins paralelos.
- c) A velocidade de toda radiação eletromagnética é igual à velocidade da luz.
- d) Dois elétrons em um mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.
- e) Numa dada subcamada que contém mais de um orbital, os elétrons são distribuídos sobre os orbitais disponíveis, com seus spins na mesma direção.

Comentários

O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que dois elétrons de um mesmo átomo não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos. Ou seja, se estiverem num mesmo orbital (mesmo número quântico principal, secundário e magnético) obrigatoriamente devem ter spins opostos. Portanto, a letra D é o nosso gabarito. Vejamos as demais.

A – esse é o enunciado do Princípio da Incerteza de Heisenberg. Afirmativa errada.

B – esse é o enunciado da Regra de Hund. Afirmativa errada.

C – esse é um teorema da Física que nada tem a ver com o Princípio da Exclusão de Pauli. Afirmativa errada.

E – esse é o enunciado da Regra de Hund. Afirmativa errada.

Gabarito: D

13. (TFC – Inédita)

De acordo com a Teoria do Orbital Atômico, não é possível estabelecer uma trajetória para o elétron. Essa impossibilidade se deve a(o):

- a) Regra de Hund.
- b) Modelo de Sommerfeld.
- c) Princípio da Exclusão de Pauli.
- d) Princípio da Incerteza de Heisenberg.

Comentários

Vamos comentar cada um dos princípios que foram abordados nessa questão.

A – A Regra de Hund estabelece elétrons de um mesmo subnível devem ficar em orbitais diferentes com spins paralelos. Afirmativa errada.



B – O Modelo de Sommerfeld é uma evolução do Modelo de Bohr apenas para incluir as órbitas elípticas. Sendo assim, esse modelo ainda está atrasado e não traz o conceito de orbital. Afirmativa errada.

C – O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que não é possível que dois elétrons de um mesmo átomo tenham o mesmo conjunto de quatro números quânticos. Afirmativa errada.

D – O Princípio da Incerteza de Heisenberg estabelece que não é possível determinar a trajetória de um corpo qualquer com precisão. Esse princípio se aplica em especial ao elétron devido à sua pequena massa. Afirmativa correta.

Gabarito: D

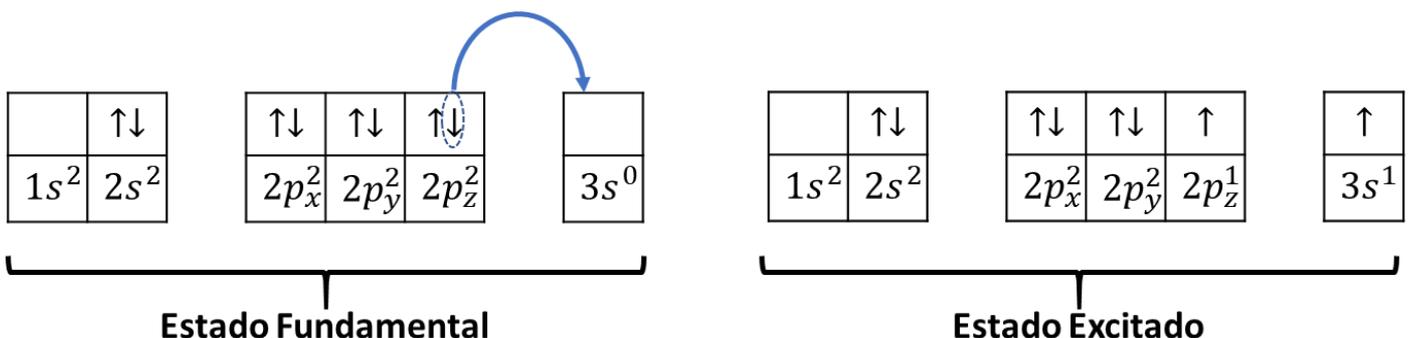
14. (ITA – 1993)

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.

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. Afirmativa 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. Afirmativa correta.

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



5. 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°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar ; concentração das soluções = 1 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 mol L^{-1}

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (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



Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
N	7	14,01	Cu	29	63,55
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. (TFC – 2019 – Inédita)

A respeito do modelo de Dalton pode-se afirmar que:

- a) Não é capaz de explicar a lei da conservação das massas de Lavoisier.*
- b) Prevê o fenômeno da eletrólise.*
- c) Não foi de grande importância para a Química, pois não produziu grandes avanços na ciência.*
- d) Fornece elementos indicativos da existência de propriedades periódicas nos átomos.*
- e) Apesar de não contemplar a subdivisão do átomo, é capaz de descrever uma ampla gama de reações químicas.*

3. (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.*

4. (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/π*
- c) $2,5h/2\pi$*
- d) $2,5h/\pi$*



e) $5h/\pi$

5. (TFC – 2019 – Inédita)

Um conceito estabelecido por Bohr, ainda aceito hoje, é o dos níveis de energia. A energia absorvida ou liberada por um elétron na transição entre dois níveis é dada por $E = hf$, onde:

$h =$ constante de Planck $= 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

$f =$ frequência da radiação absorvida ou emitida.

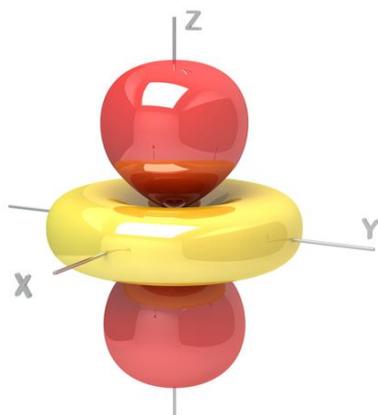
Determine a frequência da radiação absorvida ou emitida com uma energia de 10,2 eV.

6. (TFC – 2019 – Inédita)

No átomo de hidrogênio, a radiação absorvida na ionização do estado fundamental possui comprimento de onda 91 nm. Considerando válidas as hipóteses do Modelo de Bohr, calcule o comprimento de onda da radiação liberada na passagem do elétron do segundo nível de energia para o estado fundamental.

7. (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) $4f$

8. (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.

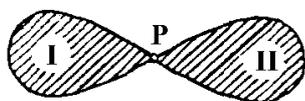
9. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a afirmativa correta a respeito dos orbitais atômicos:

- a) Nos orbitais, os elétrons desenvolvem órbitas circulares, no entanto, não é possível determinar experimentalmente o raio dessas órbitas.
- b) Nos orbitais 2p, existe uma região nodal plana. Os elétrons transitam, estando ora de um lado, ora do outro de um plano.
- c) Os orbitais definem regiões de probabilidade de encontrar o elétron, sem se preocupar com a trajetória por eles desenvolvidas.
- d) O orbital 4f possui 4 regiões nodais, sendo 3 delas esféricas.
- e) Não existem orbitais 3d no átomo de hidrogênio.

10. (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.

11. (TFC – 2019 – Inédita)

Faça a configuração eletrônica dos seguintes elementos:

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

12. (UFF – 1998)

O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que:

- a) A posição e a velocidade de um elétron não podem ser determinadas simultaneamente.
- b) Elétrons em orbitais atômicos possuem spins paralelos.
- c) A velocidade de toda radiação eletromagnética é igual à velocidade da luz.
- d) Dois elétrons em um mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.
- e) Numa dada subcamada que contém mais de um orbital, os elétrons são distribuídos sobre os orbitais disponíveis, com seus spins na mesma direção.

13. (TFC – 2019 – Inédita)

De acordo com a Teoria do Orbital Atômico, não é possível estabelecer uma trajetória para o elétron. Essa impossibilidade se deve a(o):

- a) Regra de Hund.
- b) Modelo de Sommerfeld.
- c) Princípio da Exclusão de Pauli.
- d) Princípio da Incerteza de Heisenberg.

14. (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.

15. (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 $4,18\text{ J g}^{-1}\text{ }^\circ\text{C}^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta o número aproximado de fótons necessário para realizar este aquecimento.

- a) 3×10^{27}
- b) 4×10^{28}
- c) 1×10^{29}
- d) 5×10^{30}
- e) 2×10^{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 ΔT graus a temperatura de uma massa qualquer (m) de uma substância é dada pela seguinte equação.

$$Q = mc\Delta T$$

Obs.2: Na resolução dessa questão, temos um comentário bem interessante sobre o funcionamento do forno micro-ondas. Sugiro que você tente fazê-la e depois leia a resolução para aprender sobre esse eletrodoméstico bastante popular.

16. (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.

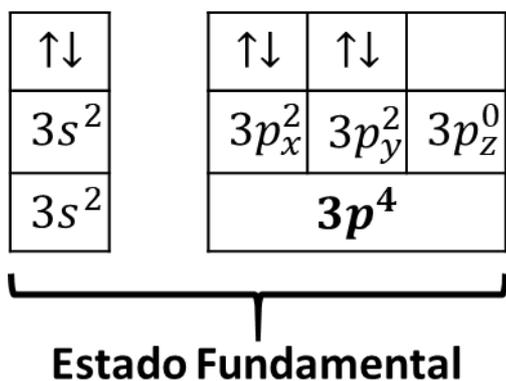


Das proposições acima, está(ão) CORRETA(S):

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

17. (TFC – 2019 – Inédita)

A estrutura eletrônica abaixo representada, para o átomo de nitrogênio em seu estado fundamental,



não é verdadeira por violar:

- f) o princípio da Incerteza de Heisenberg.
- g) a regra de Hund.
- h) a teoria de Planck.
- i) o princípio da exclusão de Pauli.

18. (UFPI – 2001)

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



Assinale entre as opções a equação que relaciona corretamente λ_1 , λ_2 e λ_3 :

- a) $\lambda_1 + \lambda_2 = \lambda_3$

- b) $1/\lambda_1 = 1/\lambda_2 + 1/\lambda_3$
- c) $\lambda_1^2 = \lambda_2 \cdot \lambda_3$
- d) $1/\lambda_1 = 1/(\lambda_2 + \lambda_3)$
- e) $\lambda_1 = (\lambda_2 + \lambda_3)/2$

19. (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”.

20. (TFC – 2019 – Inédita)

A Regra de Hund estabelece que os elétrons de um mesmo subnível tendem a ficar em orbitais distintos (diferente número quântico magnético) e com spins paralelos. Com base nisso, assinale a alternativa que pode corresponde a uma configuração eletrônica no estado excitado:

- a) Na: [Ne]3s¹
- b) Ca: [Ne]3s²
- c) Al: [Ne]3s²3p¹
- d) Si: [Ne]3s²3p²
- e) F: [Ne]3s²3p⁵

21. (ITA – 2002)

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

Considere as seguintes configurações eletrônicas de espécies no estado gasoso:

I – 1s²2s²2p¹

II – 1s²2s²2p³

III – 1s²2s²2p⁴

IV – 1s²2s²2p⁵

V – 1s²2s²2p⁵3s¹

*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.*

22. (ITA – 1998)

Neste ano, comemora-se o centenário da descoberta do elétron. Qual dos pesquisadores a seguir foi o principal responsável pela determinação de sua carga elétrica?

- a) *R. A. Millikan*
- b) *E. R. Rutherford.*
- c) *M. Faraday*
- d) *J.J. Thomson*
- e) *C. Coulomb*

23. (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 $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$ 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

24. (ITA – 1998)

Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal (n) igual a 3. Em correlação a este fato qual das opções abaixo é a **CORRETA**?

- a) Este estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
- b) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
- c) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir deste estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
- d) A energia necessária para excitar um elétron do estado com $n = 3$ para um estado $n = 5$ é a mesma para excitá-lo do estado com $n = 1$ para um estado com $n = 3$.
- e) O comprimento de onda da radiação emitida quando este elétron retornar para o estado fundamental será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental para o estado excitado.

25. (TFC – 2019 – Inédita)

As diferentes propostas para o modelo atômico sofreram modificações que estão citadas cronologicamente. Qual das associações entre o autor e o modelo está **incorreta**?

- a) Dalton: partículas indivisíveis, indestrutíveis e imperecíveis.
- b) Thomson: esfera positiva com cargas negativas internas.
- c) Rutherford: átomo nuclear com elétrons externos.
- d) Bohr: o modelo de Rutherford, com elétrons em orbitais (caráter ondulatório).
- e) de Broglie: elétron com a concepção onda-partícula.

26. (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 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.

27. (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.

28. (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 $+2802 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 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?

29. (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) $14,2 \times 10^{-20}$

30. (TFC – 2019 – Inédita)

A Teoria Quântica estabelece que um elétron somente pode absorver um fóton de cada vez. O resultado da questão anterior viola essa teoria? Em caso negativo, explique como a molécula de glicose pode ser formada com a absorção de vários fótons, sem violar a Teoria Quântica.

31. (ITA – 2013)

Um átomo com n elétrons, após $(n-1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação $A^{n-1+} \rightarrow A^{n+} + 1e^-$. Sabendo o valor experimental da energia de ionização deste processo, pode-se conhecer o átomo A utilizando o modelo proposto por:

- a) E. Rutherford
- b) J. Dalton
- c) J. Thomson
- d) N. Bohr
- e) R. Mulliken

32. (ITA – 2013)

Um átomo com n elétrons, após $(n-1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação $A^{(n-1)+} \rightarrow A^{n+} + 1e^-$. Sabendo-se que o valor experimental da última energia de ionização foi 122,4 eV, determine qual é o átomo A utilizando equações e cálculos pertinentes.

33. (ITA – 2019 – 1ª fase)

Após atravessar um filtro de radiação ultravioleta, o qual não permite passar fótons de comprimento de onda menor que 300 nm, um feixe de luz solar é direcionado para uma amostra de hidrogênio atômico gasoso à baixa pressão, mantido em um recipiente transparente à luz



visível e opaco ao infravermelho (com comprimento de onda superior a 663 nm). Após passarem pela amostra, a quantidade de fótons e suas energias são detectadas por sensores posicionados ortogonalmente ao feixe de luz. Assinale a opção que melhor apresenta as energias, em eV, dos fótons que podem ser detectados.

a) 0,7; 1,9; 3,3; 10,2

b) 0,9; 1,4; 1,9; 3,3

c) 1,0; 1,5; 3,4; 13,6

d) 1,9; 2,6; 2,9; 3,0

e) 2,1; 2,4; 3,4; 3,8



6. Gabarito

1. E
2. E
3. E
4. D
5. $2,4 \cdot 10^{15}$ Hz
6. 121,3 nm
7. B
8. B
9. C
10. E
11. discursiva
12. D
13. D
14. E
15. C
16. E
17. B
18. B
19. Errado
20. D
21. D
22. A
23. E
24. E
25. D
26. A
27. discursiva
28. 10 fótons
29. D
30. Não
31. D
32. Lítio
33. D



7. Lista de Questões Comentadas

15. (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⁻¹ °C⁻¹, assinale a alternativa que apresenta o número aproximado de fótons necessário para realizar este aquecimento.

- a) 3 x 10²⁷
- b) 4 x 10²⁸
- c) 1 x 10²⁹
- d) 5 x 10³⁰
- e) 2 x 10³¹

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 ΔT graus a temperatura de uma massa qualquer (m) de uma substância é dada pela seguinte equação.

$$Q = mc\Delta T$$

Obs.2: Na resolução dessa questão, temos um comentário bem interessante sobre o funcionamento do forno micro-ondas. Sugiro que você tente fazê-la e depois leia a resolução para aprender sobre esse eletrodoméstico bastante popular.

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:

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

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

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



Perceba que, apesar do nome micro-ondas, a radiação emitida pelo forno micro-ondas tem um comprimento de onda bastante elevado em comparação à luz visível. Trata-se, portanto, de uma radiação presente no infravermelho, com energia muito inferior à energia da luz visível.

Por esse motivo, muitas das hipóteses de que esse equipamento produziria radiações danosas são exagerados, pois ele tem capacidade inferior à própria luz visível de causar danos para o ser humano.

O princípio de funcionamento de forno é baseado na Ressonância. Esse fenômeno é o que acontece quando duas ondas de frequências muito próximas ou múltiplas (uma é dobro, o triplo da outra) se aproximam. Quando isso acontece, as ondas se reforçam mutuamente.

A radiação emitida é muito próxima da frequência de vibração das próprias moléculas de água. Com isso, as moléculas entram em ressonância, ou seja, passam a vibrar mais intensamente devido à presença da radiação.

Como a temperatura é o grau de agitação das partículas, as partículas de água mais agitadas estão se aquecendo.

Note que o micro-ondas, na verdade, só aquece as moléculas de água. É por isso que, quando colocamos alguma comida muito fina sem tampa – por exemplo, um pedaço de presunto – ele fica ressecado. Como a amostra de comida está destampada, a água nela presente se aquece e evapora. Por isso, é muito útil tampar os alimentos para levá-los ao forno micro-ondas.

Gabarito: C

16. (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 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:

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

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

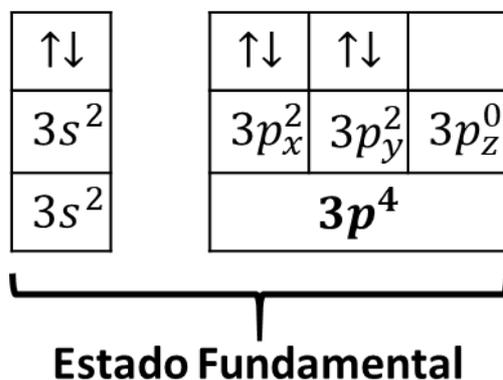
Logo, a afirmativa III também está correta. Nessa questão, todas as afirmativas estão corretas.

Gabarito: E

17. (TFC – 2019 – Inédita)

A estrutura eletrônica abaixo representada, para o átomo de nitrogênio em seu estado fundamental,





não é verdadeira por violar:

- f) o princípio da Incerteza de Heisenberg.
- g) a regra de Hund.
- h) a teoria de Planck.
- i) o princípio da exclusão de Pauli.

Comentários

A estrutura eletrônica mostrada na figura é inválida porque apresenta elétrons emparelhados nos orbitais $3p_x$ e $3p_y$, enquanto que existe um orbital no mesmo subnível ($3p_z$) vazio. Essa situação configura um estado excitado.

A – O Princípio da Incerteza de Heisenberg jamais é violado e está sempre subentendido quando escrevemos orbitais atômicos. Esse princípio não é seguido pelos modelos atômicos anteriores. Afirmativa errada.

B – A Regra de Hund estabelece que elétrons do mesmo subnível devem ficar em orbitais separados com spins paralelos. Portanto, é essa regra está sendo violada. Afirmativa correta.

C – A teoria de Planck ou teoria quântica também é subentendida quando escrevemos orbitais atômicos. Portanto, o simples fato de falarmos em orbitais já pressupõe essa teoria, logo, ela não está sendo violada. Afirmativa errada.

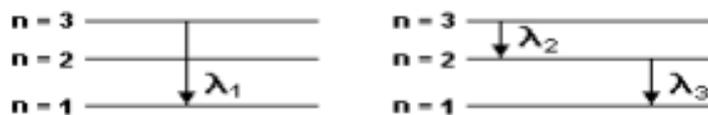
D – O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que não é possível que dois elétrons de um mesmo átomo tenham o mesmo conjunto de quatro números quânticos. Ela é violado quando temos dois elétrons no mesmo orbital com o mesmo número de spin. Afirmativa errada.



Gabarito: B

18. (UFPI – 2001)

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

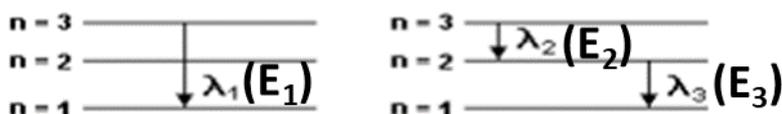


Assinale entre as opções a equação que relaciona corretamente λ_1 , λ_2 e λ_3 :

- a) $\lambda_1 + \lambda_2 = \lambda_3$
- b) $1/\lambda_1 = 1/\lambda_2 + 1/\lambda_3$
- c) $\lambda_1^2 = \lambda_2 \cdot \lambda_3$
- d) $1/\lambda_1 = 1/(\lambda_2 + \lambda_3)$
- e) $\lambda_1 = (\lambda_2 + \lambda_3)/2$

Comentários

A forma mais fácil de resolver o problema é utilizando o Princípio da Conservação de Energia.



Devido a esse princípio, a energia liberada na transição eletrônica diretamente (E_1) é igual à energia liberada na transição eletrônica quando ela é feita em duas etapas ($E_2 + E_3$).

$$E_1 = E_2 + E_3$$

$$\frac{hc}{\lambda_1} = \frac{hc}{\lambda_2} + \frac{hc}{\lambda_3}$$

Podemos simplificar o termo “hc” na expressão, chegando a:

$$\frac{1}{\lambda_1} = \frac{1}{\lambda_2} + \frac{1}{\lambda_3}$$

Gabarito: B

19. (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

20. (TFC – 2019 – Inédita)

A Regra de Hund estabelece que os elétrons de um mesmo subnível tendem a ficar em orbitais distintos (diferente número quântico magnético) e com spins paralelos. Com base nisso, assinale a alternativa que pode corresponde a uma configuração eletrônica no estado excitado:

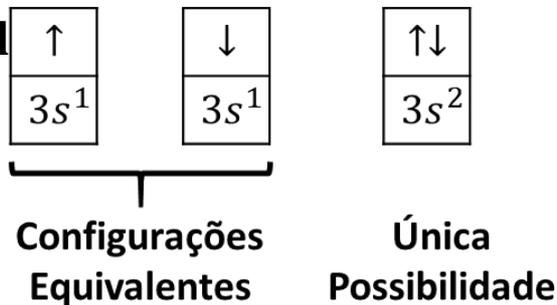
- a) Na: [Ne]3s¹
- b) Ca: [Ne]3s²
- c) Al: [Ne]3s²3p¹
- d) Si: [Ne]3s²3p²
- e) F: [Ne]3s²3p⁵

Comentários

As configurações eletrônicas referentes ao sódio e cálcio. Portanto, as letras A e B estão erradas.

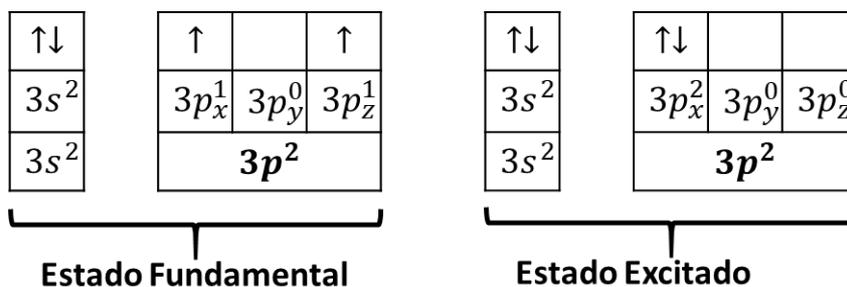


Estado Fundamental

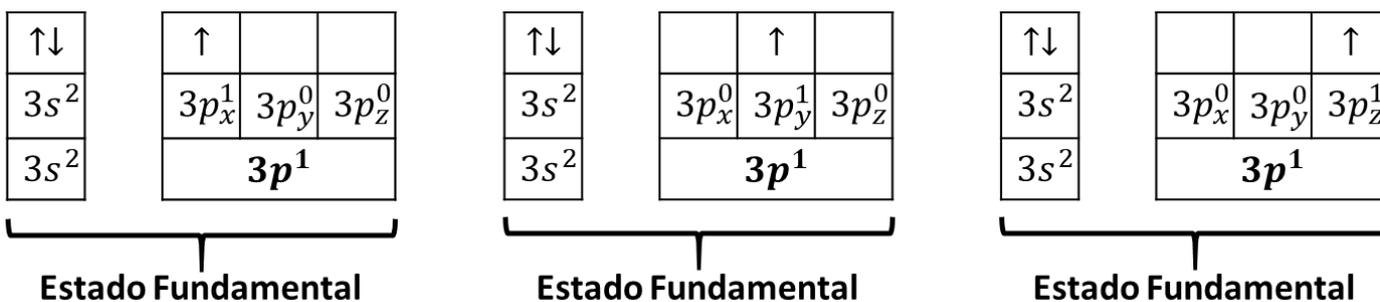


Estado Fund

A configuração $3s^23p^2$ é ambígua, pois pode apresentar elétrons emparelhados (estado excitado) ou desemparelhados (estado fundamental). Portanto, a letra D está correta.

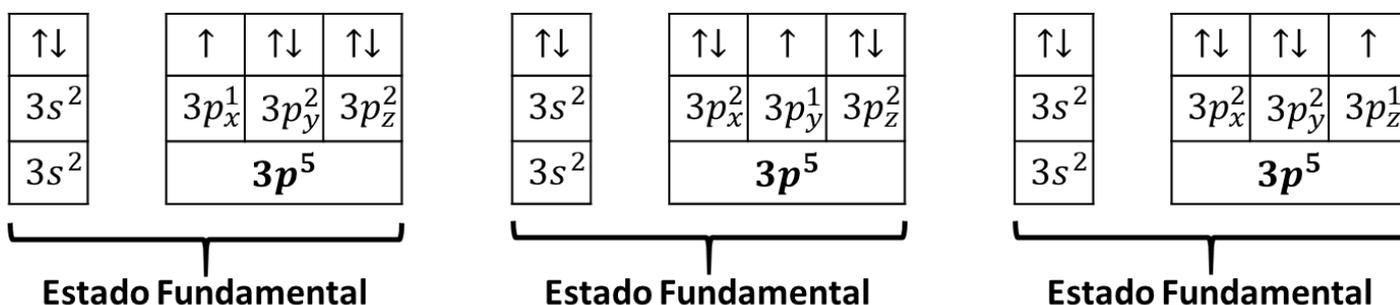


No caso da configuração $3s^23p^1$, o elétron do subnível 3p pode ficar em qualquer um dos orbitais com qualquer spin que sempre a configuração será um estado fundamental. Nenhuma das configurações a seguir viola a Regra de Hund. Portanto, todas elas são estados fundamentais. Logo, a letra C está errada.



Analogamente, a configuração $3s^23p^5$ apresenta apenas um dos orbitais do subnível 3p semipreenchido. Esse orbital pode ser qualquer dos três presentes nesse subnível que não haverá nenhuma violação à Regra de Hund.





Gabarito: D

21. (ITA – 2002)

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

Considere as seguintes configurações eletrônicas de espécies no estado gasoso:



Assinale a alternativa **ERRADA**.

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

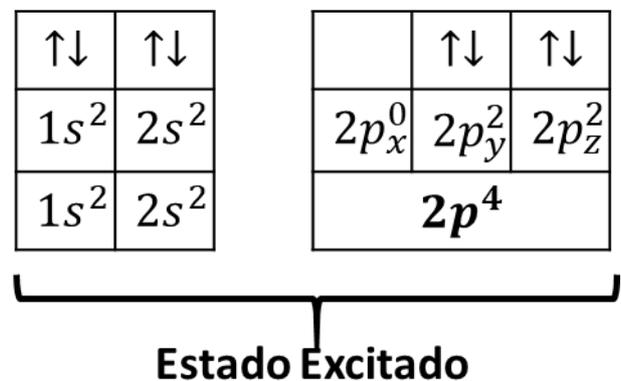
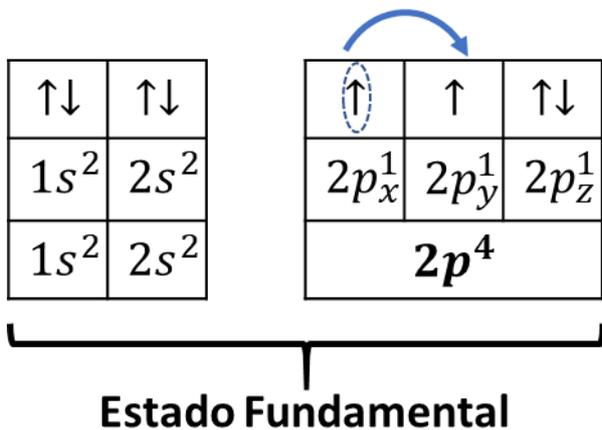
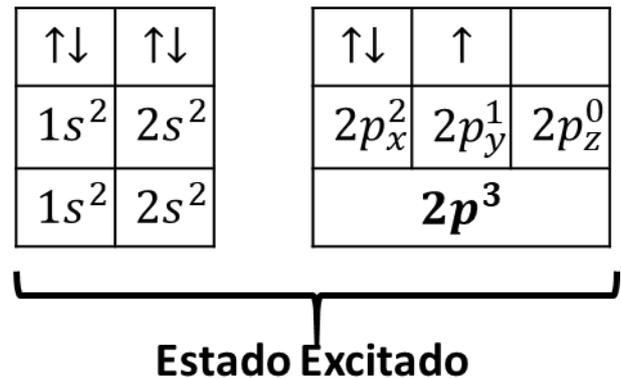
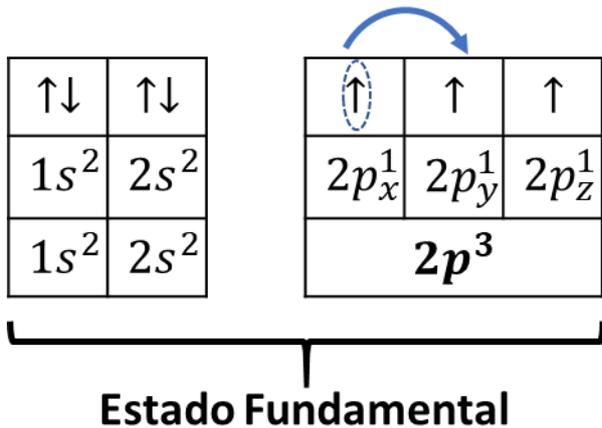
Comentários

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 $2p_z$.

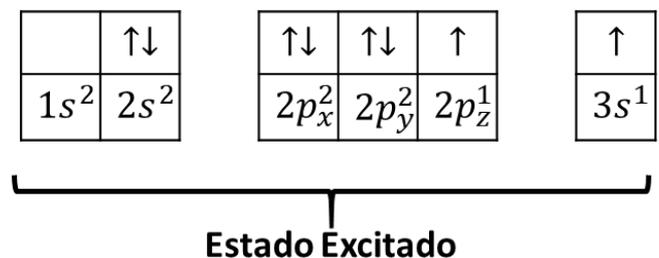
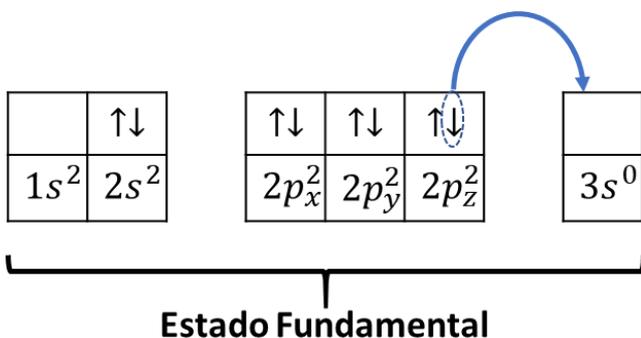


A – De fato, ${}_6\text{C}^+$ e ${}_{10}\text{Ne}^+$ no estado fundamental apresentam as configurações I e IV respectivamente.

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 $2p^4: p_y^2 p_z^2$.

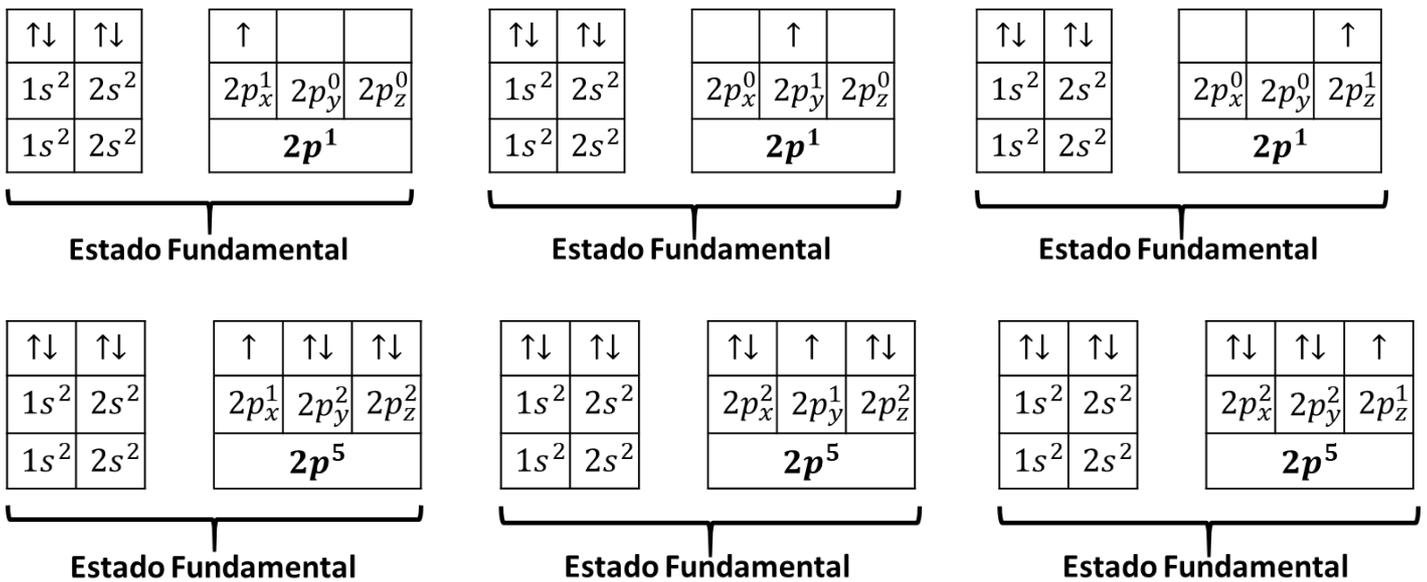


C – A configuração V, de fato, corresponde a um estado excitado do neônio.



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.



E – Já explicada nos itens B e C.

Gabarito: D

22. (ITA – 1998)

Neste ano, comemora-se o centenário da descoberta do elétron. Qual dos pesquisadores a seguir foi o principal responsável pela determinação de sua carga elétrica?

- R. A. Millikan
- E. R. Rutherford.
- M. Faraday
- J.J. Thomson
- C. Coulomb

Comentários

Houve um tempo em que o ITA cobrava rotineiramente essas questões sobre História da Química que mediam pouco conhecimento do aluno sobre a matéria. Felizmente, a incidência dessas questões tem diminuído bastante, mas ainda acontecem, portanto, o aluno precisa ter consciência de que pode aparecer uma questão desse gênero na sua prova.



Robert Millikan foi o autor do famoso experimento com gotas de óleo em que ele conseguiu determinar a carga elétrica fundamental.

Gabarito: A

23. (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 $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$ 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

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.

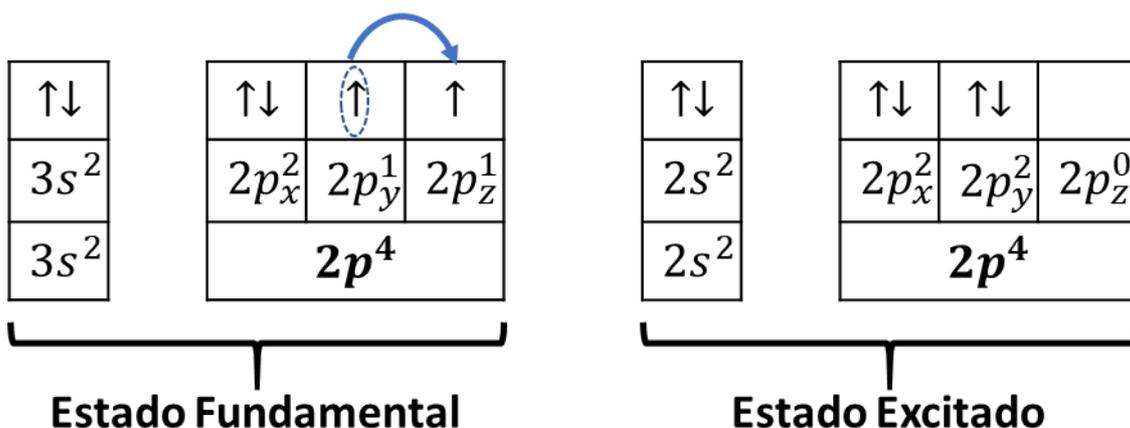
$$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$$

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

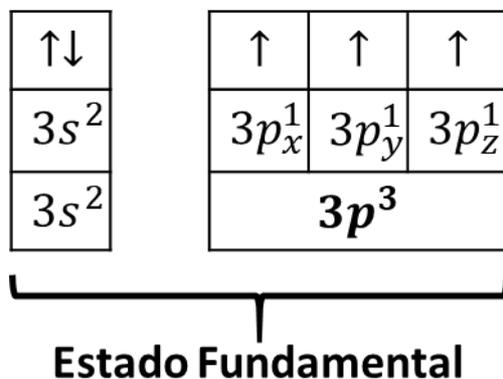
Portanto, a afirmativa I está correta.



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 ${}_{15}\text{P}: [\text{Ne}]3s^23p^3$



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

24. (ITA – 1998)

Um átomo de hidrogênio com o elétron inicialmente no estado fundamental é excitado para um estado com número quântico principal (n) igual a 3. Em correlação a este fato qual das opções abaixo é a **CORRETA**?

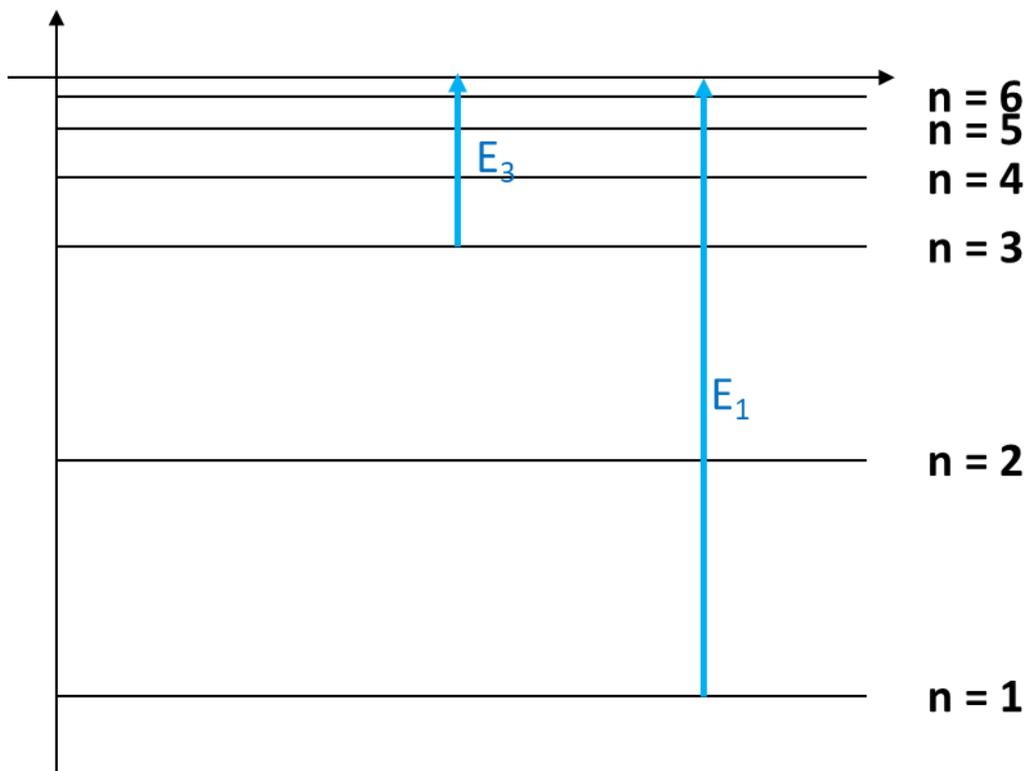
- a) Este estado excitado é o primeiro estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio.
- b) A distância média do elétron ao núcleo será menor no estado excitado do que no estado fundamental.
- c) Será necessário fornecer mais energia para ionizar o átomo a partir deste estado excitado do que para ionizá-lo a partir do estado fundamental.
- d) A energia necessária para excitar um elétron do estado com $n = 3$ para um estado $n = 5$ é a mesma para excitá-lo do estado com $n = 1$ para um estado com $n = 3$.
- e) O comprimento de onda da radiação emitida quando este elétron retornar para o estado fundamental será igual ao comprimento de onda da radiação absorvida para ele ir do estado fundamental para o estado excitado.

Comentários

Vamos analisar as afirmativas.

- a) O nível quântico $n = 3$ é o segundo estado excitado permitido para o átomo de hidrogênio, pois o elétron pode também estar no nível $n = 2$. Afirmativa errada.
- b) Quanto mais excitado o átomo, mais distante estará o elétron do núcleo, em média. O nível $n = 1$ (estado fundamental) é mais penetrante que o nível $n = 3$ (estado excitado).
- c) O estado excitado já possui energia mais próxima da ionização, que corresponderia ao nível infinito. Afirmativa errada.





d) A energia envolvida nas transições eletrônicas é calculada pela Equação de Rydberg e depende tanto do nível final como do nível inicial, não apenas da diferença entre eles.

$$E = Rhc \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Aliás, a energia necessária para excitar do 3° ao 5° nível é bem menor que a energia necessária para excitar do estado fundamental ao primeiro nível

e) Exatamente pelo Princípio da Conservação de Energia. Os comprimentos de onda envolvidos nas duas transições são calculados pela Equação de Rydberg. A única diferença será o sinal obtido – o sinal positivo indica radiação absorvida e o sinal negativo indica radiação emitida. Afirmativa correta.

Gabarito: E

25. (TFC – 2019 – Inédita)

As diferentes propostas para o modelo atômico sofreram modificações que estão citadas cronologicamente. Qual das associações entre o autor e o modelo está **incorreta**?



- a) Dalton: partículas indivisíveis, indestrutíveis e imperecíveis.
- b) Thomson: esfera positiva com cargas negativas internas.
- c) Rutherford: átomo nuclear com elétrons externos.
- d) Bohr: o modelo de Rutherford, com elétrons em orbitais (caráter ondulatório).
- e) de Broglie: elétron com a concepção onda-partícula.

Comentários

Vamos analisar cada item.

A – O Modelo Atômico de Dalton, de fato, preconiza as partículas indivisíveis e indestrutíveis. O conceito de indestrutível já engloba imperecível, pois perecer significa ser destruído com o tempo. Portanto, a afirmativa está correta.

B – Thomson apresentou o Modelo do Pudim de Ameixas que trazia uma esfera positiva com carga negativas incrustas, exatamente como diz a alternativa.

C – Rutherford foi o primeiro a introduzir a noção de núcleo. Portanto, a afirmativa está correta.

D – Bohr, de fato, se baseou no Modelo Atômico de Rutherford, porém, não previu o caráter ondulatório dos elétrons nem introduziu o conceito de orbital. Bohr ainda trabalhava o conceito de órbitas circulares. Portanto, a afirmativa está incorreta.

E – de Broglie introduziu o caráter dual de onda-partícula para o elétron, exatamente como diz a afirmativa.

Gabarito: D

26. (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 ¹	3d ⁵				

- 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 Cr³⁺, sendo muito raro encontra-lo na forma Cr⁶⁺. 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

27. (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

28. (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⁻¹.

- 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.



- d) Quantos desses fótons (427 nm), no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

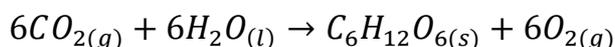
Comentários

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

29. (ITA – 2016)



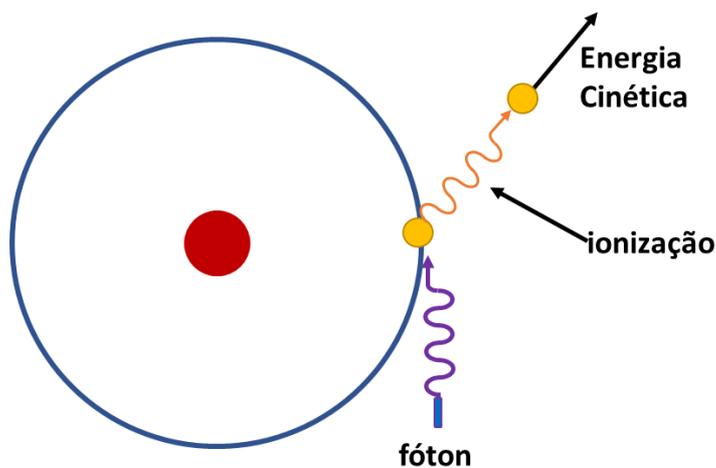
Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é $5,82 \times 10^{-19} \text{ J}$, assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

- 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

30. (TFC – 2019 – Inédita)

A Teoria Quântica estabelece que um elétron somente pode absorver um fóton de cada vez. O resultado da questão anterior viola essa teoria? Em caso negativo, explique como a molécula de glicose pode ser formada com a absorção de vários fótons, sem violar a Teoria Quântica.

Comentários

Como calculamos que a folha precisará absorver 10 fótons de energia para produzir uma molécula de glicose, concluímos que, para não violar a Teoria Quântica, é necessário que essa reação seja feita em várias etapas.

Gabarito: Não

31. (ITA – 2013)

Um átomo com n elétrons, após $(n-1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação $A^{(n-1)+} \rightarrow A^{n+} + 1e^-$. Sabendo o valor experimental da energia de ionização deste processo, pode-se conhecer o átomo A utilizando o modelo proposto por:

- a) E. Rutherford
- b) J. Dalton
- c) J. Thomson
- d) N. Bohr
- e) R. Mulliken

Comentários

O Modelo Atômico de Bohr desenvolve uma equação para calcular a energia de ionização o átomo de hidrogênio e íons monoelétrônicos. De acordo com a Equação de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Agora, utilizando a Equação de Planck, temos:



$$E = hc \cdot \frac{1}{\lambda} = RhcZ^2 \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Na ionização, o elétron é retirado do nível fundamental ($n_1 = 1$) e é afastado completamente do átomo ($n_2 = \infty$).

Esse é um dos grandes méritos do modelo, pois foi o primeiro modelo atômico a possibilitar calcular propriedades da matéria.

Gabarito: D

32. (ITA – 2013)

Um átomo com n elétrons, após $(n-1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação $A^{(n-1)+} \rightarrow A^{n+} + 1e^-$. Sabendo-se que o valor experimental da última energia de ionização foi 122,4 eV, determine qual é o átomo A utilizando equações e cálculos pertinentes.

Comentários

Pelo Modelo de Bohr, a energia de ionização de um átomo monoelétrônico é dada por:

$$E = RhcZ^2$$

A solução dessa questão seria enormemente facilitada, se você já soubesse que o valor da Constante de Rydberg para energia ($Rhc = 13,6$ eV). Caso soubesse, poderia aplicar direto esse valor. Em caso contrário, você deve calculá-la pelos dados que foram fornecidos pela prova.

$$Rhc = 1,097 \cdot 10^7 \cdot 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 = 21,8 \cdot 10^{7+8-34} = 21,8 \cdot 10^{-19} J$$

Para converter de Joules para elétron-volt (eV), devemos dividir pela Carga Eletrônica Fundamental.

$$Rhc = \frac{21,8 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 13,6 \text{ eV}$$

Agora, basta substituir o valor encontrado para a energia de ionização do lítio.

$$122,4 = 13,6Z^2 \therefore Z^2 = \frac{122,4}{13,6} = 9 \therefore Z = \sqrt{9} = 3$$

Como o elemento possui número atômico igual a 3, ele só pode ser o lítio.



Gabarito: Lítio

33. (ITA – 2019 – 1ª fase)

Após atravessar um filtro de radiação ultravioleta, o qual não permite passar fótons de comprimento de onda menor que 300 nm, um feixe de luz solar é direcionado para uma amostra de hidrogênio atômico gasoso à baixa pressão, mantido em um recipiente transparente à luz visível e opaco ao infravermelho (com comprimento de onda superior a 663 nm). Após passarem pela amostra, a quantidade de fótons e suas energias são detectadas por sensores posicionados ortogonalmente ao feixe de luz. Assinale a opção que melhor apresenta as energias, em eV, dos fótons que podem ser detectados.

- a) 0,7; 1,9; 3,3; 10,2
- b) 0,9; 1,4; 1,9; 3,3
- c) 1,0; 1,5; 3,4; 13,6
- d) 1,9; 2,6; 2,9; 3,0
- e) 2,1; 2,4; 3,4; 3,8

Comentários

Questão bastante inteligente por parte do ITA. Pena que a banca não se preocupou em facilitar as contas por parte do aluno.

Primeiramente, o aluno deve perceber que os fótons que serão detectados devem ter comprimento de onda entre 300 nm e 663 nm.

Agora, devemos utilizar a Equação de Rydberg para descobrir a quais transações eletrônicas eles estão associados.

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

Para facilitar, usaremos uma forma mais trabalhada dessa equação:

$$\therefore \lambda = R^{-1} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)^{-1} = \frac{91}{\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$$

Para $n_1 = 1$, podemos calcular os dois extremos $n_2 = 2$ e $n_2 = \infty$.

$$\lambda_{12} = \frac{91}{\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)} = \frac{91}{1 - \frac{1}{4}} = \frac{91}{3/4} = \frac{91 \cdot 4}{3} = \frac{364}{3} \cong 121,3 \text{ nm} < 300 \text{ nm}$$
$$\lambda_{1\infty} = \frac{91}{\left(\frac{1}{1^2} - 0 \right)} = \frac{91}{1} = 91 \text{ nm} < 300 \text{ nm}$$



Sendo assim, todas as transições envolvendo o primeiro nível de energia estão fora da faixa de penetração do filtro, porque se encontram abaixo de 300 nm. Analisemos, agora, as transições envolvendo o segundo nível de energia.

$$\lambda_{23} = \frac{91}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)} = \frac{91}{\frac{1}{4} - \frac{1}{9}} = \frac{91}{\frac{9-4}{36}} = \frac{91}{5/36} = \frac{91 \cdot 36}{5} \cong 655,2 \text{ nm (ok)}$$

Encontramos o primeiro comprimento de onda dentro da faixa de detecção do equipamento. Portanto, é bastante provável que encontremos alguns comprimentos de onda relevantes para a questão no segundo nível de energia.

$$\lambda_{24} = \frac{98}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)} = \frac{98}{\frac{1}{4} - \frac{1}{16}} = \frac{98}{\frac{4-1}{16}} = \frac{98}{\frac{3}{16}} = \frac{98 \cdot 16}{3} = 522,7 \text{ nm (ok)}$$
$$\lambda_{25} = \frac{98}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right)} = \frac{98}{\frac{1}{4} - \frac{1}{25}} = \frac{98}{\frac{25-4}{100}} = \frac{98}{\frac{19}{100}} = \frac{98 \cdot 100}{19} = 515,8 \text{ nm (ok)}$$
$$\lambda_{26} = \frac{98}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2}\right)} = \frac{98}{\frac{1}{4} - \frac{1}{36}} = \frac{98}{\frac{9-1}{36}} = \frac{98}{\frac{8}{36}} = \frac{98 \cdot 36}{8} = 441 \text{ nm (ok)}$$

Como já encontramos quatro fótons, podemos parar por aqui. É importante citar que os comprimentos de onda daqui em diante serão muito próximos, portanto, os fótons terão energias também muito próximas.

Agora, vamos às transições envolvendo o terceiro nível de energia.

$$\lambda_{34} = \frac{98}{\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2}\right)} = \frac{98}{\frac{1}{9} - \frac{1}{16}} = \frac{98}{\frac{16-9}{144}} = \frac{98}{\frac{7}{144}} = \frac{98 \cdot 144}{7} = 2016 \text{ nm} > 663 \text{ nm}$$
$$\lambda_{3\infty} = \frac{98}{\left(\frac{1}{3^2} - 0\right)} = \frac{98}{\frac{1}{9}} = 98 \cdot 9 = 882 \text{ nm} > 663 \text{ nm}$$

Sendo assim, as transições envolvendo o terceiro nível em diante estão fora da faixa de detecção do sistema. Portanto, devemos calcular as energias dos fótons nas quatro transições que encontramos anteriormente na faixa desejada.

A forma mais fácil de calcular essas energias é nos lembrando que a energia de ionização do hidrogênio é $Rhc = 13,6 \text{ eV}$.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = Rhc \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Agora, podemos usar as frações que já calculamos:

$$E_{23} = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) = 13,6 \cdot \left(\frac{5}{36} \right) = 1,9 \text{ eV}$$

Na hora da prova, você deve guardar as frações para agilizar suas contas. Como já havíamos calculado a diferença $1/4 - 1/9$ aplicamos diretamente nessa questão. O mesmo faremos para as demais frações.

$$E_{24} = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right) = 13,6 \cdot \left(\frac{3}{16} \right) = 2,6 \text{ eV}$$
$$E_{25} = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25} \right) = 13,6 \cdot \left(\frac{21}{100} \right) = 2,9 \text{ eV}$$

$$E_{26} = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{36} \right) = 13,6 \cdot \left(\frac{8}{36} \right) = 3,0 \text{ eV}$$

Encontramos, portanto, as energias de fóton de 1,9; 2,6; 2,9; 3,0 eV que correspondem exatamente ao que está expresso na letra d.

Gabarito: D



8. Considerações Finais



Chegamos ao final de mais uma aula.

A parte de Modelos Atômicos é muito abstrata e traz muito de História da Química. Porém, fique tranquilo.

Não hesite em entrar em contato pelo Fórum de Dúvidas. Suas dúvidas são muito importantes não só para você, mas também para mim, pois elas me ajudam a melhorar esse material.

Também se sinta livre para falar sobre o que você gostou desse curso e o que você não gostou, pois nós buscaremos melhorar.

Bons estudos para você e até a nossa próxima aula.

Continue devorando esse material. Seu esforço valerá a pena.

