

## **02 – Modelos Atômicos**

*Colégio Naval – 2020*

Autor:  
Prof. Thiago Cardoso

*Aula 00*

## Sumário

<b>Apresentação da Aula</b> .....	<b>4</b>
<i>Modelos Atômicos na Prova do Colégio Naval</i> .....	4
<b>1. Modelos Atômicos Primitivos</b> .....	<b>4</b>
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
<b>2. Modelo Atômico de Bohr</b> .....	<b>19</b>
2.1. <i>Teoria Quântica</i> .....	19
2.2. <i>Postulados de Bohr</i> .....	21
2.3. <i>Modelo Atômico de Sommerfeld</i> .....	25
2.4. <i>A Descoberta do Nêutron</i> .....	27
2.4.1. Isótopos .....	28
2.4.2. Isóbaros .....	29
2.4.3. Isoeletrônicos .....	29
2.4.4. Isótonos .....	30
<b>3. A Teoria do Orbital Atômico</b> .....	<b>33</b>
3.1. <i>Princípio da Incerteza de Heisenberg</i> .....	33
3.2. <i>Orbital Atômico</i> .....	35
3.3. <i>Números Quânticos</i> .....	36
3.3.1. Número Quântico Principal (n).....	37
3.3.2. Número Quântico Secundário ( $\ell$ ) .....	38
3.3.4. Número Quântico Magnético (m).....	40
3.3.3. Penetração de Orbitais .....	42
3.3.5. Número Quântico de Spin ( $m_s$ ).....	43



3.3. Orbital Preenchido, Semipreenchido e Orbital Vazio.....	46
<b>4. Configurações Eletrônicas .....</b>	<b>47</b>
4.1. Princípio da Exclusão de Pauli .....	48
4.2. Diagrama de Pauling.....	50
3.3.3. Configuração Eletrônica dos Gases Nobres.....	52
4.3. Regra de Hund.....	53
4.3.1. Estados Fundamentais e Excitados.....	55
4.5. Propriedades Magnéticas dos Materiais .....	58
<b>4. Lista de Questões Propostas .....</b>	<b>62</b>
<b>5. Gabarito.....</b>	<b>79</b>
<b>5. Lista de Questões do Colégio Naval Comentadas.....</b>	<b>80</b>
<b>6. Lista de Questões Comentadas de outras Escolas Militares .....</b>	<b>81</b>
<b>7. Considerações Finais .....</b>	<b>114</b>



## Apresentação da Aula

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

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

### Modelos Atômicos na Prova do Colégio Naval

São muito raras as questões do Colégio Naval sobre Modelos Atômicos. Portanto, essa aula pode ser considerada menos importante que outras, como Substância e Mistura, Tabela Periódica e Funções Inorgânicas, que são disparados os temas mais cobrados.

No entanto, como está previsto no seu edital, vale lembrar que a prova pode surpreender e trazer uma questão sobre esse assunto. Portanto, faz sentido estudar para que a sua preparação seja completa.

Naturalmente, se você estiver com o tempo curto, você pode priorizar as aulas que são mais frequentes na prova.

## 1. Modelos Atômicos Primitivos

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



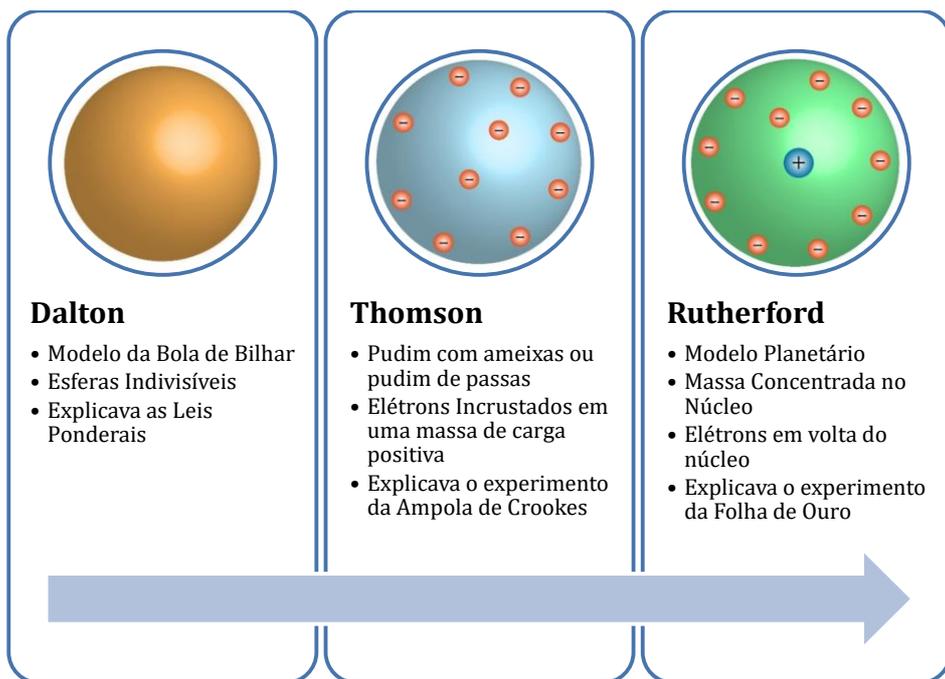


Figura 1: Resumo dos Modelos Atômicos Primitivos

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.

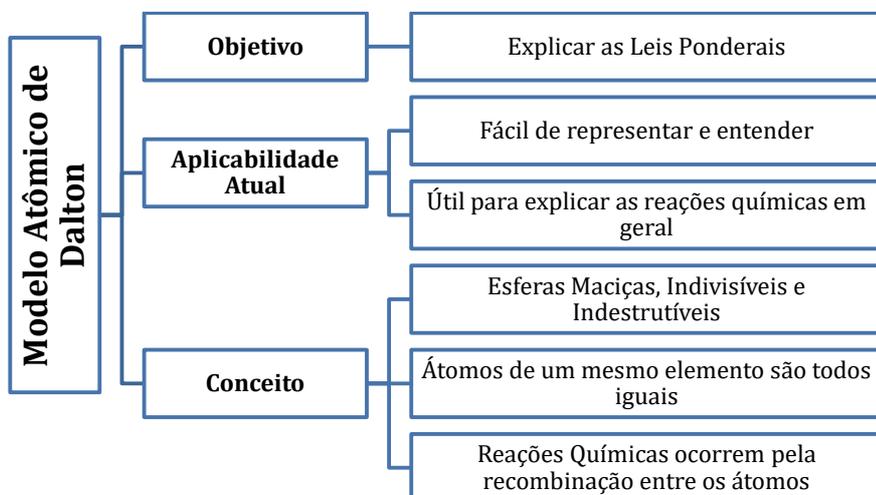


Figura 2: Modelo Atômico de Dalton

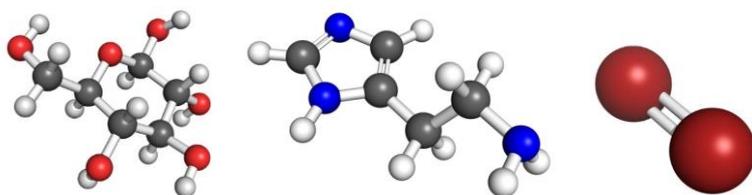
Em seu tempo, Dalton não utilizou o termo “substância”, mas sim “átomo simples” e “átomo composto”. Essa nomenclatura pode causar certa confusão.

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**.



<b>Glicose (<math>C_6H_{12}O_6</math>)</b>	<b>Histamina (<math>C_5H_9N_3</math>)</b>	<b>Oxigênio (<math>O_2</math>)</b>
--	---	------------------------------------

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.

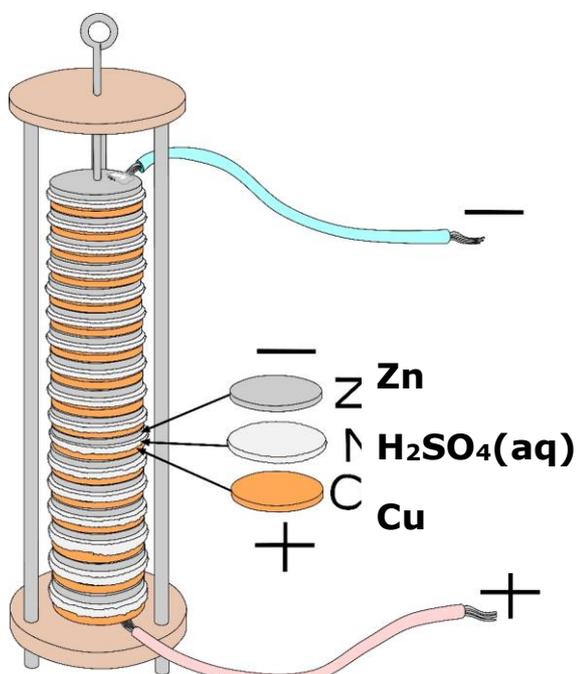


Figura 4: Pilha de Volta

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).

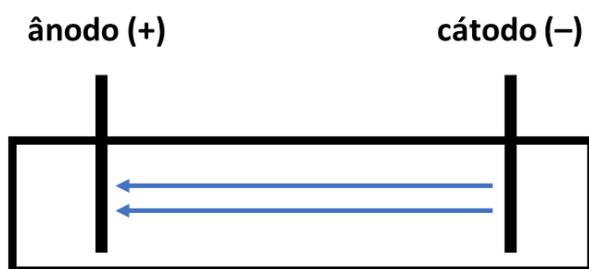


Figura 5: Ampola de Crookes

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*, que se propagavam em linha reta, 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.

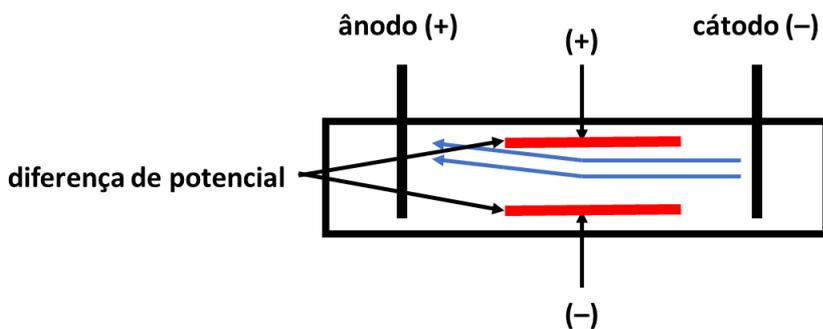


Figura 6: Os Raios Catódicos apresentavam carga negativa

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.

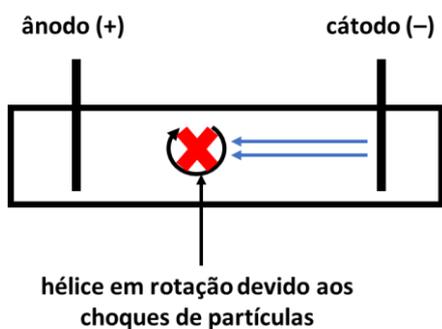


Figura 7: Os Raios Catódicos apresentavam massa

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.

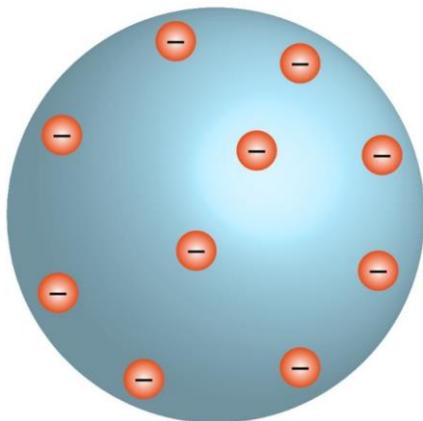


Figura 8: Representação do Modelo Atômico de Thomson

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. Portanto, Thomson não concluiu nada a respeito da existência do núcleo atômico.

### 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.

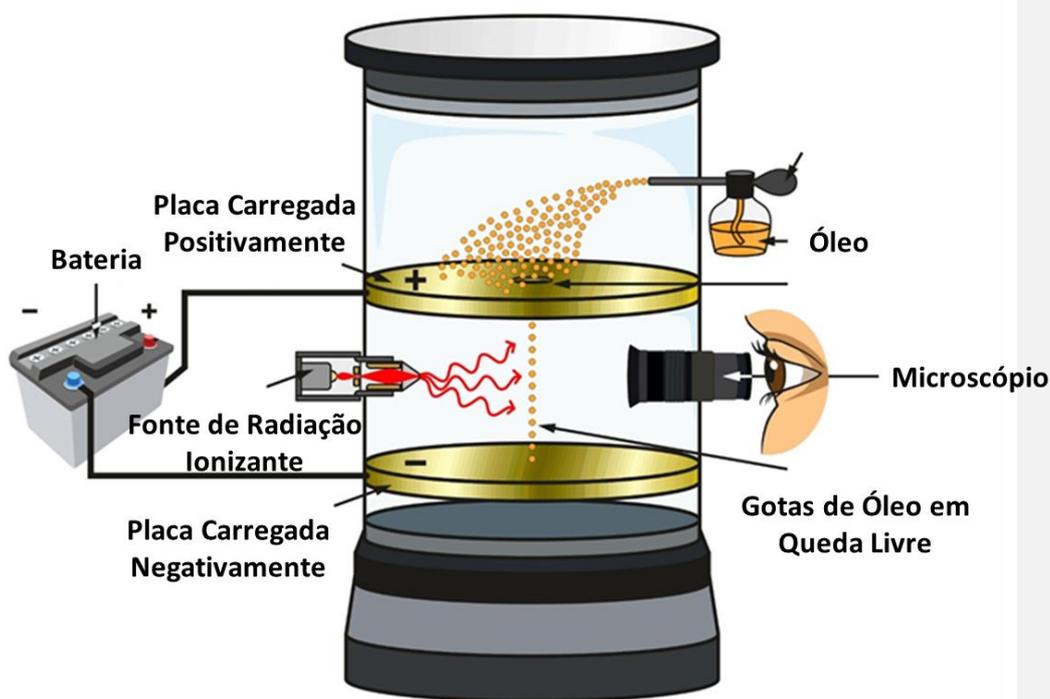


Figura 9: Experimento de Millikan (traduzir, esperando o Ilustrador)

As gotas de óleo são carregadas negativamente, por isso, são atraídas pela placa de carga positiva. Logo, a sua queda é muito lenta, o que facilita a observação.

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*.

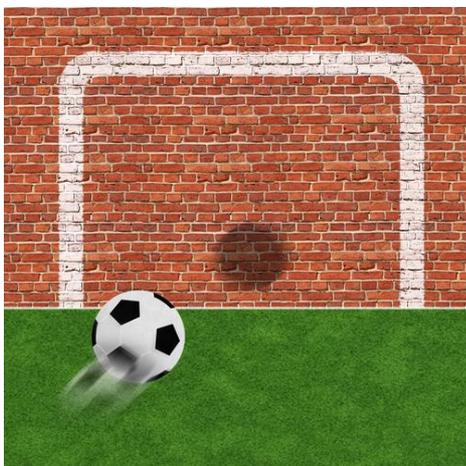
Já se tentou fazer experimentos semelhantes a esse para procurar quarks livres. Os quarks são partículas constituintes dos elétrons que devem ter frações da carga elementar. No entanto,

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.

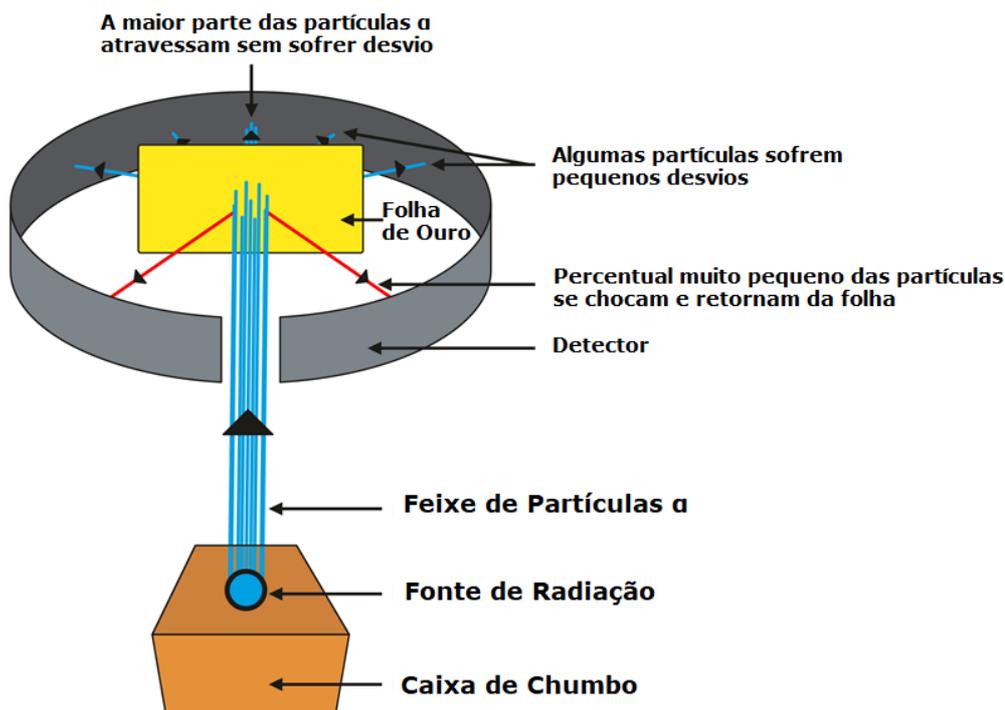


Figura 11: Experimento de Rutherford

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  $90^\circ$ .

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.

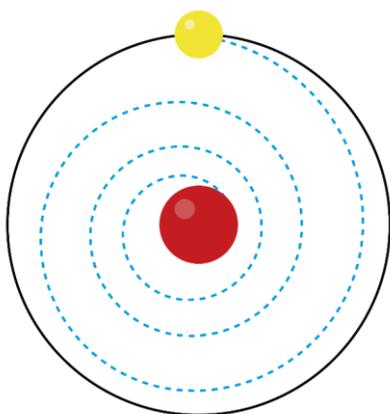


Figura 12: Átomo de Rutherford entrando em colapso

#### 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 do 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**

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

**Thomson**

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

**Rutherford**

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

Com base no esquema, podemos comentar sobre as alternativas.

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

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

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

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

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

**Gabarito: E**



## 2. Modelo Atômico de Bohr

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

### 2.1. Teoria Quântica

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 ( $\lambda$ ) 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 × 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)
<b>UV-1</b>	100 nm	$2 \cdot 10^{-18}$	12,4 eV
<b>UV-2</b>	200 nm	$1 \cdot 10^{-18}$	6,2 eV
<b>Azul</b>	400 nm	$4,95 \cdot 10^{-19}$	3,1 eV
<b>Verde</b>	500 nm	$3,96 \cdot 10^{-19}$	2,5 eV
<b>Vermelho</b>	700 nm	$2,83 \cdot 10^{-19}$	1,8 eV

A Tabela 1 exhibe 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. 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:  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ .

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 13, 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.

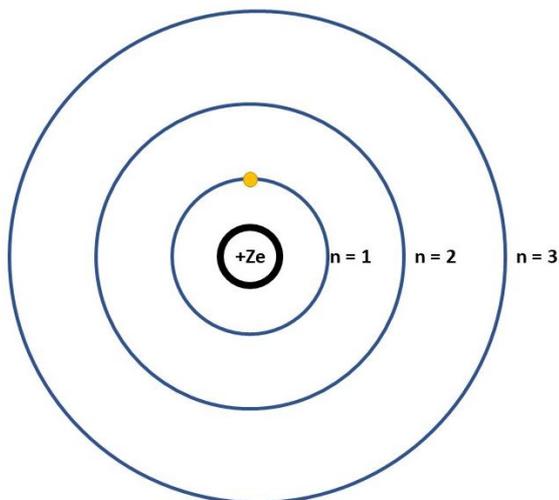


Figura 13: Visão Geral do Átomo de Bohr

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.



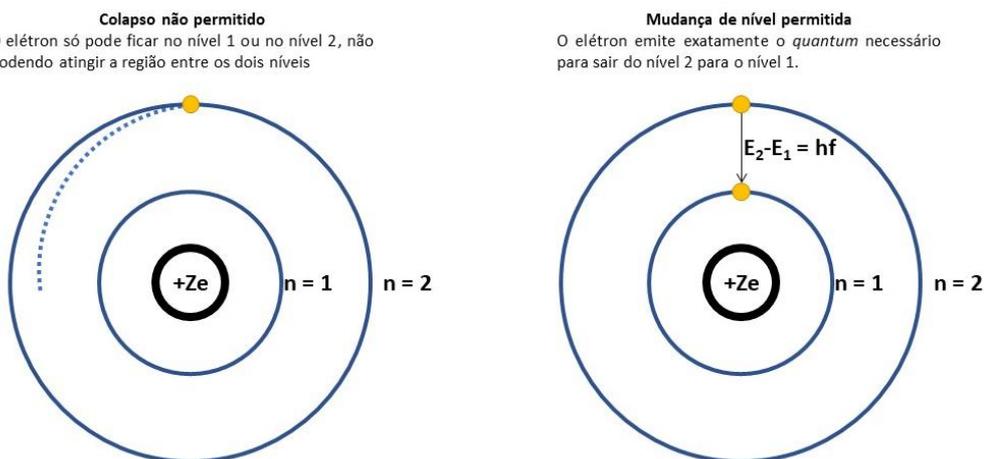


Figura 14: O átomo de Bohr não entra em colapso

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.

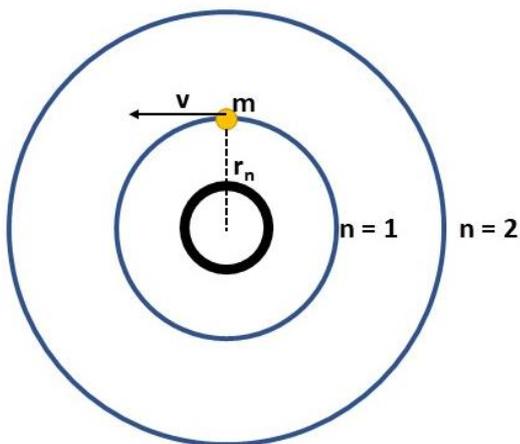


Figura 15: Cálculo do Momento Angular dos Elétrons

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	$L_3 = \frac{3h}{2\pi}$

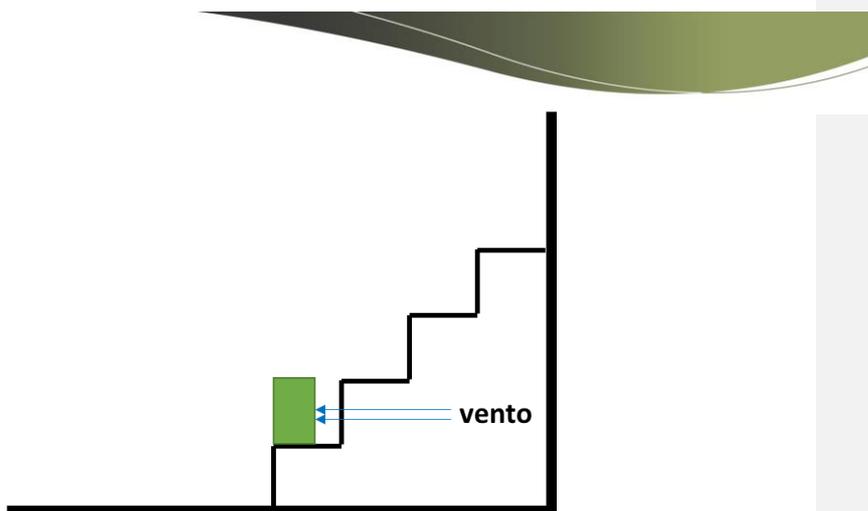
Não é possível, por exemplo, que o elétron tenha o momento angular igual a  $\frac{h}{4\pi}$ .

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.

### 2.3. Modelo Atômico de Sommerfeld

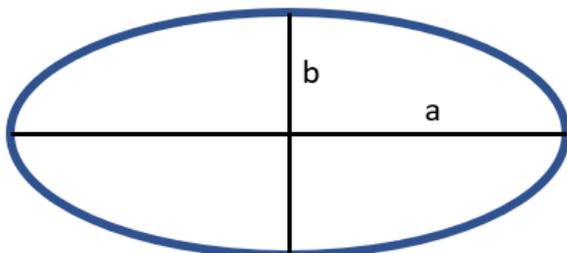
O Modelo Atômico de Bohr foi muito bem-sucedido em explicar o comportamento do elétron no átomo de hidrogênio. Porém, na tentativa de aplicar o modelo a elementos polieletrônicos, os cientistas sempre encontravam grandes discrepâncias entre o modelo e o espectro de emissão obtido experimentalmente.

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

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

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 2: 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.

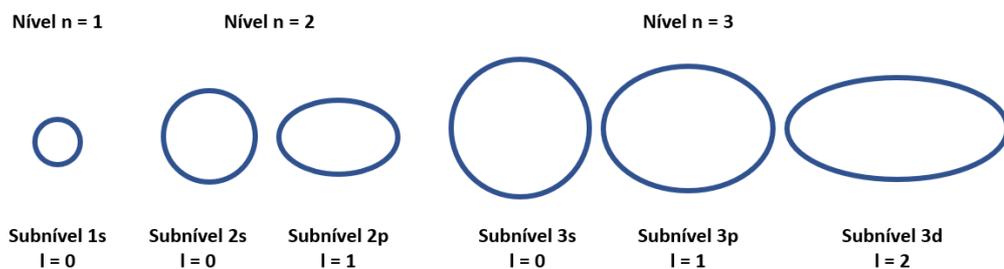


Figura 16: Níveis e Subníveis de Energia no Modelo Atômico de Sommerfeld

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.**

## 2.4. A Descoberta do Nêutron

O nêutron já havia sido pela primeira vez sugerido por Rutherford. Para Rutherford, poderia existir uma partícula no interior do núcleo com massa, mas sem carga.

Mesmo assim, muitos de seus alunos se debruçaram em pesquisas a fim de provar a existência desse tipo de partícula.

Entre eles, o físico inglês James Chadwick, em 1932, portanto, posterior ao Modelo Atômico de Bohr. Chadwick estudou processos radioativos e observou a emissão de partículas com massa, mas que não eram desviadas por campos elétricos, portanto, não possuíam carga.

Com o conceito de nêutron, nasceu também a necessidade de algumas definições.

### 2.4.1. Isótopos

Já falamos sobre esse conceito na Aula de Introdução à Química. Portanto, vamos apenas fazer uma breve revisão aqui.

Dois átomos que pertencem ao mesmo elemento químico, mas possuem diferentes números de massa são denominados **isótopos**. Os isótopos se diferenciam entre si pelo número de **nêutrons** presentes no seu núcleo. Vamos anotar uma definição para esse conceito.

Dois átomos são **isótopos** quando apresentam o mesmo número atômico, mas diferenciam-se pelo número de nêutrons.

Por exemplo, todas as espécies a seguir pertencem ao mesmo elemento químico, denominado hidrogênio.

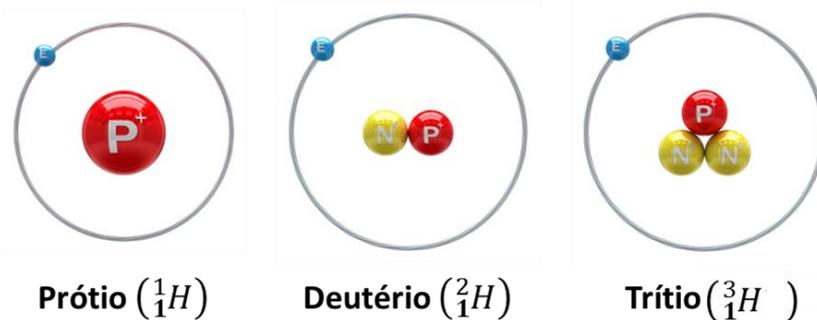


Figura 17: Isótopos do Hidrogênio

A nomenclatura mais comum dos isótopos é simplesmente representar o número de massa após o nome do elemento químico.

A Figura 18, por sua vez, mostra os isótopos do hélio, que são conhecidos simplesmente como hélio-3, hélio-4 e hélio-5.

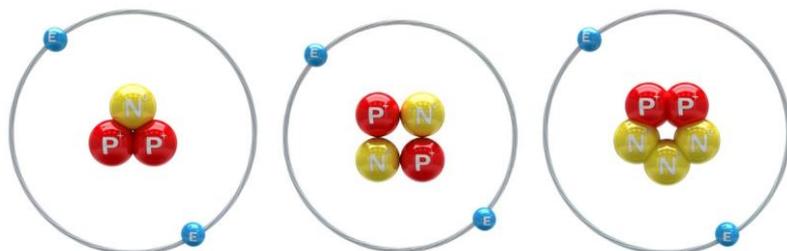


Figura 18: Isótopos do Hélio

### 2.4.2. Isóbaros

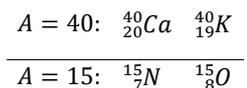
O termo isóbaro vem do grego:

*iso*: igual

*baros*: massa

Dois átomos são isóbaros quando eles pertencem a elementos químicos diferentes, mas possuem o mesmo número de massa.

São exemplos de átomos isóbaros:



O cálcio-40 e o potássio-40 pertencem a elementos químicos diferentes, visto que possuem números atômicos distintos. Porém, eles apresentam o mesmo número de massa. Portanto, são isóbaros.

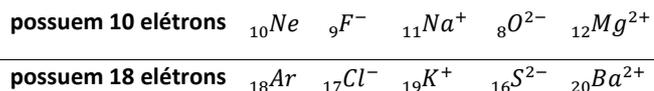
O mesmo é válido para o nitrogênio-15 e o oxigênio-15.

### 2.4.3. Isoletrônicos

São espécies químicas que apresentam o mesmo número de elétrons. A situação mais comum é quando íons são isoeletrônicos de gases nobres.



Vejamos alguns exemplos:



O íon fluoreto ( $\text{F}^{-}$ ) possui 9 prótons. Como ele tem carga negativa, isso significa que ele tem um elétron a mais, portanto, 10 elétrons. Assim, ele é isoeletrônico do neônio.

#### 2.4.4. Isótonos

Dois átomos de elementos químicos diferentes são isótonos quando eles possuem o **mesmo número de nêutrons**.

Vale a pena lembrar que isótono tem **n** de **nêutron**.

Vejamos um exemplo:

$$n = 20: \quad {}_{20}^{40}\text{Ca} \quad {}_{19}^{39}\text{K}$$

O cálcio-40 e o potássio-39 possuem 20 nêutrons. Podemos nos lembrar que o número de nêutrons é dado pela diferença entre o número de massa e o número atômico.

$$n_{\text{Ca}} = 40 - 20 = 20$$

$$n_{\text{K}} = 39 - 19 = 20$$



#### 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)  $h/\pi$
- c)  $2,5h/2\pi$

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

### Comentários

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

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

Para o quinto nível de energia:

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

### Gabarito: D

### 5. (TFC – Inédita)

Classifique os pares de espécies químicas a seguir em isótopos, isóbaros ou isótonos.

- a)  $^{40}_{18}\text{Ar}$  e  $^{41}_{18}\text{Ar}$
- b)  $^{40}_{19}\text{K}$  e  $^{40}_{18}\text{Ar}$
- c)  $^{235}_{92}\text{U}$  e  $^{235}_{90}\text{Th}$
- d)  $^{96}_{42}\text{Mo}$  e  $^{95}_{41}\text{Nb}$
- e)  $^{208}_{82}\text{Pb}$  e  $^{238}_{92}\text{U}$

### Comentários

Vamos analisar cada um dos pares.

- a) Os dois átomos possuem o mesmo número atômico igual a 18, portanto, são isótopos.
- b) Os dois átomos possuem o mesmo número de massa igual a 40, portanto, são isóbaros.
- c) Os dois átomos possuem o mesmo número de massa igual a 235, portanto, são isóbaros.
- d) Podemos ver que eles possuem número atômico e número de massas diferentes. Podemos calcular o número de nêutrons presentes em cada uma das espécies químicas.

$$n_{\text{Mo}} = 96 - 42 = 54$$

$$n_{\text{Nb}} = 95 - 41 = 54$$

Como eles possuem o mesmo número de nêutrons, eles são isótonos.



- e) Mais um caso de um par de espécies químicas que não possuem o mesmo número atômico nem o mesmo número de massa. Portanto, vamos calcular os seus números de nêutrons.

$$n_{Pb} = 208 - 82 = 126$$
$$n_U = 238 - 92 = 146$$

Portanto, as espécies químicas não são nem isótopos, nem isóbaros nem isótonos.

**Gabarito: a) isótopos; b) isóbaros; c) isóbaros; d) isótonos; e) nenhum**

## 6. (TFC – Inédita)

Determine o número de nêutrons e o número de massa de um átomo que pertence ao elemento  ${}_{54}\text{Xe}$  que seja:

- a) Isóbaro do  ${}^{126}_{92}\text{Te}$   
b) Isótono do  ${}^{126}_{92}\text{Te}$

### Comentários

Uma boa questão para você não se esquecer que:

- **Isóbaros:** possuem o mesmo número de massa;
- **Isótonos:** possuem o mesmo número de nêutrons

a) Devemos procurar o isótopo de xenônio com número de massa igual a 126. Seu número de nêutrons é:

$$n = A - p = 126 - 54 = 72$$

Portanto, o átomo pedido é o  ${}^{126}_{54}\text{Xe}$ , que possui número de massa igual a 126 e 72 nêutrons.

b) Vamos calcular o número de nêutrons do telúrio-126.

$$n = A - p = 126 - 92 = 74$$

Portanto, procuramos o isótopo do xenônio que possui 74 nêutrons. Seu número de massa pode ser calculado como a soma do número de prótons com o número de nêutrons, que acabou de ser calculado.

$$A = n + p = 54 + 74 = 128$$

Portanto, o átomo pedido é o  ${}^{128}_{54}\text{Xe}$ , que possui número de massa igual a 128 e 74 nêutrons.

**Gabarito: a)  ${}^{126}_{54}\text{Xe}$  com 72 nêutrons; b)  ${}^{128}_{54}\text{Xe}$  com 74 nêutrons**



## 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. 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 19: 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  $\Delta x$  a incerteza da posição e  $\Delta v$  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 (ou monoelétrônicos), 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, fuge 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.

### 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.

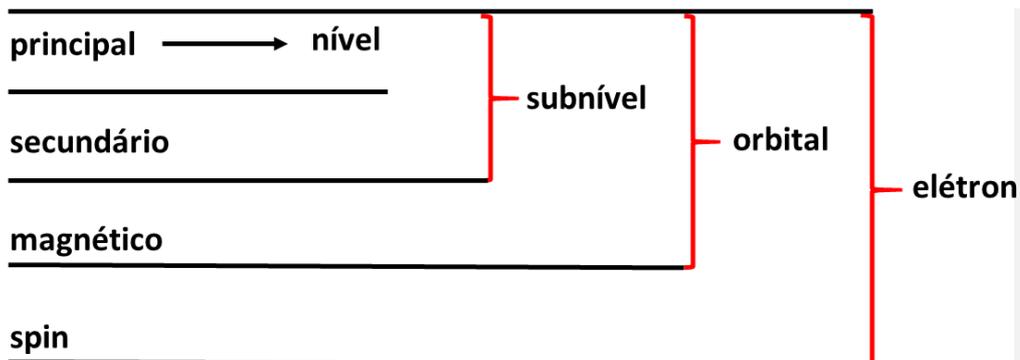


Figura 20: Números Quânticos

Vamos estudar um pouco mais detalhadamente cada número quântico.

### 3.3.1. Número Quântico Principal (n)

O número quântico principal determina o **nível de energia** de um orbital. Um nível de energia pode ser chamado também de camada eletrônica.

O nível de energia é um número inteiro positivo – não pode ser igual a 0. Portanto, as possibilidades são: 1, 2, 3, 4...

Normalmente, refere-se ao nível de energia pelo seu número. Por exemplo, o primeiro nível de energia ( $n = 1$ ), segundo nível de energia ( $n = 2$ ) e, assim, por diante. Porém, é possível também representá-lo por letras.

A primeira camada é denominada K; a segunda é denominada L; a terceira M e, assim, sucessivamente.

Tabela 3: Níveis de Energia ou Camadas de Elétron

Nível	Camada
1	K
2	L
3	M
4	N
5	O

6	P
---	---

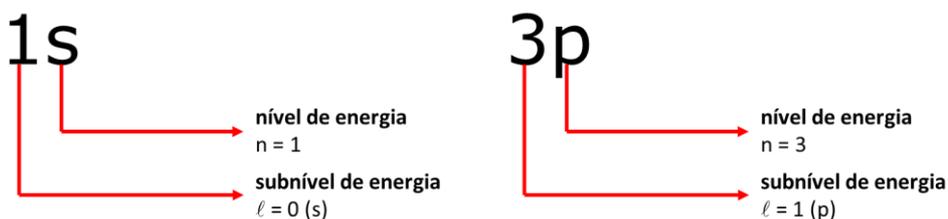
### 3.3.2. Número Quântico Secundário ( $\ell$ )

O número quântico secundário determina o **subnível de energia** de um orbital. É um número inteiro, podendo ser igual a 0.

A notação científica convencional para o número quântico secundário é a seguinte:

0 : s	1 : p	2 : d	3 : f	4 : g	5 : h
-------	-------	-------	-------	-------	-------

Quando queremos representar um subnível de energia, geralmente representamos o número quântico principal pelo seu próprio número e o número quântico secundário por uma letra.



Os valores possíveis para o subnível de energia 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 ( $\ell$ ) seja igual ao número quântico principal ( $n$ ). O número quântico secundário deve ser sempre menor do que o principal.

Na **Erro! Fonte de referência não encontrada.**, apresentamos todas as possibilidades de combinação entre os números quânticos principal e secundário até o nível 7 de energia.



Tabela 4: Possibilidades de Combinação entre os Números Quânticos Principal e Secundário

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

As diferenças de energia determinadas por uma mudança de nível são muito maiores que as diferenças de energia determinadas por uma mudança de subnível.

Ou seja, a diferença de energia entre os orbitais **1s** e **2s** é muito maior que a diferença de energia entre os orbitais **2s** e **2p**. Podemos fazer um diagrama para facilitar seu entendimento.

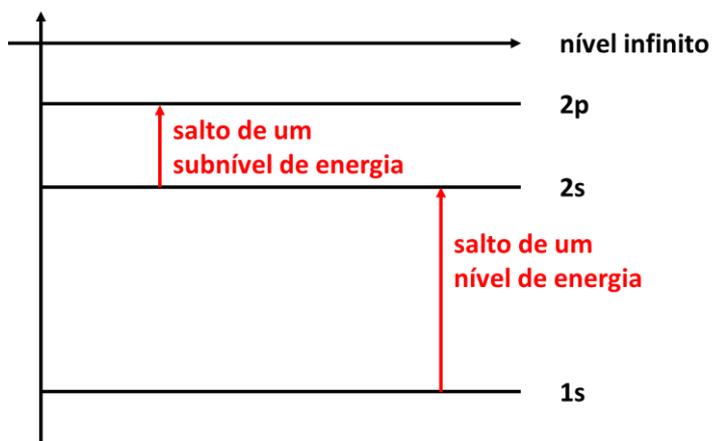


Figura 21: Comparação entre as diferenças de energia provocadas por um salto de nível e por um salto de subnível

Vamos agora a um detalhe que pode ser explorado nas questões mais difíceis da matéria.



É importante destacar que, no caso de espécies químicas que possuem apenas um elétron, como o átomo de hidrogênio e os íons hidrogenóides ( $He^+$ ,  $Li^{2+}$  etc.), o nível de energia é suficiente para determinar a energia do elétron.

Isso significa que os subníveis são degenerados, ou seja, possuem a mesma energia no caso do átomo de hidrogênio. Ou seja, para o hidrogênio e outras espécies químicas com apenas um elétron, a energia do orbital **3s** é igual à energia do orbital **3d**. Ou, ainda, a energia do **2s** é igual à energia do **2p**.

Mas, cuidado, isso só vale para as espécies químicas com um único elétron. Para o átomo de hélio neutro (que possui dois elétrons), vale o que vimos anteriormente.

### 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.



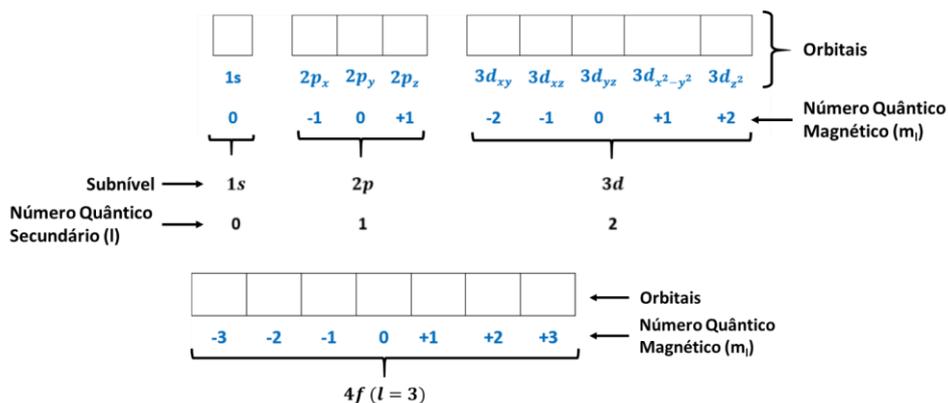


Figura 22: Representação dos Orbitais em Alguns Subníveis

Como o número quântico secundário dos orbitais **p** é  $l = 1$ , temos três possibilidades de número magnético (-1, 0, 1). Portanto, existem três orbitas  $2p$ , 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.

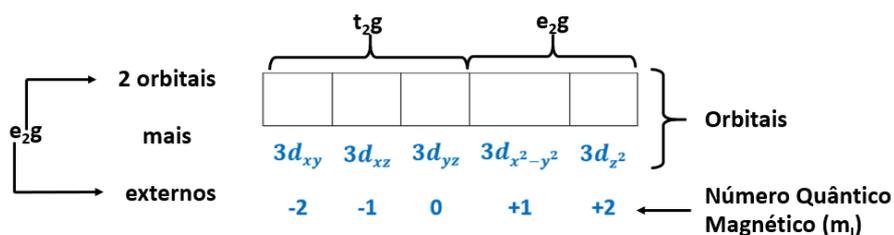
Um orbital é bem definido pelos três números quânticos: principal, secundário e magnético. Por exemplo, o orbital  $2p_y$  possui os números quânticos:  $n = 2, l = 1, m = 0$ .



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<sub>2g</sub>** e os orbitais **e<sub>2g</sub>**. Em geral, os orbitais **t<sub>2g</sub>** apresentam menor energia que os orbitais **e<sub>2g</sub>**. 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<sub>2g</sub>** têm **e** de **externo** e **2** de **2**. Portanto, eles são dois e são mais externos e, consequentemente, mais energéticos.



### 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.

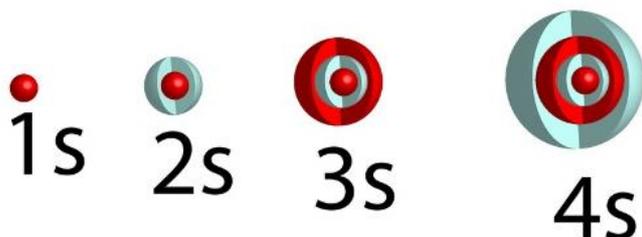


Figura 23: Representação dos Orbitais 1s, 2s, 3s e 4s

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.

Quanto menor o número quântico secundário, mais penetrante é o orbital. O **orbital s é mais penetrante que o orbital p**. Também podemos dizer que **o orbital p é mais externo que o orbital 4**.

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

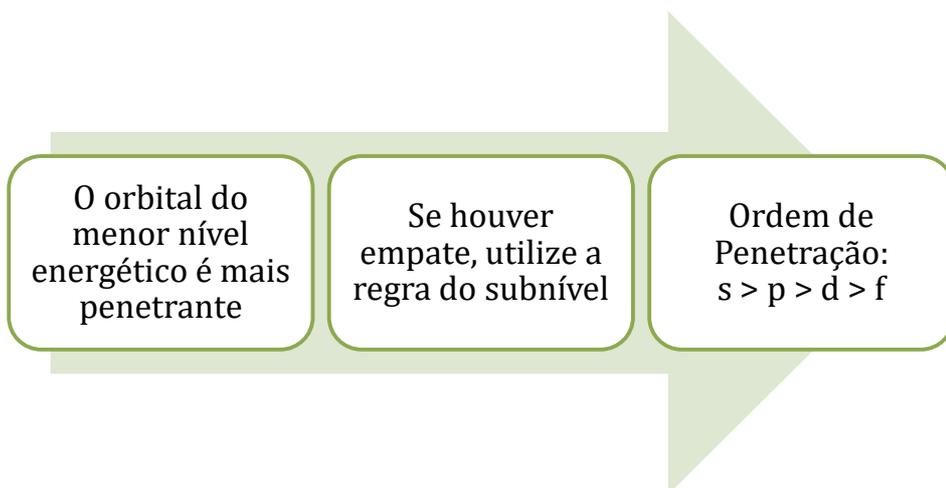


Figura 24: Regra para a Penetração de Orbitais

Por conta disso, o orbital **3d** é mais penetrante que o orbital **4s**, já que aquele está em um nível energético menor.

Como vimos que o oposto de penetrante é **externo**, podemos concluir que **o orbital 4s é mais externo que o orbital 3d**. Guarde bem esse conceito, pois os alunos se confundem bastante a respeito disso quando estão estudando Energia de Ionização, no Capítulo sobre Propriedades Periódicas.

### 3.3.5. 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 dos 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.



## 7. (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.
- 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.

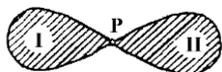
C – descreve perfeitamente a teoria do orbital atômico. Afirmativa perfeita.

D – O 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**

#### 8. (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**

### 3.3. 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.

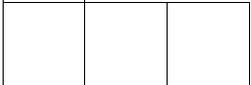
A seguir, temos as representações dessas categorias de orbitais.



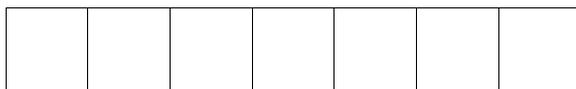
Figura 25: Tipos de Orbitais

Um orbital é completamente preenchido com dois elétrons.

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

$\ell = 0$ (s):		1 orbital
$\ell = 1$ (p):		3 orbitais
$\ell = 2$ (d):		5 orbitais

$\ell = 3$   
(f):



7 orbitais

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

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

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. Configurações Eletrônicas

Vamos aprender o que é conhecido na Química como *Procedimento de Aufbau*. A palavra "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.



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.

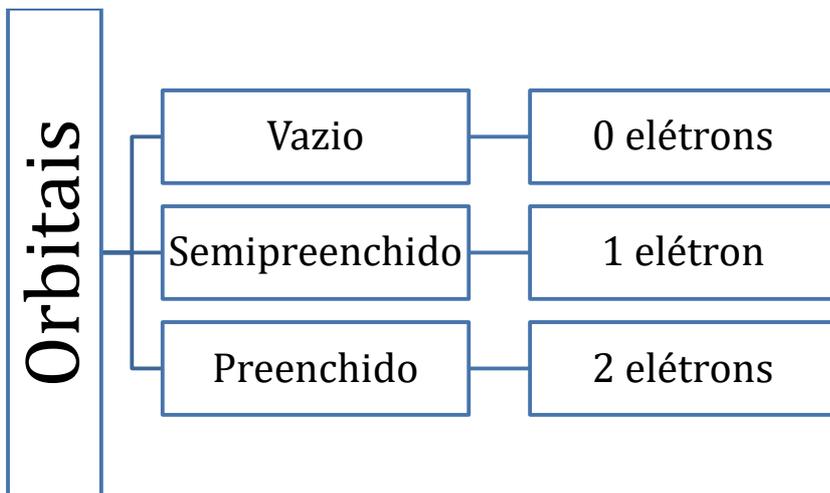
Posso responder?

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.



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.

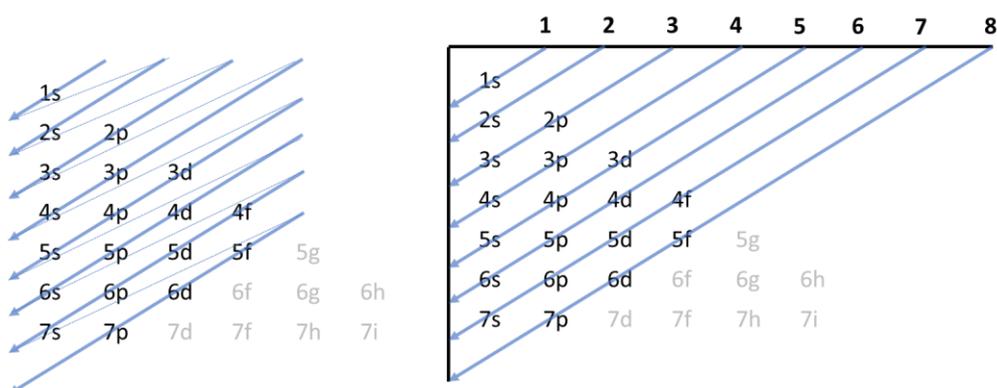
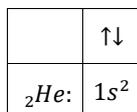


Figura 26: Diagrama de Pauling

Na Figura 26 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.



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.

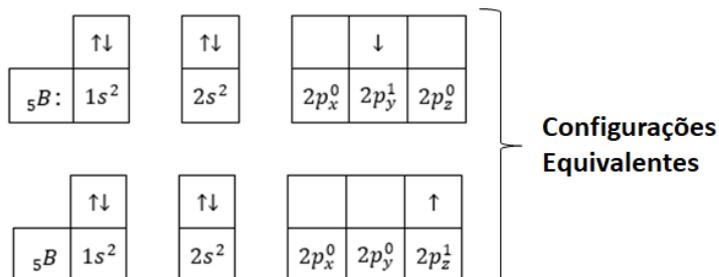
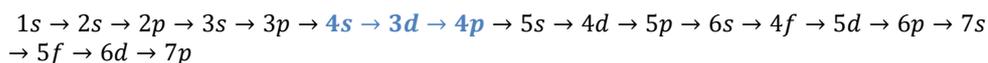


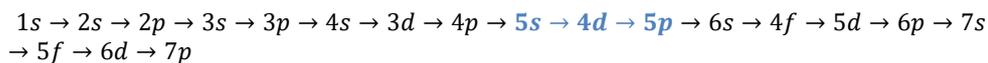
Figura 27: Exemplos de Configurações Equivalentes

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.

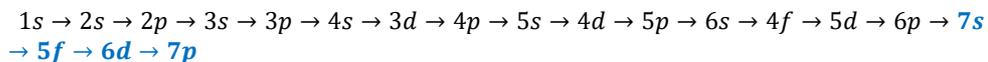
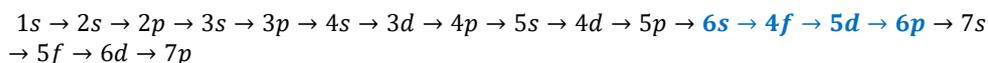
Porém, perceba que, antes do subnível **3d**, ocorre uma inversão, pois o subnível **4s** deve ser preenchido antes do **3d**.



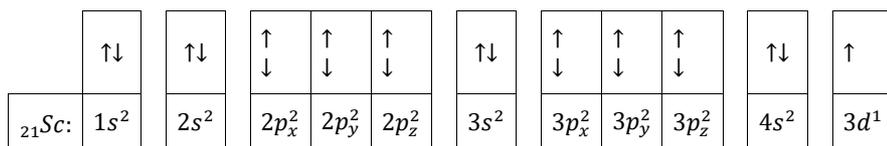
Essa mesma inversão ocorre no próximo orbital **d**, que seria o orbital **4d**. Antes desse subnível, ocorre uma inversão, de modo que o subnível **5s** é preenchido antes do **4d**.



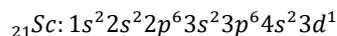
Quando os orbitais **f** começam a aparecer, eles aparecem depois logo depois de um orbital **s** de dois níveis a frente. Observe que esse padrão acontece duas vezes.



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.

### 3.3.3. Configuração Eletrônica 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  $ns^2 np^6$ .

Tabela 5: Gases Nobres e seus Respetivos Números Atômicos

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

“**H**élio **N**egou **A**rroz a **C**ristina e **X**erém a **R**enata”

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

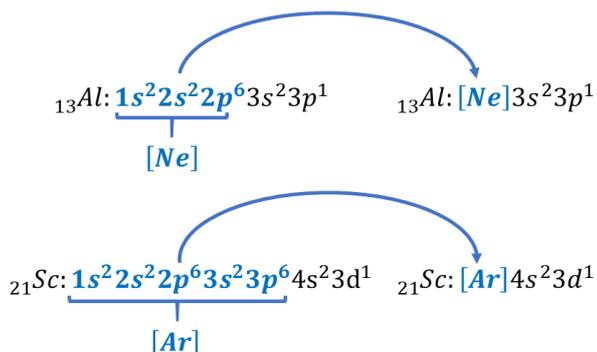


Figura 28: Utilização de Gás Nobre para Simplificar a Configuração Eletrônica de Alguns Elementos

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

Vamos fazer alguns exercícios relacionados?

### 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 29: 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.

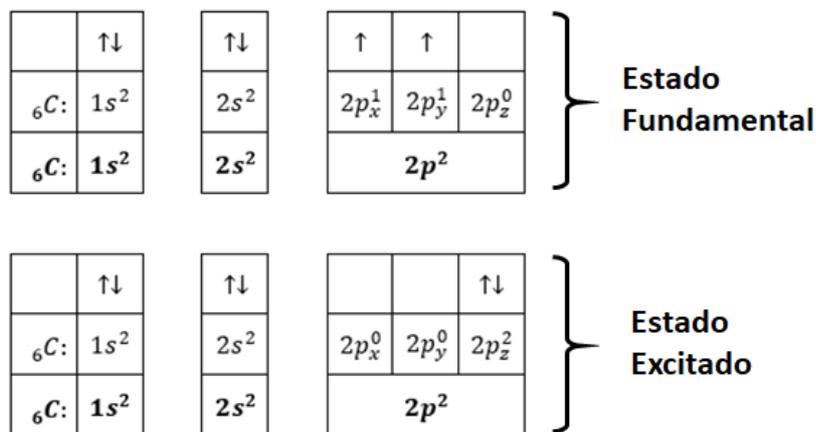
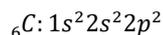


Figura 30: Regra de Hund para o átomo de Carbono

Na Figura 30, 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.

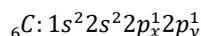
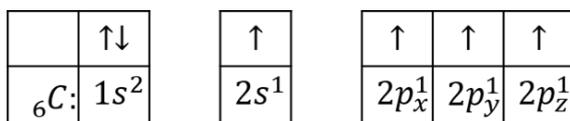
Um estado excitado corresponde a um estado de **maior energia** que o estado fundamental. Portanto, o átomo pode realmente apresentar essa configuração, mas, para isso, necessita receber energia. Essas transições eletrônicas são comuns – é o princípio de funcionamento das lâmpadas de sódio, como já comentamos.

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



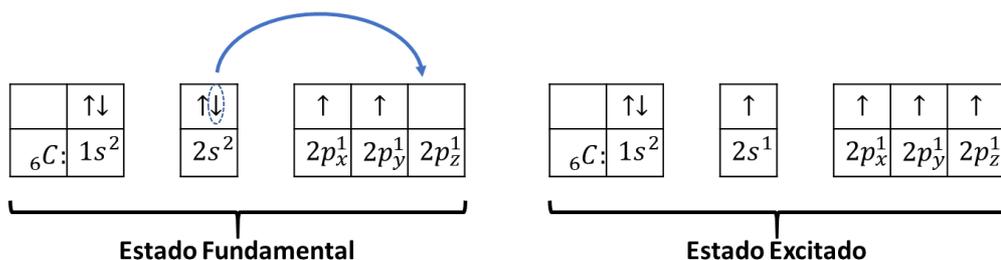
Porém, essa representação é ambígua, pois, como mostrado na Figura 30, ela pode se referir tanto a um estado excitado como ao estado fundamental do átomo.

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.

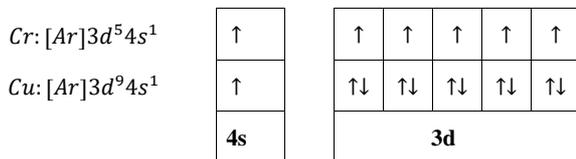


Figura 31: Configurações Eletrônicas do Cromo e do Cobre no Estado Fundamental

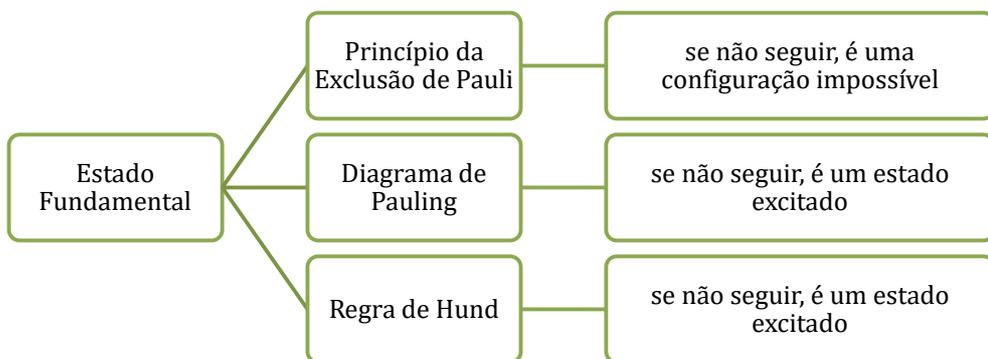
Essas exceções mostram que, nos metais de transição, a diferença de energia entre os orbitais 3d e 4s são menores que nos demais elementos. De fato, note que, no cromo e no cobre, os orbitais 3d e 4s se comportam como se fossem de um único subnível, seguindo a Regra de Hund.

Eu não recomendo decorar essas exceções, mas é interessante saber que elas existem.

### 4.3.1. Estados Fundamentais e Excitados

A configuração eletrônica no estado fundamental de um elemento químico consiste no arranjo eletrônico em níveis e subníveis com a menor energia possível. O estado fundamental é a configuração eletrônica **mais estável** de um elemento químico.

Para isso, ele deve satisfazer simultaneamente às três regras que aprendemos nesse capítulo:



Uma configuração eletrônica que não segue o Princípio da Exclusão de Pauli é impossível. Ou seja, ela não existe no mundo prático.

Por outro lado, se a configuração violar o Diagrama de Pauling ou a Regra de Hund, ela será um estado excitado. Ou seja, é um estado com mais energia do que o estado fundamental.

Os estados excitados podem se formar quando o átomo recebe uma carga grande de energia. É o caso das lâmpadas de vapor de sódio, que são muito utilizadas na iluminação pública, muito facilmente reconhecidas pela sua luz amarela.

Nessas lâmpadas, o sódio recebe muita energia térmica e se excita. Quando os átomos que foram excitados retornam ao estado fundamental, eles liberam energia na forma de luz amarela.



## 9. (TFC – 2019 – Inédita)

Faça a configuração eletrônica dos seguintes elementos:

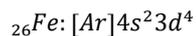
- a) Ferro ( $Z = 26$ )
- b) Nióbio ( $Z = 41$ )
- c) Urânio ( $Z = 92$ )

## Comentários

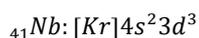
Vamos utilizar a técnica do gás nobre anterior. Para isso, escrevemos os gases nobres e seus respectivos números atômicos.

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

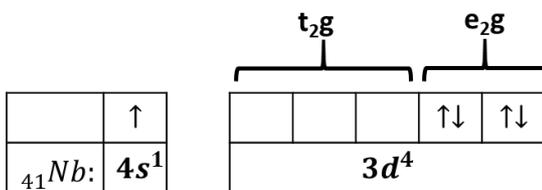
- a) No caso do ferro, o gás nobre anterior é o argônio ( $Z = 18$ ). Como o argônio está no terceiro período, ele termina em **3p**. O próximo subnível é o **4s**. Após os 18 elétrons do argônio, sobram ainda 6 elétrons para completar a eletrosfera do ferro.



- 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.



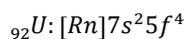
Gostaria de registrar que, na verdade, o nióbio é uma dupla exceção. Nesse elemento, os orbitais **3d-e<sub>2g</sub>** são menos energéticos e são preenchidos antes dos orbitais **4s**. Os orbitais **3d-t<sub>2g</sub>** são os mais energéticos.



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.

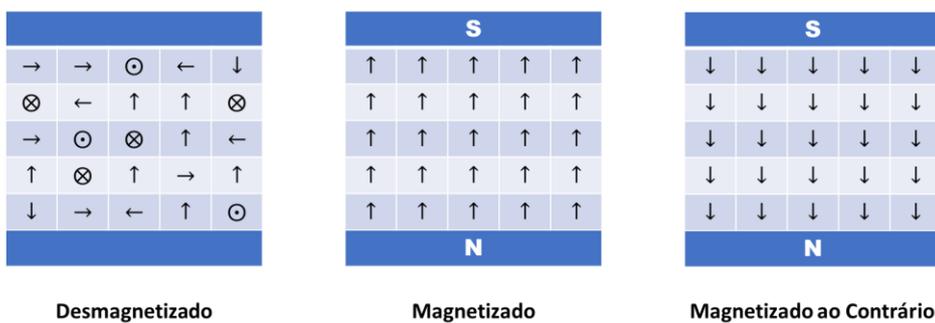


Figura 32: Magnetização

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 néon, cuja configuração eletrônica, no estado fundamental, é:

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

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

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

O átomo de alumínio é, teoricamente, paramagnético, porque apresenta um elétron desemparelhado. Porém, em termos práticos, um único elétron desemparelhado é insuficiente para se notar uma interação razoável com um ímã. Seria necessário um campo magnético muito intenso para notar o paramagnetismo do alumínio.

Por outro lado, o ferro, cuja configuração eletrônica no estado fundamental é Fe: [Ar]4s<sup>2</sup>3d<sup>6</sup>, apresenta quatro elétrons desemparelhados. Dessa forma, ele interage muito mais intensamente com um campo magnético.



## 10. (TFC – Inédita)

O Princípio da Exclusão de Pauli estabelece que:

- A posição e a velocidade de um elétron não podem ser determinadas simultaneamente.
- Elétrons em orbitais atômicos possuem spins paralelos.
- A velocidade de toda radiação eletromagnética é igual à velocidade da luz.
- Dois elétrons em um mesmo átomo não podem apresentar os quatro números quânticos iguais.
- 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

---

#### 11. (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.



	↑↓
1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>

Gabarito: D

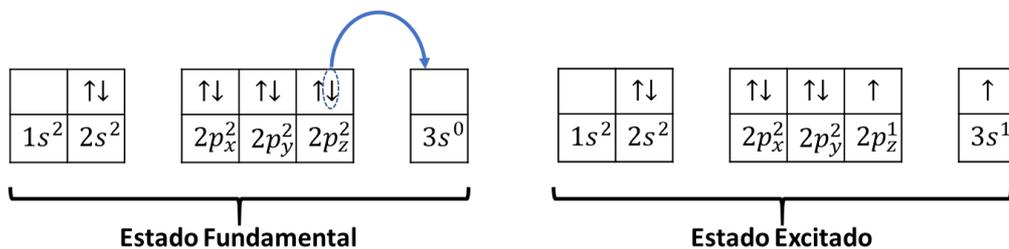
12. (ITA – 1993)

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.

## 4. Lista de Questões Propostas

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

### 5. (TFC – Inédita)

Classifique os pares de espécies químicas a seguir em isótopos, isóbaros ou isótonos.

- a)  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$  e  ${}^{41}_{18}\text{Ar}$
- b)  ${}^{40}_{19}\text{K}$  e  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$



- c)  $^{235}_{92}\text{U}$  e  $^{235}_{90}\text{Th}$   
d)  $^{96}_{42}\text{Mo}$  e  $^{95}_{41}\text{Nb}$   
e)  $^{208}_{82}\text{Pb}$  e  $^{238}_{92}\text{U}$

#### 6. (TFC – Inédita)

Determine o número de nêutrons e o número de massa de um átomo que pertence ao elemento  $_{54}\text{Xe}$  que seja:

- a) Isóbaro do  $^{126}_{92}\text{Te}$   
b) Isótono do  $^{126}_{92}\text{Te}$

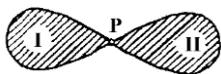
#### 7. (TFC – 2019 – Inédita)

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.  
e) Não existem orbitais  $3d$  no átomo de hidrogênio.

#### 8. (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.*

#### 9. (TFC – 2019 – Inédita)

*Faça a configuração eletrônica dos seguintes elementos:*

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

#### 10. (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.*

#### 11. (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.*

## 12. (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.*

**Na minha pesquisa, eu identifiquei apenas uma questão do Colégio Naval sobre Modelos Atômicos.**

**Depois dessa bateria, teremos uma lista de questões de outras escolas militares. As questões da EAM tendem a ser bem tranquilas, do mesmo nível da questão que trabalhamos nessa aula do Colégio Naval.**

**O ESPCEX cobra um nível um pouco mais alto. Vale ressaltar que as provas do Colégio Naval de Química tendem a ser de um nível de dificuldade próximo da ESPCEX, porém, com um edital mais limitado. Portanto, eu sugiro que você se baseie por essas questões no seu estudo.**

**No final, temos algumas questões do ITA, que são mais avançadas, mas ainda dentro do que pode fazer sentido para a sua preparação.**

## 13. (Colégio Naval – 2017)

*O elemento químico Al (alumínio), largamente utilizado em utensílios domésticos, tem número atômico 13, número de massa 27 e seu íon  $Al^{3+}$  é muito utilizado no solo. Assinale a opção que apresenta, respectivamente, o número de prótons, elétrons e nêutrons presentes no íon  $Al^{3+}$ .*

- a) *13, 10, 14.*
- b) *10, 10, 14.*



- c) 13, 13, 27.
- d) 10, 10, 27.
- e) 13, 16, 14.

**14. (CPAEM – 2016)**

Com relação à estrutura fundamental conhecida do átomo, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) eletrosfera é o nome dado à região onde estão os elétrons.
- b) encontramos prótons e elétrons no núcleo neutro de um átomo.
- c) o núcleo é a região central do átomo.
- d) prótons e elétrons possuem cargas elétricas opostas.
- e) os prótons têm carga positiva.

**15. (CPAEM – 2014)**

Alguns elementos químicos artificiais não têm aplicação no dia a dia, contudo sua produção ajuda a entender melhor a estrutura dos átomos. Um dos últimos elementos químicos artificiais foi produzido em laboratório por cientistas. Para tanto eles usaram um acelerador de partícula que lançou núcleos de plutônio para produzir um átomo com 114 prótons e 175 nêutrons. Sendo assim, pode-se afirmar que o número:

- a) atômico desse novo elemento é 114.
- b) atômico desse novo elemento e 175.
- c) de massa desse novo elemento e 114.
- d) de massa desse novo elemento e 175.
- e) atômico desse novo elemento e 289.

**16. (CPAEM – 2012)**

Sabe-se que "(...) a ideia de órbitas definidas para os elétrons não é mais aceita. Entretanto, o modelo atômico de Rutherford-Bohr continua sendo útil, pois permite a identificação dos elétrons, informa sobre sua distribuição na eletrosfera e facilita a visualização das interações entre os átomos. (...) Nesse modelo, os níveis de energia são representados como anéis



concêntricos ao núcleo, as camadas eletrônicas ou níveis de energia. (...) Cada uma das camadas eletrônicas comporta um número máximo de elétrons.”

(CRUZ, Daniel. **Tudo é Ciência**: 9º ano. 2. Ed. São Paulo: Ática, 2007, p. 215.)

Observe a tabela abaixo.

K	L	M	N	O	P	Q
2		18		32		2

Assinale a opção que possui os números de elétrons que completam corretamente as lacunas na ordem apresentada na tabela.

- a) 8, 32, 18
- b) 8, 18, 8
- c) 18, 32, 18
- d) 8, 32, 32
- e) 18, 32, 8

**17. (CPAEM – 2012)**

Quantos prótons ( $p$ ), nêutrons ( $n$ ) e elétrons ( $e$ ) estão presentes em um isótopo  $^{99}_{42}\text{Mo}$ ?

- a) 42 p, 99 n, 42 e
- b) 42 p, 57 n, 42 e
- c) 42 p, 57 n, 99 e
- d) 57 p, 42 n, 99 e
- e) 99 p, 42 n, 42 e

**18. (CPAEM – 2012)**

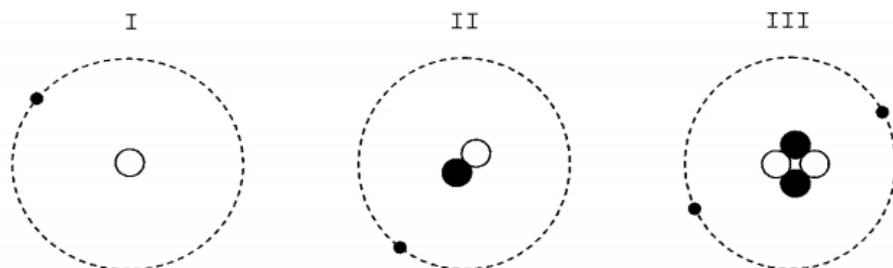
Qual das seguintes distribuições eletrônicas em camadas corresponde à configuração de um elemento de transição?

- a) 2 – 1
- b) 2 – 2
- c) 2 – 8 – 2
- d) 2 – 8 – 8 – 2
- e) 2 – 8 – 18 – 2



### 19. (CPAEM – 2009)

Observe a representação abaixo.



Em Química, o que identifica o número atômico de um átomo é a quantidade de prótons no núcleo. Nas figuras apresentadas, tem-se a representação dos átomos de alguns elementos químicos: os prótons estão representados por bolinhas brancas, os nêutrons por bolinhas pretas, e os elétrons por pequenos pontos.

Em relação a essas representações, é INCORRETO afirmar que em:

- a) I, II e III, estão representados dois elementos químicos.
- b) I e II, estão representados isótopos de um mesmo elemento químico.
- c) III, está representado um elemento químico de número atômico 4.
- d) III, está representado um elemento químico de massa atômica 4.
- e) II, está representado um elemento químico de número atômico 1.

### 20. (CPAEM – 2012)

Considere os átomos genéricos abaixo.



Assinale a opção em que os átomos são isótopos.

- a) X e Y
- b) X e Z
- c) Y e Z
- d) Y e W



e) Z e W

**21. (ESPCEX – 2019)**

Considerando a distribuição eletrônica do átomo de bismuto ( $^{83}\text{Bi}$ ) no seu estado fundamental, conforme o diagrama de Linus Pauling, pode-se afirmar que seu subnível mais energético e o período em que se encontra na tabela periódica são, respectivamente:

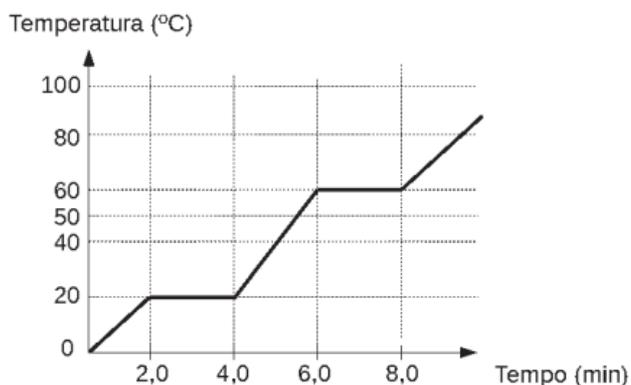
- a)  $5d^5$  e 5º período
- b)  $5d^9$  e 6º período
- c)  $6s^2$  e 6º período
- d)  $6p^5$  e 5º período
- e)  $6p^3$  e 6º período

**22. (ESPCEX – 2017)**

“Sempre que uma substância muda de fase de agregação, a temperatura permanece constante enquanto a mudança se processa, desde que a pressão permaneça constante.”

FONSECA, Martha Reis Marques da, Química Geral, São Paulo: Ed FTD, 2007, pág 41.

O gráfico abaixo representa a mudança de fase de agregação de uma substância pura com o passar do tempo, em função da variação de temperatura, observada ao se aquecer uma substância X durante algum tempo, sob pressão constante.



**Gráfico Ilustrativo**



Tomando-se como base o gráfico, analise as seguintes afirmativas: I – entre 0 °C e 19 °C, a substância X encontra-se na fase sólida;

II – o intervalo de 2,0 min a 4,0 min corresponde à condensação da substância X;

III – a temperatura de 60 °C corresponde à temperatura de ebulição da substância X;

IV – no intervalo de 40 °C a 50 °C, a substância X encontra-se na fase líquida.

Estão corretas apenas as afirmativas:

a) I e II.

b) II e IV.

c) I, II e III.

d) II, III e IV.

e) I, III e IV.

### 23. (ESPCEX – 2017)

Quando um átomo, ou um grupo de átomos, perde a neutralidade elétrica, passa a ser denominado de íon. Sendo assim, o íon é formado quando o átomo (ou grupo de átomos) ganha ou perde elétrons. Logicamente, esse fato interfere na distribuição eletrônica da espécie química. Todavia, várias espécies químicas podem possuir a mesma distribuição eletrônica. Considere as espécies químicas listadas na tabela a seguir:

I	II	III	IV	V	VI
${}_{20}\text{Ca}^{2+}$	${}_{16}\text{S}^{2-}$	${}_{9}\text{F}^{1-}$	${}_{17}\text{Cl}^{1-}$	${}_{38}\text{Sr}^{2+}$	${}_{24}\text{Cr}^{3+}$

A distribuição eletrônica  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$  (segundo o Diagrama de Linus Pauling) pode corresponder, apenas, à distribuição eletrônica das espécies:

a) I, II, III e VI.

b) II, III, IV e V.

c) III, IV e V.

d) I, II e IV.

e) I, V e VI.

### 24. (ESPCEX – 2016)



Munições traçantes são aquelas que possuem um projétil especial, contendo uma carga pirotécnica em sua retaguarda. Essa carga pirotécnica, após o tiro, é ignificada, gerando um traço de luz colorido, permitindo a visualização de tiros noturnos a olho nu. Essa carga pirotécnica é uma mistura química que pode possuir, dentre vários ingredientes, sais cujos íons emitem radiação de cor característica associada ao traço luminoso.

Um tipo de munição traçante usada por um exército possui na sua composição química uma determinada substância, cuja espécie química ocasiona um traço de cor correspondente bastante característico.

Com relação à espécie química componente da munição desse exército sabe-se:

I) A representação do elemento químico do átomo da espécie responsável pela coloração pertence à família dos metais alcalinos-terrosos da tabela periódica.

II) O átomo da espécie responsável pela coloração do traço possui massa de 137 u e número de nêutrons 81.

Sabe-se também que uma das espécies apresentadas na tabela do item III (que mostra a relação de cor emitida característica conforme a espécie química e sua distribuição eletrônica) é a responsável pela cor do traço da munição desse exército.

III) Tabela com espécies químicas, suas distribuições eletrônicas e colorações características:

Sal	Espécie Química	Distribuição eletrônica da espécie química no estado fundamental	Coloração Característica
Cloreto de Cálcio	Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	vermelha-alaranjada
Cloreto de Bário	Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	verde
Nitrato de Estrôncio	Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	vermelha
Cloreto de Cobre (II)	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	azul
Nitrato de Magnésio	Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	branca

Considerando os dados contidos, nos itens I e II, atrelados às informações da tabela do item III, a munição traçante, descrita acima, empregada por esse exército possui traço de coloração:

- a) vermelha-alaranjada.
- b) verde.
- c) vermelha.

- d) azul.
- e) branca.

**25. (TFC – Inédita)**

*O isótopo mais abundante do magnésio, cujo número atômico é igual a 12, na natureza tem número de massa igual a 24. Sabendo que, na maioria dos seus compostos, o magnésio forma íon  $Mg^{2+}$ , assinale a alternativa que indica o número de prótons, de nêutrons e de elétrons, respectivamente, presentes nesse íon:*

- a) 12, 12 e 10.
- b) 12, 12 e 12.
- c) 12, 24 e 10.
- d) 14, 12 e 2.
- e) 14, 24 e 2.

**26. (ESPCEX – 2016 – adaptada)**

*São dadas as seguintes afirmativas:*

*I – Joseph J. Thomson, em seu modelo atômico, descrevia o átomo como uma estrutura na qual a carga positiva permanecia no centro, constituindo o núcleo, enquanto as cargas negativas giravam em torno desse núcleo;*

*II – um átomo, no estado fundamental, que possui 20 elétrons na sua eletrosfera, ao perder dois elétrons, gerará um cátion bivalente correspondente, com configuração eletrônica – segundo o diagrama de Linus Pauling – igual a  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;*

*Das afirmações feitas, utilizando os dados acima, estão corretas apenas: a) Nenhuma das afirmações.*

- b) Apenas I.
- c) Apenas II.
- d) I e II.

**27. (ESPCEX – 2010)**

*Considere as seguintes afirmações:*



I - A configuração eletrônica, segundo o diagrama de Linus Pauling, do ânion trivalente de nitrogênio ( ${}^3\text{N}^{3-}$ ), que se origina do átomo nitrogênio, é  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

II - Num mesmo átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais. III - O íon  ${}^{39}_{19}\text{K}^+$  possui 19 nêutrons.

IV - Os íons  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$  do elemento químico ferro diferem somente quanto ao número de prótons. Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

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

## 28. (ESPCEX – 2010)

A distribuição eletrônica do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental, segundo o diagrama de Linus Pauling, em ordem energética, é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .

Sobre esse átomo, considere as seguintes afirmações:

I - O número atômico do ferro (Fe) é 26.

II - O nível/subnível  $3d^6$  contém os elétrons mais energéticos do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental.

III - O átomo de ferro (Fe), no nível/subnível  $3d^6$ , possui 3 elétrons desemparelhados, no estado fundamental.

IV - O átomo de ferro (Fe) possui 2 elétrons de valência no nível 4 ( $4s^2$ ), no estado fundamental.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

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

## 29. (ESPCEX – 2010)



Considere três átomos cujos símbolos são M, X e Z, e que estão nos seus estados fundamentais. Os átomos M e Z são isótopos, isto é, pertencem ao mesmo elemento químico; os átomos X e Z são isóbaros e os átomos M e X são isótonos. Sabendo que o átomo M tem 23 prótons e número de massa 45 e que o átomo Z tem 20 nêutrons, então os números quânticos do elétron mais energético do átomo X são:

**Obs.:** Adote a convenção de que o primeiro elétron a ocupar um orbital possui o número quântico de spin igual a  $-\frac{1}{2}$ .

- a)  $n = 3; \ell = 0; m = 2; s = -1/2$ .
- b)  $n = 3; \ell = 2; m = 0; s = -1/2$
- c)  $n = 3; \ell = 2; m = -2; s = -1/2$
- d)  $n = 3; \ell = 2; m = -2; s = 1/2$
- e)  $n = 4; \ell = 1; m = 0; s = -1/2$

### 30. (ESPCEX – 2010)

Considere as seguintes afirmações, referentes à evolução dos modelos atômicos:

I - No modelo de Dalton, o átomo é dividido em prótons e elétrons.

II - No modelo de Rutherford, os átomos são constituídos por um núcleo muito pequeno e denso e carregado positivamente. Ao redor do núcleo estão distribuídos os elétrons, como planetas em torno do Sol.

III - O físico inglês Thomson afirma, em seu modelo atômico, que um elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um quantum (fóton) de energia.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

- a) apenas III.
- b) apenas I e II.
- c) apenas II e III.
- d) apenas II.
- e) todas.

### 31. (ESPCEX – 2009 – adaptada)

Considere as seguintes afirmações:



I) O último nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons.

II) No estado fundamental, o átomo de fósforo possui três elétrons desemparelhados.

III) A configuração eletrônica  $1s^2 2s^1 2p^1x 2p^1y 2p^1z$ , representa um estado ativado (ou excitado) do átomo de carbono.

DADOS:

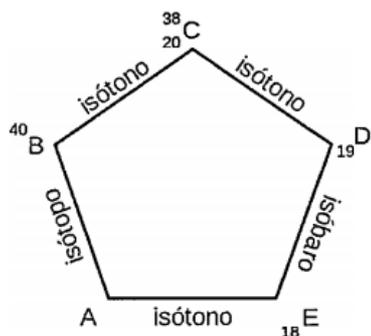
Elemento Químico	C(Carbono)	F(Flúor)	P(Fósforo)	N(Nitrogênio)
Número Atômico	Z=6	Z=9	Z=15	Z=7

Das afirmações feitas, estão corretas:

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

### 32. (ESPCEX – 2009)

Considere as relações entre os átomos genéricos abaixo.

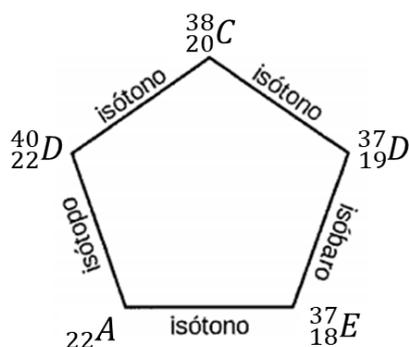


Os números atômico e de massa de A são, respectivamente:

- a) 40 e 18
- b) 42 e 20
- c) 41 e 22



- d) 38 e 19
- e) 39 e 21



**33. (Marinha – CAP – 2018 – Técnico em Química)**

O ferro é um elemento químico indispensável para a fabricação do aço e, conseqüentemente, é o metal mais utilizado dentre todos os metais. Sendo assim, assinale a opção que apresenta a configuração eletrônica do ferro no estado fundamental.

**Dado:** Número atômico = 26

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

**34. (Marinha – CAP – 2017 – Técnico em Química)**

O número atômico (Z) e o número de massa (A) de um íon monoatômico com carga +3 que contém 10 elétrons e 14 nêutrons são, respectivamente:

- a) 13 e 27
- b) 24 e 21
- c) 14 e 24
- d) 13 e 24
- e) 4 e 27

**35. (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.

**36. (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.



## 5. Gabarito

- |  |       |
|--|-------|
| 1. E   | 18. E |
| 2. E   | 19. C |
| 3. E   | 20. B |
| 4. D   | 21. E |
| 5. a) isótopos; b) isóbaros; c) isóbaros;<br>d) isótonos; e) nenhum                        | 22. E |
| 6. a) $^{126}_{54}\text{Xe}$ com 72 nêutrons; b)<br>$^{128}_{54}\text{Xe}$ com 74 nêutrons | 23. D |
| 7. C   | 24. B |
| 8. E   | 25. A |
| 9. discursiva  | 26. C |
| 10. D  | 27. A |
| 11. D  | 28. D |
| 12. E  | 29. C |
| 13. A  | 30. D |
| 14. B  | 31. E |
| 15. A  | 32. C |
| 16. A  | 33. B |
| 17. B  | 34. A |
|  | 35. D |
|  | 36. A |



## 5. Lista de Questões do Colégio Naval Comentadas

Na minha pesquisa, eu identifiquei apenas uma questão do Colégio Naval sobre Modelos Atômicos.

Depois dessa bateria, teremos uma lista de questões de outras escolas militares. As questões da EAM tendem a ser bem tranquilas, do mesmo nível da questão que trabalhamos nessa aula do Colégio Naval.

O ESPCEX cobra um nível um pouco mais alto. Vale ressaltar que as provas do Colégio Naval de Química tendem a ser de um nível de dificuldade próximo da ESPCEX, porém, com um edital mais limitado. Portanto, eu sugiro que você se baseie por essas questões no seu estudo.

No final, temos algumas questões do ITA, que são mais avançadas, mas ainda dentro do que pode fazer sentido para a sua preparação.

### 13. (Colégio Naval – 2017)

O elemento químico Al (alumínio), largamente utilizado em utensílios domésticos, tem número atômico 13, número de massa 27 e seu íon  $\text{Al}^{3+}$  é muito utilizado no solo. Assinale a opção que apresenta, respectivamente, o número de prótons, elétrons e nêutrons presentes no íon  $\text{Al}^{3+}$ .

- a) 13, 10, 14.
- b) 10, 10, 14.
- c) 13, 13, 27.
- d) 10, 10, 27.
- e) 13, 16, 14.

Comentado [P11]:

### Comentários

O número de prótons é o próprio número atômico. Portanto,  $p = 13$ .

O número de elétrons pode ser obtido pela carga do íon. Considerando que o íon tem carga +3, isso significa que ele tem 3 prótons a mais. Assim, o íon possui apenas 10 elétrons.

O número de nêutrons pode ser obtido pela diferença entre o número de massa e o número atômico.



$$n = A - p = 27 - 13 = 14$$

Portanto, são 13 prótons, 10 elétrons e 14 nêutrons.

**Gabarito: A**

---

## 6. Lista de Questões Comentadas de outras Escolas Militares

### 14. (CPAEAM – 2016)

Com relação à estrutura fundamental conhecida do átomo, é INCORRETO afirmar que:

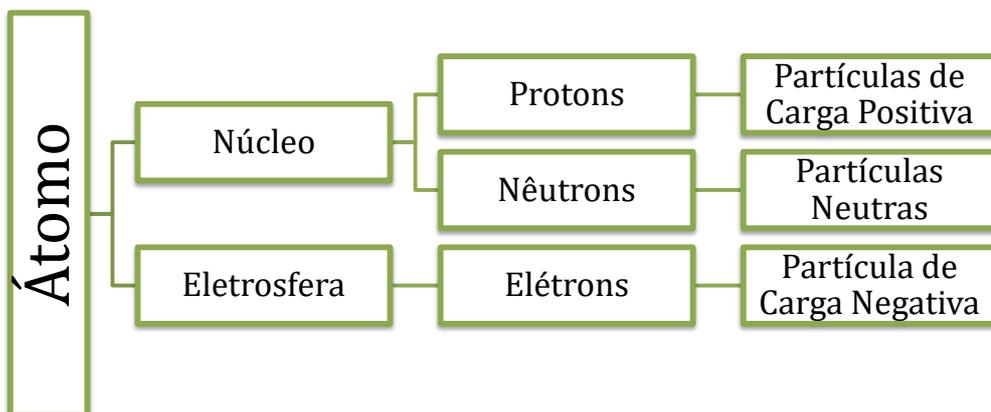
- a) eletrosfera é o nome dado à região onde estão os elétrons.
- b) encontramos prótons e elétrons no núcleo neutro de um átomo.
- c) o núcleo é a região central do átomo.
- d) prótons e elétrons possuem cargas elétricas opostas.
- e) os prótons têm carga positiva.

#### Comentários

O enunciado exagerou ao falar em “estrutura conhecida” para o átomo, tendo em vista que temos, atualmente, no máximo, modelos atômicos.

Porém, considerando o modelo atômico atual, podemos dizer que:





Com base nisso, podemos analisar as alternativas propostas no enunciado.

- a) Sim. Na eletrosfera, localizam-se os elétrons. Afirmação correta.
- b) O núcleo é formado por prótons e nêutrons, não por elétrons. Afirmação incorreta.
- c) O núcleo é a região central do átomo que concentra a maior parte de sua massa. Afirmação correta.
- d) Os prótons têm carga positiva e os elétrons têm carga negativa. Afirmação correta.
- e) Como falado no item D, a afirmação está correta.

**Gabarito: B**

#### 15. (CPAEM – 2014)

Alguns elementos químicos artificiais não têm aplicação no dia a dia, contudo sua produção ajuda a entender melhor a estrutura dos átomos. Um dos últimos elementos químicos artificiais foi produzido em laboratório por cientistas. Para tanto eles usaram um acelerador de partícula que lançou núcleos de plutônio para produzir um átomo com 114 prótons e 175 nêutrons. Sendo assim, pode-se afirmar que o número:

- a) atômico desse novo elemento é 114.
- b) atômico desse novo elemento e 175.
- c) de massa desse novo elemento e 114.

- d) de massa desse novo elemento e 175.  
e) atômico desse novo elemento e 289.

### Comentários

Vamos analisar as afirmações propostas, considerando as definições:

- **Número Atômico:** é o número de prótons;
- **Número de Massa:** é a soma do número de prótons com o número de nêutrons

Logo, o número atômico elemento é igual a 114. Seu número de massa é:

$$A = 114 + 175 = 289$$

Portanto, a letra A é o nosso gabarito.

- a) Afirmação correta.  
b) O número atômico é 114. Afirmação errada.  
c) O número de massa é 289. Afirmação errada.  
d) O número de massa é 289. Afirmação errada.  
e) O número atômico é 114. Afirmação errada.

### Gabarito: A

### 16. (CPAEM – 2012)

Sabe-se que "(...) a ideia de órbitas definidas para os elétrons não é mais aceita. Entretanto, o modelo atômico de Rutherford-Bohr continua sendo útil, pois permite a identificação dos elétrons, informa sobre sua distribuição na eletrosfera e facilita a visualização das interações entre os átomos. (...) Nesse modelo, os níveis de energia são representados como anéis concêntricos ao núcleo, as camadas eletrônicas ou níveis de energia. (...) Cada uma das camadas eletrônicas comporta um número máximo de elétrons."

(CRUZ, Daniel. **Tudo é Ciência**: 9º ano. 2. Ed. São Paulo: Ática, 2007, p. 215.)

Observe a tabela abaixo.

K	L	M	N	O	P	Q
2		18		32		2

Assinale a opção que possui os números de elétrons que completam corretamente as lacunas na ordem apresentada na tabela.

- a) 8, 32, 18
- b) 8, 18, 8
- c) 18, 32, 18
- d) 8, 32, 32
- e) 18, 32, 8

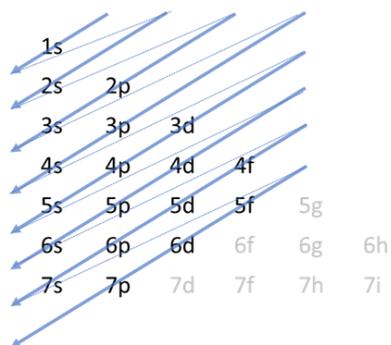
### Comentários

A questão cobrou uma forma de distribuição de elétrons bastante superada. O aluno poderia saber a distribuição por camadas.

Nível	Camada	Número de Elétrons
1	K	2
2	L	?
3	M	18
4	N	?
5	O	32
6	P	?
7	Q	2

Observando que a camada Q foi preenchida com apenas dois elétrons, o que indica que a distribuição eletrônica não atingiu o subnível **7p**. Olhando para o Diagrama de Linus Pauling.





Vamos pegar cada nível de energia e os seus subníveis que são preenchidos **antes do orbital 7p**, que é o limite dessa distribuição eletrônica.

Nível	Camada	Subníveis	Elétrons
2	L	2s, 2p	$2s^2 2p^6 \therefore e = 2 + 6 = 8$
4	N	4s, 4p, 4d, 4f	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} \therefore e = 2 + 6 + 10 + 14 = 32$
6	P	6s, 6p, 6d	$6s^2 6p^6 6d^{10} \therefore e = 2 + 6 + 10 = 18$

Observe que a camada P pode conter os subníveis 6f, 6g e 6h. Porém, esses subníveis não são necessários para a distribuição eletrônica pedida, pois eles são mais energéticos que o subnível **7p**. Logo, a distribuição na camada P só vai mesmo até **6d**.

**Gabarito: A**

17. (CPAEM – 2012)

Quantos prótons (p), nêutrons (n) e elétrons (e) estão presentes em um isótopo  $^{99}_{42}\text{Mo}$ ?

- a) 42 p, 99 n, 42 e
- b) 42 p, 57 n, 42 e

- c) 42 p, 57 n, 99 e
- d) 57 p, 42 n, 99 e
- e) 99 p, 42 n, 42 e

### Comentários

Vamos nos lembrar das importantes definições:

- **Número Atômico:** é o número de prótons;
- **Número de Massa:** é a soma do número de prótons com o número de nêutrons

O número atômico do isótopo pedido é igual a 42, pois vem escrito no canto inferior esquerdo. O número de massa é igual a 99. Por sua vez, o número de nêutrons pode ser obtido como a diferença entre o número de massa e o número atômico.

$$n = A - p = 99 - 42 = 57$$

Considerando que o átomo é eletricamente neutro, pois não foi fornecida nenhuma carga no enunciado, podemos dizer que o número de elétrons é igual ao número de prótons. Logo, o isótopo apresenta 42 elétrons.

São, portanto, 42 prótons, 57 nêutrons e 42 elétrons.

### Gabarito: B

### 18. (CPAEM – 2012)

Qual das seguintes distribuições eletrônicas em camadas corresponde à configuração de um elemento de transição?

- a) 2 – 1
- b) 2 – 2
- c) 2 – 8 – 2
- d) 2 – 8 – 8 – 2
- e) 2 – 8 – 18 – 2

### Comentários



Um metal de transição deve ter sua configuração eletrônica terminada nos subníveis **d** ou **f**.

Vamos converter, portanto, a configuração em camadas para a configuração em subníveis.

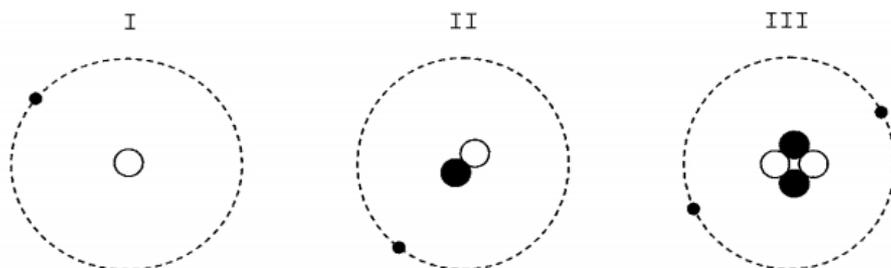
a)	K = 2, L = 1	$1s^2 2s^1$
b)	K = 2, L = 2	$1s^2 2s^2$
c)	K = 2, L = 8, M = 2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
d)	K = 2, L = 8, M = 8, N = 2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
e)	K = 2, L = 8, <b>M = 18</b> , N = 2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

No caso do elemento da letra E, deixamos em negrito a camada M (terceira camada) para mostrar que ela tem 18 elétrons. Observe que o subnível **4s** é menos energético que o subnível **3d**. Portanto, o seu elétron mais energético, de fato, pertence ao subnível **3d**. Portanto, esse elemento é um metal de transição.

**Gabarito: E**

### 19. (CPAEM – 2009)

Observe a representação abaixo.



Em Química, o que identifica o número atômico de um átomo é a quantidade de prótons no núcleo. Nas figuras apresentadas, tem-se a representação dos átomos de alguns elementos químicos: os prótons estão representados por bolinhas brancas, os nêutrons por bolinhas pretas, e os elétrons por pequenos pontos.

Em relação a essas representações, é INCORRETO afirmar que em:

- a) I, II e III, estão representados dois elementos químicos.
- b) I e II, estão representados isótopos de um mesmo elemento químico.
- c) III, está representado um elemento químico de número atômico 4.
- d) III, está representado um elemento químico de massa atômica 4.
- e) II, está representado um elemento químico de número atômico 1.

### Comentários

Vamos fazer a contagem de prótons, nêutrons e elétrons representados nas figuras de I a III.

Figura	Prótons	Nêutrons	Elétrons
I	1	0	1
II	1	1	1
III	2	2	2

Observe que as figuras I e II representam átomos que possuem o mesmo número de prótons, portanto, pertencem ao mesmo elemento químico.

Com base nisso, vamos analisar as afirmações do enunciado.

- a) Sim. Nas Figuras I e II, está representado o elemento químico de número atômico igual a 1 (hidrogênio) e, na Figura III, está representado o elemento químico de número atômico igual a 2 (hélio). Afirmação correta.
- b) I e II possuem o mesmo número de prótons, mas diferem entre si pelo número de nêutrons. Afirmação correta.
- c) Em III, o número atômico é igual a 2, o elemento tem apenas dois prótons. Afirmação incorreta.
- d) O enunciado foi impreciso. Na realidade, o átomo III tem número de massa igual a 4, não massa atômica. Porém, como já temos uma alternativa mais errada. Vamos preferir a letra C.
- e) Como vimos na Tabela, é isso mesmo. O número atômico é igual ao número de prótons. Afirmação correta.

**Gabarito: C**

---

**20. (CPAEAM – 2012)**

Considere os átomos genéricos abaixo.



Assinale a opção em que os átomos são isótopos.

- a) X e Y
- b) X e Z
- c) Y e Z
- d) Y e W
- e) Z e W

**Comentários**

Um par de isótonos deve possuir o mesmo número atômico. Como normalmente, o número atômico é colocado no canto inferior esquerdo, temos que X e Z são isótopos, porque possuem o mesmo número atômico igual a 19.

**Gabarito: B**

---

**21. (ESPCEX – 2019)**

Considerando a distribuição eletrônica do átomo de bismuto ( ${}^{83}\text{Bi}$ ) no seu estado fundamental, conforme o diagrama de Linus Pauling, pode-se afirmar que seu subnível mais energético e o período em que se encontra na tabela periódica são, respectivamente:

- a)  $5d^5$  e 5º período
- b)  $5d^9$  e 6º período
- c)  $6s^2$  e 6º período



d)  $6p^5$  e 5º período

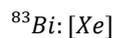
e)  $6p^3$  e 6º período

### Comentários

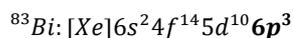
Uma regra que facilita muito a sua vida é decorar o número de elétrons dos gases nobres.

Gás Nobre	Símbolo	Número Atômico
Hélio	He	2
Neônio	Ne	10
Argônio	Ar	18
Criptônio	Kr	36
Xenônio	Xe	54
Radônio	Rn	86

Com base nisso, podemos encontrar facilmente a configuração eletrônica do bismuto com base no gás nobre anterior, que é o xenônio, que possui 54 elétrons.

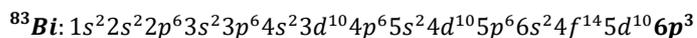


Como o xenônio possui 54 elétrons, faltam ainda 29 elétrons para serem preenchidos. Devemos que o xenônio é o gás nobre do quinto período, portanto sua configuração termina em  $5p^6$ . Logo, os próximos orbitais a serem preenchidos são o **6s**, **4f**, **5d** e **6p**.

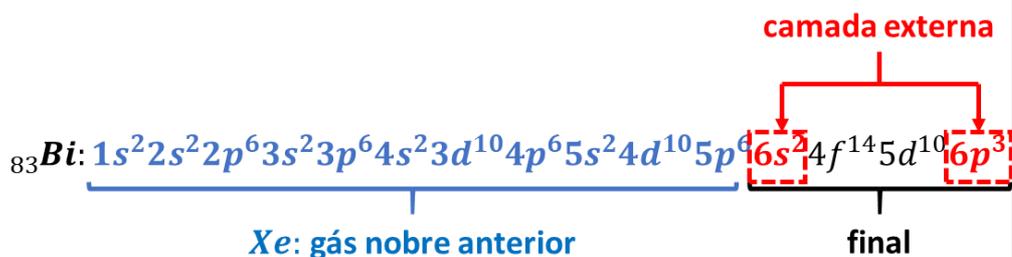


Portanto, a configuração eletrônica do bismuto termina em  $6p^3$  e ele se encontra no 6º período.

Caso o aluno não soubesse decorado o número atômico dos gases nobres, ele poderia fazer cautelosamente a distribuição eletrônica dos 83 elétrons.



Podemos dar um olhar um pouco mais atento à configuração eletrônica do bismuto, observando a separação.



Há ainda uma terceira forma de fazer mais rápida, mas que requer o conhecimento da Tabela Periódica. Poderíamos nos lembrar, por exemplo, da frase que nos ajuda a decorar a família V – A (ou grupo 15).

**V: Na Padaria, Assei Saborosos Biscoitos**

Portanto, o bismuto pertence a essa família. Lembrando-nos que o nitrogênio é do segundo período, temos que:

Período	Família V – A
1º	
2º	N
3º	P
4º	As
5º	Sb
6º	<b>Bi</b>

Sendo assim, o bismuto pertence à família V – A, portanto, ele tem 5 elétrons na camada de valência e pertence ao sexto período.

Logo, sua configuração eletrônica termina em **6s<sup>2</sup>6p<sup>3</sup>**.

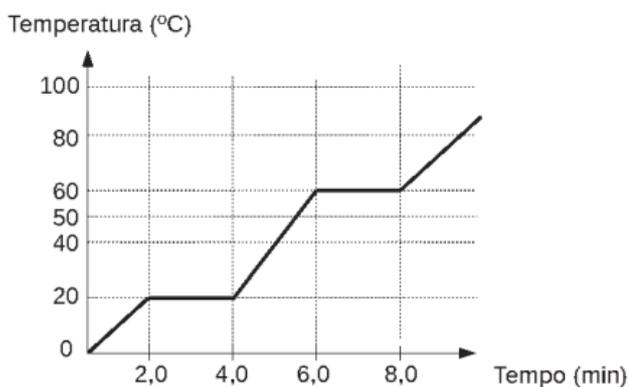
**Gabarito: E**

## 22. (ESPCEX – 2017)

“Sempre que uma substância muda de fase de agregação, a temperatura permanece constante enquanto a mudança se processa, desde que a pressão permaneça constante.”

FONSECA, Martha Reis Marques da, *Química Geral*, São Paulo: Ed FTD, 2007, pág 41.

O gráfico abaixo representa a mudança de fase de agregação de uma substância pura com o passar do tempo, em função da variação de temperatura, observada ao se aquecer uma substância X durante algum tempo, sob pressão constante.



**Gráfico Ilustrativo**

Tomando-se como base o gráfico, analise as seguintes afirmativas:

- I – entre 0 °C e 19 °C, a substância X encontra-se na fase sólida;
- II – o intervalo de 2,0 min a 4,0 min corresponde à condensação da substância X;
- III – a temperatura de 60 °C corresponde à temperatura de ebulição da substância X;
- IV – no intervalo de 40 °C a 50 °C, a substância X encontra-se na fase líquida.

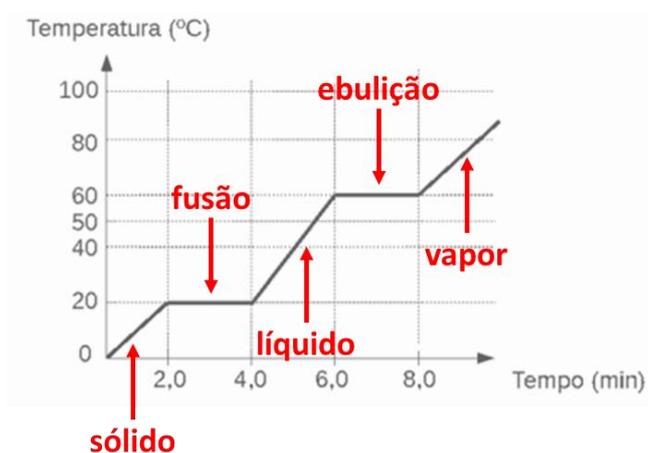
Estão corretas apenas as afirmativas:

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



## Comentários

Observamos uma curva de aquecimento típica de uma substância pura, exibindo duas mudanças de estado, nas quais a temperatura permanece constante. Vamos identificar os estados físicos da substância ao longo da sua curva de aquecimento.



Agora, vamos julgar os itens.

I – De a 0 °C a 19 °C, como vemos, a substância, de fato, está na fase sólida. Afirmação correta.

II – Nesse intervalo, observamos, na realidade, a fusão da substância X. Afirmação errada.

III – Como vemos no gráfico, a ebulição acontece na temperatura constante de 60 °C. Afirmação correta.

IV – A substância permanece no estado líquido acima de 20 °C e abaixo de 60 °C, portanto, a afirmação está correta.

**Gabarito: E**

## 23. (ESPCEX – 2017)

Quando um átomo, ou um grupo de átomos, perde a neutralidade elétrica, passa a ser denominado de íon. Sendo assim, o íon é formado quando o átomo (ou grupo de átomos) ganha ou perde elétrons. Logicamente, esse fato interfere na distribuição eletrônica da espécie química.

Todavia, várias espécies químicas podem possuir a mesma distribuição eletrônica. Considere as espécies químicas listadas na tabela a seguir:

I	II	III	IV	V	VI
${}_{20}\text{Ca}^{2+}$	${}_{16}\text{S}^{2-}$	${}_{9}\text{F}^{-}$	${}_{17}\text{Cl}^{-}$	${}_{38}\text{Sr}^{2+}$	${}_{24}\text{Cr}^{3+}$

A distribuição eletrônica  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$  (segundo o Diagrama de Linus Pauling) pode corresponder, apenas, à distribuição eletrônica das espécies:

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

#### Comentários

A configuração eletrônica citada tem um total de 18 elétrons.

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \therefore N = 2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$$

Dessa forma, vamos determinar o número de elétrons de cada um dos ânions citados.

	Íon	Número Atômico	Número de Elétrons
I	${}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20	18
II	${}_{16}\text{S}^{2-}$	16	18
III	${}_{9}\text{F}^{-}$	9	10
IV	${}_{17}\text{Cl}^{-}$	17	18
V	${}_{38}\text{Sr}^{2+}$	38	36
VI	${}_{24}\text{Cr}^{3+}$	24	21

Portanto, os íons I, II e IV apresentam 18 elétrons. Logo, eles apresentam a configuração eletrônica desejada.

**Gabarito: D**

## 24. (ESPCEX – 2016)

Munições traçantes são aquelas que possuem um projétil especial, contendo uma carga pirotécnica em sua retaguarda. Essa carga pirotécnica, após o tiro, é ignificada, gerando um traço de luz colorido, permitindo a visualização de tiros noturnos a olho nu. Essa carga pirotécnica é uma mistura química que pode possuir, dentre vários ingredientes, sais cujos íons emitem radiação de cor característica associada ao traço luminoso.

Um tipo de munição traçante usada por um exército possui na sua composição química uma determinada substância, cuja espécie química ocasiona um traço de cor correspondente bastante característico.

Com relação à espécie química componente da munição desse exército sabe-se:

I) A representação do elemento químico do átomo da espécie responsável pela coloração pertence à família dos metais alcalinos-terrosos da tabela periódica.

II) O átomo da espécie responsável pela coloração do traço possui massa de 137 u e número de nêutrons 81.

Sabe-se também que uma das espécies apresentadas na tabela do item III (que mostra a relação de cor emitida característica conforme a espécie química e sua distribuição eletrônica) é a responsável pela cor do traço da munição desse exército.

III) Tabela com espécies químicas, suas distribuições eletrônicas e colorações características:

Sal	Espécie Química	Distribuição eletrônica da espécie química no estado fundamental	Coloração Característica
Cloreto de Cálcio	Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	vermelha-alaranjada
Cloreto de Bário	Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	verde
Nitrato de Estrôncio	Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	vermelha
Cloreto de Cobre (II)	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	azul
Nitrato de Magnésio	Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	branca

Considerando os dados contidos, nos itens I e II, atrelados às informações da tabela do item III, a munição traçante, descrita acima, empregada por esse exército possui traço de coloração:

- a) vermelha-alaranjada.
- b) verde.
- c) vermelha.
- d) azul.
- e) branca.

### Comentários

Pela informação II, somos capazes de extrair o número atômico do elemento. O número de massa é igual à soma do número de prótons com o número de nêutrons.

$$A = p + n$$

Portanto, o número de prótons no núcleo pode ser obtido como a diferença entre o número de massa e o número de nêutrons.

$$\therefore p = A - n$$

Agora, vamos calcular o número de prótons do elemento.

$$p = 137 - 81 = 56$$

Agora, vamos obter o número atômico de cada um dos elementos fornecidos na Tabela III a partir de suas configurações eletrônicas no estado fundamental.

Elemento	Distribuição Eletrônica	Número de Elétrons	Coloração
Cálcio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	20	Vermelho-alaranjada
Bário	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	56	Verde
Estrôncio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	38	Vermelha
Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	29	Azul
Magnésio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	12	Branca

Sendo assim, o elemento usado na munição é o bário, que possui coloração verde.

**Gabarito: B**

---

**25. (TFC – Inédita)**

O isótopo mais abundante do magnésio, cujo número atômico é igual a 12, na natureza tem número de massa igual a 24. Sabendo que, na maioria dos seus compostos, o magnésio forma íon  $Mg^{2+}$ , assinale a alternativa que indica o número de prótons, de nêutrons e de elétrons, respectivamente, presentes nesse íon:

- a) 12, 12 e 10.
- b) 12, 12 e 12.
- c) 12, 24 e 10.
- d) 14, 12 e 2.
- e) 14, 24 e 2.

**Comentários**

O número de prótons é, por definição, o número atômico. Assim, o íon citado tem 12 prótons.

O número de nêutrons pode ser extraído de seu número de massa, observando que é a diferença entre o número de massa e o número atômico.

$$n = A - p = 24 - 12 = 12$$

Considerando que a carga do íon é igual a +2, isso significa que ele tem 2 prótons a mais que o número de elétrons. Portanto, ele apresenta 10 elétrons.

**Gabarito: A**

---

**26. (ESPCEX – 2016 – adaptada)**

São dadas as seguintes afirmativas:



I – Joseph J. Thomson, em seu modelo atômico, descrevia o átomo como uma estrutura na qual a carga positiva permanecia no centro, constituindo o núcleo, enquanto as cargas negativas giravam em torno desse núcleo;

II – um átomo, no estado fundamental, que possui 20 elétrons na sua eletrosfera, ao perder dois elétrons, gerará um cátion bivalente correspondente, com configuração eletrônica – segundo o diagrama de Linus Pauling – igual a  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ;

Das afirmações feitas, utilizando os dados acima, estão corretas apenas:

a) Nenhuma das afirmações.

b) Apenas I.

c) Apenas II.

d) I e II.

#### Comentários

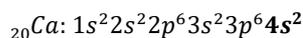
Vamos analisar as afirmações fornecidas no enunciado.

I – O modelo atômico de Thomson deve ser lembrado como o “pudim de passas” ou “pudim de ameixas”.

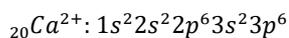
Thomson descreveu o átomo como uma massa positiva com elétrons incrustados. Para Thomson, os elétrons estariam incrustados, e não girando em torno da carga positiva.

Além disso, Thomson não descreveu o conceito do núcleo. Para ele, a massa do átomo seria uniformemente distribuída. Portanto, a afirmação está errada.

II – Vamos fazer a distribuição eletrônica do átomo citado, que, na realidade, é o cálcio.



Para obter a configuração do íon bivalente, retiramos os dois elétrons da camada externa.



Logo, a afirmação está correta.

#### Gabarito: C

#### 27. (ESPCEX – 2010)



Considere as seguintes afirmações:

I - A configuração eletrônica, segundo o diagrama de Linus Pauling, do ânion trivalente de nitrogênio ( ${}_{7}\text{N}^{3-}$ ), que se origina do átomo nitrogênio, é  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

II - Num mesmo átomo, não existem dois elétrons com os quatro números quânticos iguais.

III - O íon  ${}^{39}_{19}\text{K}^+$  possui 19 nêutrons.

IV - Os íons  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$  do elemento químico ferro diferem somente quanto ao número de prótons.

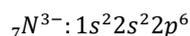
Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

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

#### Comentários

Vamos analisar as afirmações fornecidas no enunciado.

I – O nitrogênio tem 7 prótons. Logo, o ânion com 3 cargas negativas terá 10 elétrons. Portanto, sua configuração eletrônica, seguindo o diagrama de Pauling é:



Afirmação correta.

II – Exatamente isso. Perfeita definição do Princípio da Exclusão de Linus Pauling. Afirmação correta.

III – O íon citado tem 19 prótons – lembre-se que o número atômico geralmente vem indicado no canto inferior esquerdo do elemento. O seu número de massa é igual a 39. Portanto, podemos calcular o número de nêutrons pela diferença entre o número de massa e o número atômico.

$$n = A - p = 39 - 19 = 20$$

Portanto, o íon citado tem 20 nêutrons. Afirmação errada.

IV – Os íons diferem pelo número de elétrons. Como pertencem ao mesmo elemento químico (ferro), eles devem possuir o mesmo número de prótons. Afirmação errada.

Portanto, as afirmações I e II estão corretas.

**Gabarito: A**

## 28. (ESPCEX – 2010)

A distribuição eletrônica do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental, segundo o diagrama de Linus Pauling, em ordem energética, é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .

Sobre esse átomo, considere as seguintes afirmações:

- I - O número atômico do ferro (Fe) é 26.
- II - O nível/subnível  $3d^6$  contém os elétrons mais energéticos do átomo de ferro (Fe), no estado fundamental.
- III - O átomo de ferro (Fe), no nível/subnível  $3d^6$ , possui 3 elétrons desemparelhados, no estado fundamental.
- IV - O átomo de ferro (Fe) possui 2 elétrons de valência no nível 4 ( $4s^2$ ), no estado fundamental.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

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

### Comentários

Vamos analisar as afirmações fornecidas no enunciado.

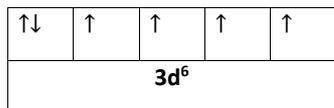
I – Como foi fornecida a configuração eletrônica no estado fundamental, o número atômico é igual ao número de elétrons. Afirmação correta.

$$Fe: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \therefore Z = e = 2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 6 = 26$$

II – De fato, os elétrons do subnível **3d** são mais energético do que o subnível **4s**. Cuidado para não confundir a definição de subnível mais energético com subnível mais externo. Afirmação correta.

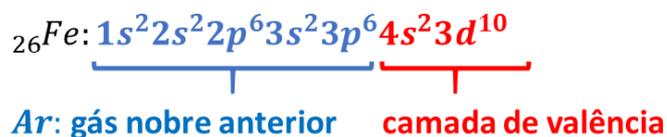


III – Como são 6 elétrons, é impossível que o número de elétrons desemparelhados seja ímpar. Portanto, a afirmação está, de cara, errada. Porém, podemos fazer a configuração eletrônica do ferro.



Concluimos, portanto, que o elemento possui 4 elétrons desemparelhados no estado fundamental. Afirmação errada.

IV – De fato, a camada de valência inclui os elétrons do 4s.



Afirmação correta.

**Gabarito: D**

### 29. (ESPCEX – 2010)

Considere três átomos cujos símbolos são M, X e Z, e que estão nos seus estados fundamentais. Os átomos M e Z são isótopos, isto é, pertencem ao mesmo elemento químico; os átomos X e Z são isóbaros e os átomos M e X são isótonos. Sabendo que o átomo M tem 23 prótons e número de massa 45 e que o átomo Z tem 20 nêutrons, então os números quânticos do elétron mais energético do átomo X são:

**Obs.:** Adote a convenção de que o primeiro elétron a ocupar um orbital possui o número quântico de spin igual a  $-\frac{1}{2}$ .

- a)  $n = 3; \ell = 0; m = 2; s = -1/2$ .
- b)  $n = 3; \ell = 2; m = 0; s = -1/2$
- c)  $n = 3; \ell = 2; m = -2; s = -1/2$
- d)  $n = 3; \ell = 2; m = -2; s = 1/2$
- e)  $n = 4; \ell = 1; m = 0; s = -1/2$

### Comentários

Pelas informações do enunciado, o átomo M é  ${}_{23}^{45}\text{M}$ . Logo, N possui 22 nêutrons, já que o número de nêutrons é a diferença entre o número de massa e o número atômico.

M e Z são isótopos, portanto, possuem o mesmo número atômico. Logo, o número atômico de Z é igual a 23. Considerando que ele têm 20 nêutrons, temos que seu número de massa é:

$$A_Z = 23 + 20 = 43$$

Como X e Z são isóbaros, concluímos que o número de massa de X é igual a 43.

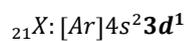
Como X e M são isótonos, concluímos que X possui o mesmo número de nêutrons que M, ou seja, X possui 22 nêutrons. Logo, o número atômico de X é:

$$p_X = 43 - 22 = 21$$

Com base no seu número atômico, vamos fazer sua distribuição eletrônica, o que pode ser bastante facilitado, se o número se lembrar do número de elétrons dos gases nobres.

Gás Nobre	Símbolo	Número Atômico	Termina em
Hélio	He	2	$1s^2$
Neônio	Ne	10	$2s^2 2p^6$
Argônio	Ar	18	$3s^2 3p^6$
Criptônio	Kr	36	$4s^2 4p^6$
Xenônio	Xe	54	$5s^2 5p^6$
Radônio	Rn	86	$6s^2 6p^6$

Sabendo que o argônio tem 18 elétrons e que termina em  $3p^6$ , fica fácil fazer a distribuição eletrônica de X.



O elétron mais energético de X é o elétron que pertence ao subnível **3d**. Lembre-se que o subnível **4s** é o mais externo, porém, não é o mais energético.

O subnível **3d** é caracterizado pelo número quânticos:

- **Principal:**  $n = 3$ , pois está no terceiro nível;
- **Secundário:**  $\ell = 2$ , pois é um subnível **d**;

Não custa relembrar os números quânticos secundários associados a cada tipo de subnível.

Tipo	$\ell$
s	0
p	1
d	2
f	3

Agora, vamos aos números quânticos magnético e de spin. Vamos fazer a distribuição eletrônica no subnível mais energético.

	↑				
<b>m</b>	-2	-1	0	1	2

**3d<sup>1</sup>**

Como visto na distribuição acima, o elétron mais externo está no magnético ( $m = -2$ ) e possui número de spin  $-1/2$ , por força da convenção pedida no enunciado.

Portanto, o conjunto de números quânticos correto é:

$$n = 3; \ell = 2; m = -2; s = -1/2$$

**Gabarito: C**

### 30. (ESPCEX – 2010)

Considere as seguintes afirmações, referentes à evolução dos modelos atômicos:

I - No modelo de Dalton, o átomo é dividido em prótons e elétrons.

II - No modelo de Rutherford, os átomos são constituídos por um núcleo muito pequeno e denso e carregado positivamente. Ao redor do núcleo estão distribuídos os elétrons, como planetas em torno do Sol.

III - O físico inglês Thomson afirma, em seu modelo atômico, que um elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um quantum (fóton) de energia.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s):

- a) apenas III.
- b) apenas I e II.
- c) apenas II e III.
- d) apenas II.
- e) todas.

#### Comentários

Vamos analisar as afirmações do enunciado.

I – Segundo o modelo atômico de Dalton, o átomo é indivisível. Portanto, não há que se falar em prótons e elétrons. Afirmação errada.

II – O modelo atômico de Rutherford é conhecido também como modelo planetário, em virtude de se basear em um núcleo muito pequeno com carga positiva e elétrons girando em torno dele. Afirmação correta.

III – Esse conceito foi apresentado por Planck e foi incorporado ao Modelo Atômico de Bohr. Para Thomson, o atômico era formado por uma massa positiva com elétrons incrustados. Afirmação errada.

**Gabarito: D**

---

#### 31. (ESPCEX – 2009 – adaptada)

Considere as seguintes afirmações:

I) O último nível de energia de um átomo, cujo número quântico principal é igual a 4, pode ter, no máximo, 32 elétrons.



II) No estado fundamental, o átomo de fósforo possui três elétrons desemparelhados.

III) A configuração eletrônica  $1s^2 2s^1 2p^1x 2p^1y 2p^1z$ , representa um estado ativado (ou excitado) do átomo de carbono.

#### DADOS:

Elemento Químico	C(Carbono)	F(Flúor)	P(Fósforo)	N(Nitrogênio)
Número Atômico	Z=6	Z=9	Z=15	Z=7

Das afirmações feitas, estão corretas:

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

#### Comentários

Vamos analisar as afirmações do enunciado.

I – Um nível de energia qualquer pode conter até  $2n^2$  elétrons. Portanto, o quarto nível de energia pode conter até 32 elétrons.

Outra forma de ver isso é lembrando que o quarto nível pode conter orbitais, cujo número quântico secundário seja igual menor que 4, ou seja:

Tipo	$\ell$
s	0
p	1
d	2
f	3

Portanto, o máximo número de elétrons que podem aparecer no quarto nível de energia é:

$$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} \therefore e = 2 + 6 + 10 + 14 = 32$$



II – Como fornecido pelo enunciado, o fósforo tem 15 elétrons no seu estado fundamental. Fazer sua configuração eletrônica pode ser facilitada, se o aluno se lembrar o número atômico dos gases nobres.

Gás Nobre	Símbolo	Número Atômico	Termina em
Hélio	He	2	$1s^2$
Neônio	Ne	10	$2s^2 2p^6$
Argônio	Ar	18	$3s^2 3p^6$
Criptônio	Kr	36	$4s^2 4p^6$
Xenônio	Xe	54	$5s^2 5p^6$
Radônio	Rn	86	$6s^2 6p^6$

O gás nobre anterior ao fósforo é o neônio, que possui 10 elétrons e termina em  $2s^2 2p^6$ . Portanto, a configuração do fósforo será:



Vamos, agora, fazer a distribuição eletrônica desses elétrons no subnível **3p**.

	↑↓		↑	↑	↑
[Ne]	$3s^2$		$3p_x^1$	$3p_y^1$	$3p_z^1$

Portanto, de fato, o fósforo apresenta 3 elétrons desemparelhados. Afirmação correta.

III – Considerando que o carbono tem 6 elétrons, sua configuração eletrônica no estado fundamental é:

↑↓	↑↓	↑	↑	
$1s^2$	$2s^2$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^0$

Por outro lado, a configuração mostrada no enunciado é a seguinte:

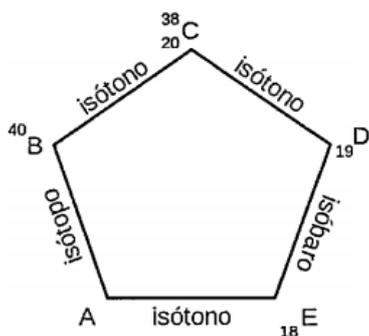
↑↓	↑	↑	↑	↑
$1s^2$	$2s^1$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^1$

Trata-se, portanto, de um estado excitado, porque o subnível **2p** foi preenchido antes de preencher completamente os elétrons do **2s**. Afirmação correta.

**Gabarito: E**

**32. (ESPCEX – 2009)**

Considere as relações entre os átomos genéricos abaixo.



Os números atômico e de massa de A são, respectivamente:

- a) 40 e 18
- b) 42 e 20
- c) 41 e 22
- d) 38 e 19
- e) 39 e 21

**Comentários**

Vamos nos atentar às definições.

Conceito	Definição
Isótopo	Mesmo número atômico
Isoeletrônico	Mesmo número de elétrons
Isóbaro	Mesmo número de massa

Isótono	Mesmo número de nêutrons
---------	--------------------------

Primeiramente, vamos calcular o número de nêutrons do elemento C, que pode ser obtido como a diferença entre o número de massa e o número atômico.

$$n = A - p = 38 - 20 = 18$$

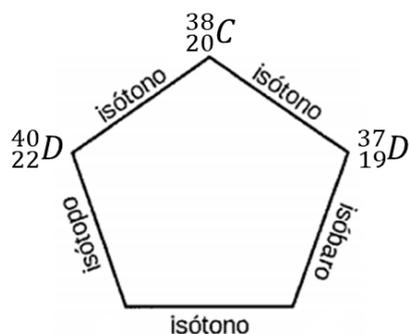
Sabemos que C é isótono de B e D, portanto, B e D também possui 18 nêutrons.

Com isso, podemos calcular o número de massa de D e o número atômico de B. Vejamos:

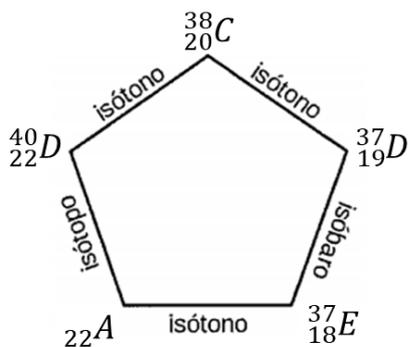
$$A_D = p_D + n_D = 19 + 18 = 37$$

$$p_B = A_B - n_B = 40 - 18 = 22$$

Com isso, vamos completar mais uma etapa do ciclo.



Considerando que E é isóbaro de D, temos que o número de massa de E é igual a 37. Por outro lado, como A é isótopo de D, temos que seu número atômico é igual a 22. Vamos completar essas informações.

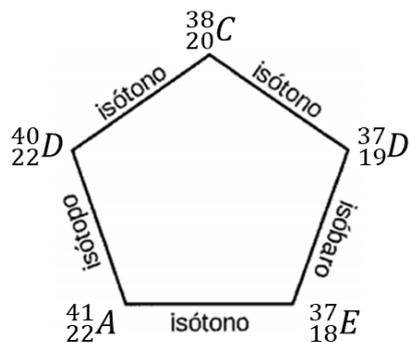


Agora, vamos utilizar a informação de que A é isótono de E. Vamos calcular o número de nêutrons na espécie E.

$$n_E = A_E - p_E = 37 - 18 = 19$$

Assim, E tem 19 nêutrons. Como A é seu isótono, temos que A também tem 19 nêutrons. Sendo assim, o seu número de massa pode ser calculado como a soma entre o número atômico e o seu número de nêutrons.

$$A = n_A + p_A = 22 + 19 = 41$$



**Gabarito: C**

33. (Marinha – CAP – 2018 – Técnico em Química)

O ferro é um elemento químico indispensável para a fabricação do aço e, conseqüentemente, é o metal mais utilizado dentre todos os metais. Sendo assim, assinale a opção que apresenta a configuração eletrônica do ferro no estado fundamental.

**Dado:** Número atômico = 26

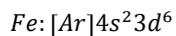
- a) [Ar] 3d<sup>5</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>1</sup>
- b) [Ar] 3d<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>
- c) [Ar] 3d<sup>7</sup> 4s<sup>1</sup>
- d) [Ar] 3d<sup>8</sup>
- e) [Ar] 4s<sup>2</sup> 4p<sup>6</sup>

### Comentários

Para fazer configurações eletrônicas, é bastante útil conhecer os números atômicos dos gases nobres.

Gás Nobre	Símbolo	Número Atômico	Termina em
Hélio	He	2	1s <sup>2</sup>
Neônio	Ne	10	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Argônio	Ar	18	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
Criptônio	Kr	36	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>
Xenônio	Xe	54	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
Radônio	Rn	86	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>

Como o argônio tem número atômico igual a 18, o ferro terá, além dos elétrons do argônio, mais 8 elétrons para serem distribuídos nos subníveis posteriores. Após o subnível **3d**, devem ser preenchidos os subníveis **4s** e **3d**, nessa ordem.



### Gabarito: B

### 34. (Marinha – CAP – 2017 – Técnico em Química)

O número atômico (Z) e o número de massa (A) de um íon monoatômico com carga +3 que contém 10 elétrons e 14 nêutrons são, respectivamente:

- a) 13 e 27
- b) 24 e 21
- c) 14 e 24
- d) 13 e 24
- e) 4 e 27

#### Comentários

Considerando que a carga do íon é igual a +3, isso significa que ele tem 3 prótons a mais que o número de elétrons. Portanto, se ele apresenta 10 elétrons, o íon apresenta 13 prótons.

Já o número de massa é igual à soma do número de prótons com o número de nêutrons.

$$A = p + n = 13 + 14 = 27$$

Logo, o número atômico e o número de massa do íon são iguais, respectivamente, a 13 e 27.

#### Gabarito: A

#### 35. (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 incrustadas, 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**

### 36. (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  $\text{Cr}^{3+}$ , sendo muito raro encontra-lo na forma  $\text{Cr}^{6+}$ . Afirmativa errada.

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

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

**Gabarito: A**

---



## 7. 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.

