

Modelos atômicos

Resumo

Modelo atômico de Dalton

Em 1803, o químico inglês John Dalton (1766-1844) desenvolveu uma teoria sobre a estrutura da matéria retomando a antiga ideia de átomo (partícula indivisível) imaginada pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo, por volta de 450 a.C. (matéria descontínua). Dalton foi muito habilidoso na elaboração de modelos mentais e na construção de representações físicas desses modelos. Ele utilizou pequenos círculos para representar os átomos dos diferentes elementos químicos.

Utilizando seu modelo, Dalton estabeleceu os postulados* a seguir:

- I. Todas as substâncias são constituídas de minúsculas partículas, denominadas átomos. Os átomos não podem ser criados nem destruídos. Cada substância é constituída de um único tipo de átomo.
- II. As substâncias simples, ou elementos, são formadas de "átomos simples", que são átomos isolados, pois átomos de um mesmo elemento químico sofrem repulsão mútua. Os "átomos simples" são indivisíveis.
- III. As substâncias compostas são formadas de "átomos compostos", capazes de se decomporem, durante as reações químicas, em "átomos simples".
- IV. Todos os átomos de uma mesma substância são idênticos na forma, no tamanho, na massa e nas demais propriedades; átomos de substâncias diferentes possuem forma, tamanho, massa e propriedades diferentes. A massa de um "átomo composto" é igual à soma das massas de todos os "átomos simples" componentes.

Modelo atômico de Thomson

Joseph John Thomson, trabalhando com raios catódicos, concluiu que eles eram parte integrante de toda espécie de matéria e os denominou elétrons. Mas havia outros pontos a considerar:

- As cargas positivas conhecidas, isto é, os raios canal e as partículas alfa, tinham uma massa muito grande em relação à massa dos elétrons. Essa observação experimental levava à conclusão de que a maior parte da massa do átomo era devida às partículas positivas.
- A matéria é eletricamente neutra e os elétrons possuem carga negativa; logo, o átomo deve possuir o equivalente de elétrons em carga positiva para que a carga total seja nula.
- A matéria eventualmente adquire carga elétrica*. Isso significa que os elétrons não estão rigidamente presos no átomo e em certas condições podem ser transferidos de um átomo de uma substância para um átomo de outra substância.
- Os átomos não são maciços e indivisíveis, conforme mostra o fenômeno da radioatividade. Com base nesse raciocínio, Thomson propôs seu modelo atômico: O átomo é uma esfera de carga elétrica positiva, não maciça, incrustada de elétrons (negativos), de modo que sua carga elétrica total é nula.



O modelo de Thomson explicou muitas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não era capaz de explicar, como os fenômenos radioativos e os de natureza elétrica. Por exemplo, embora a matéria seja eletricamente neutra, alguns átomos ou grupos de átomos superficiais podem tornar-se eletrizados por fricção ou por transferência de elétrons.

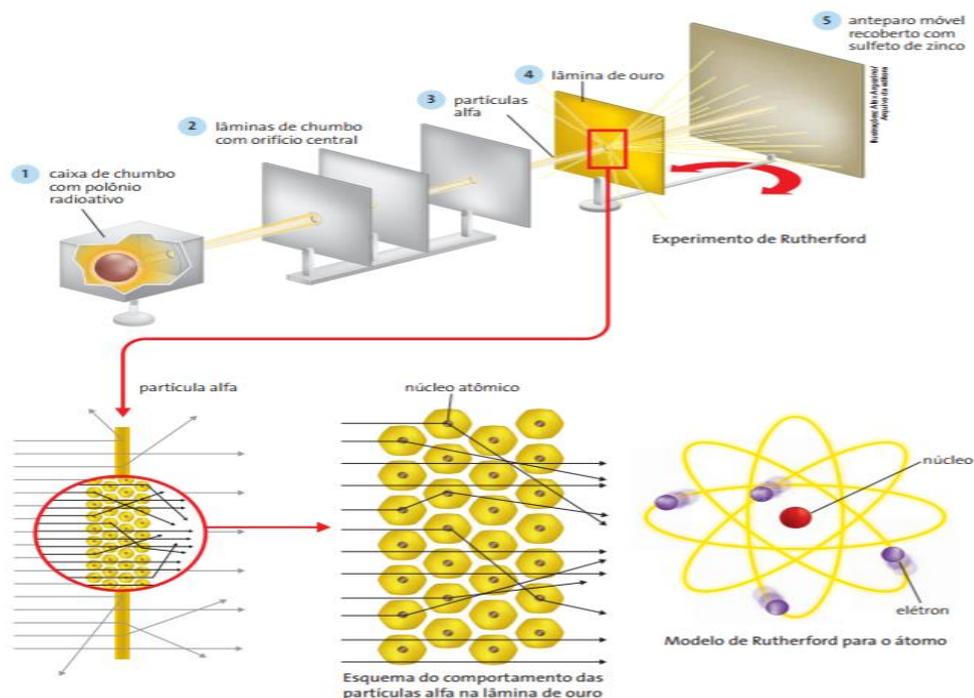
Modelo atômico de Rutherford

Em 1893, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) foi estudar na Inglaterra, sob a orientação de Thomson, e começou a investigar as propriedades dos raios X e das emissões radioativas. Chegou à conclusão, junto com outros cientistas*, de que seria interessante usar as partículas alfa (de massa elevada em comparação às partículas beta) para bombardear átomos de outros elementos, como ouro, alumínio e cobre.

Inicialmente o ouro foi o escolhido por ser um material inerte (pouco reativo). Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de aproximadamente 10⁻⁴ mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela.

O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson). Obter um padrão pelo qual as partículas alfa se desviavam era um modo de observar o interior do átomo e comprovar a adequação do modelo de Thomson. Esse experimento foi feito em 1911.

O experimento de Rutherford



- Uma amostra de polônio (elemento radioativo emissor de partículas alfa) foi colocada em uma cavidade funda de um bloco de chumbo (1) através de um pequeno orifício.
- Como o chumbo não é atravessado pelas partículas alfa, elas só poderiam sair do bloco de chumbo pelo orifício.
- Rutherford colocou mais algumas lâminas de chumbo com orifício central (2) na direção do bloco de chumbo, pretendendo com isso orientar o bombeamento das partículas alfa (3), emitidas pelo polônio, para uma lâmina de ouro (4) finíssima ($\approx 10^{-4}$ mm).
- Atrás e em volta da lâmina de ouro, Rutherford adaptou um anteparo móvel (5) recoberto com sulfeto de zinco (fluorescente), para registrar o caminho percorrido pelas partículas. Ao variar a posição do alvo em volta da lâmina de metal, Rutherford e seus colaboradores puderam observar que algumas cintilações surgiam para ângulos muito diferentes, alguns deles próximos de 180° . Essas cintilações indicavam que algumas partículas alfa haviam colidido frontalmente com um "objeto" extremamente denso. Vários experimentos permitiram reunir as observações em três pontos principais:
- A maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória.
- Algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque.
- Certas partículas α (poucas) sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial. Interpretando os resultados de uma grande série de experimentos, a equipe de Rutherford chegou à conclusão de que o átomo não se parecia com uma esfera positiva com elétrons incrustados (como um "pudim de passas"). Os resultados das observações mostravam que:
 - o átomo contém imensos espaços vazios;
 - no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso;

- o núcleo do átomo tem carga positiva, uma vez que as partículas alfa (positivas) foram repelidas ao passar perto do núcleo;
- para equilibrar essa carga positiva, existem elétrons ao redor do núcleo orbitando numa região periférica denominada eletrosfera. Rutherford elaborou então um modelo de átomo semelhante a um minúsculo sistema planetário, em que os elétrons se distribuíam ao redor do núcleo como planetas em torno do Sol. Esse modelo foi útil em 1911 e até hoje pode explicar determinados fenômenos físicos. Mas, mesmo na época em que foi criado, apresentava contradições consideráveis, que impediam sua total aceitação. Como partículas de cargas opostas se atraem, os elétrons iriam perder energia gradualmente percorrendo uma espiral em direção ao núcleo e, à medida que isso ocorresse, emitiriam energia na forma de luz.

O modelo atômico de Bohr

O fato de os elementos químicos apresentarem espectros na forma de linhas, descontínuos, forneceu uma pista importante para a compreensão da estrutura dos átomos.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), baseando-se no modelo de átomo de Rutherford, na teoria quântica da energia de Max Planck e nos espectros de linhas dos elementos (principalmente do hidrogênio), raciocinou que, se os átomos só emitem radiações de certos comprimentos de onda ou de certas frequências bem determinadas, e não de quaisquer valores, então os átomos só se apresentam em certos estados de energia bem determinados, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um quantum. Esse raciocínio levou Bohr a propor os seguintes postulados:

- O elétron move-se em órbitas circulares em torno de um núcleo atômico central. Para cada elétron de um átomo existe uma órbita específica, em que ele apresenta uma energia bem definida – um nível de energia – que não varia enquanto o elétron estiver nessa órbita.
- Os espectros dos elementos são descontínuos porque os níveis de energia são quantizados, ou seja, só são permitidas certas quantidades de energia para o elétron cujos valores são múltiplos inteiros do fóton (quantum de energia).

Só é permitido ao elétron ocupar níveis energéticos nos quais ele se apresenta com valores de energia múltiplos inteiros de um fóton.

Com base nesses postulados, Bohr determinou as energias possíveis para o elétron do hidrogênio, bem como o raio das órbitas circulares associadas a cada uma dessas energias. Ele concluiu que o conjunto núcleo/elétron será mais estável (mais coeso) quanto mais próxima for a órbita permitida do elétron em relação ao núcleo. Assim, se atribuirmos a cada nível de energia n valores inteiros que vão de 1 até infinito, a energia do elétron que se move no nível $n = 1$ é menor que a energia do elétron que se move no nível $n = 2$, e assim por diante.

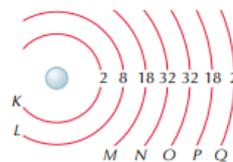
Seguindo esse raciocínio em relação ao átomo de hidrogênio, o estado de menor energia ou estado fundamental para o seu único elétron é aquele em que $n = 1$. Todas as demais energias permitidas (demais valores de n) representam estados menos estáveis, que chamamos de estados ativados ou excitados. As conclusões mais importantes do trabalho de Bohr foram:

- O átomo está no seu estado fundamental (mais estável) quando todos os seus elétrons estiverem se movimentando em seus respectivos níveis de menor energia.
- Se um elétron no estado fundamental absorve um fóton (quantum de energia), ele “salta” para o nível de energia imediatamente superior e entra num estado ativado (logo, numa situação de instabilidade).

- Quando um elétron passa de um estado de energia elevada para um estado de energia menor, o elétron emite certa quantidade de energia radiante, sob forma de um fóton de comprimento de onda específico, relacionado com uma das linhas do espectro desse elemento. O modelo atômico de Bohr explicava satisfatoriamente o átomo de hidrogênio, que possui apenas 1 elétron ao redor do núcleo, mas falhava ao explicar os átomos dos demais elementos.

Estudos posteriores mostraram que as órbitas eletrônicas de todos os átomos conhecidos se agrupam em sete camadas eletrônicas, denominadas K, L, M, N, O, P, Q. Em cada camada, os elétrons possuem uma quantidade fixa de energia; por esse motivo, as camadas são também denominadas estados estacionários ou níveis de energia. Além disso, cada camada comporta um número máximo de elétrons, conforme é mostrado no esquema a seguir:

Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2



O modelo atômico de Sommerfeld

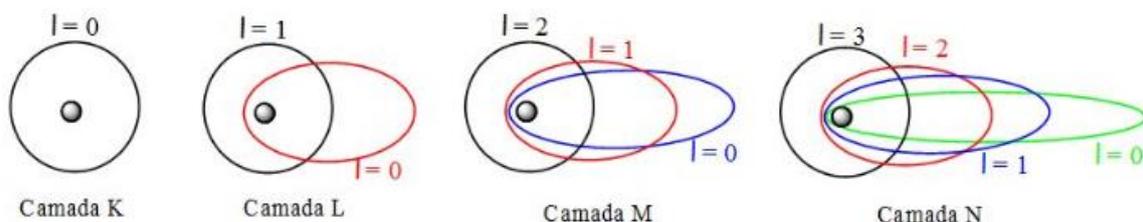
Quando um átomo possui mais de um elétron, esses elétrons passam a interagir uns com os outros (pela repulsão elétrica, por exemplo). Esse fato torna complexo determinar os níveis de energia em que os elétrons se movimentam e, também, o número de elétrons que podem se movimentar em cada nível de energia de modo a explicar corretamente o espectro de emissão dos elementos.

Um primeiro passo para esclarecer essa questão foi o uso de espectroscópios de melhor resolução (mais potentes). Isso permitiu observar que as raias consideradas anteriormente constituídas por uma única linha eram, na realidade, um conjunto de linhas distintas muito próximas umas das outras. Estava descoberta a chamada estrutura fina dos espectros de emissão.

O desdobramento das linhas do espectro indica que os níveis de energia (n) são constituídos por subníveis de energia (l) bastante próximos uns dos outros. Para explicar essa multiplicidade das raias espectrais verificadas experimentalmente, em 1915 o físico alemão Arnold Sommerfeld (1868-1951) deduziu algumas equações matemáticas, que indicavam:

Cada nível de energia n está dividido em n subníveis, correspondentes a uma órbita circular e a $n - 1$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse.

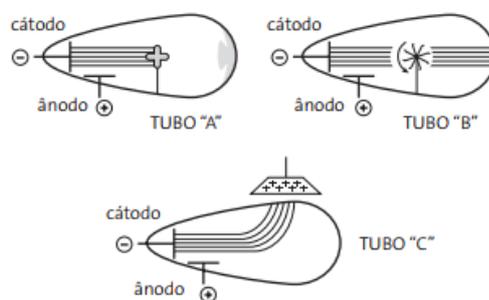
- O primeiro nível ($n = 1$) possui apenas uma órbita circular (possui 1 subnível);
- o segundo nível ($n = 2$) possui uma órbita circular e uma órbita elíptica (possui dois subníveis);
- o terceiro nível ($n = 3$) possui uma órbita circular e duas órbitas elípticas (possui três subníveis), e assim por diante.



Exercícios

1. Na experiência de espalhamento de partículas alfa, α , conhecida como “experiência de Rutherford”, um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores, colaboradores de Rutherford – Geiger e Marsden – observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados. Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.
Assinale a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson.
 - a) A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
 - b) A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
 - c) A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
 - d) A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

2. Uma das principais partículas atômicas é o elétron. Sua descoberta foi efetuada por J. J. Thomson em uma sala do Laboratório Cavendish, na Inglaterra, ao provocar descargas de elevada voltagem em gases bastante rarefeitos, contidos no interior de um tubo de vidro.

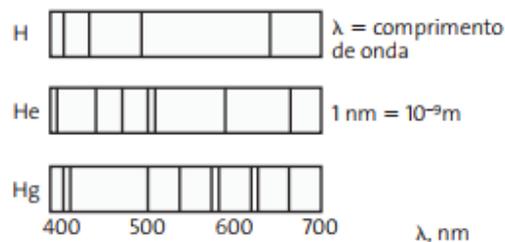


No tubo de vidro “A”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) colide com um anteparo e projeta sua sombra na parede oposta do tubo. No tubo de vidro “B”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) movimentam um cata-vento de mica. No tubo de vidro “C”, observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) sofre uma deflexão para o lado onde foi colocada uma placa carregada positivamente. Observando os fenômenos que ocorrem nos tubos, podemos afirmar CORRETAMENTE que:

- (01) gases são bons condutores da corrente elétrica.
- (02) os elétrons possuem massa – são corpusculares.
- (04) os elétrons possuem carga elétrica negativa.
- (08) os elétrons partem do cátodo.
- (16) os elétrons se propagam em linha reta.
- (32) o cata-vento entrou em rotação devido ao impacto dos elétrons na sua superfície.

Soma: ()

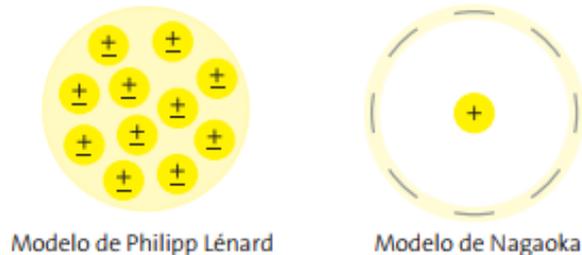
3. Dissolva NaCl em água. Em seguida, mergulhe um pedaço de madeira na solução, retire-o e deixe secar. Ao queimá-lo, aparece uma chama amarela. Esse fenômeno ocorre porque:
- o calor transfere a energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos, emitindo luz.
 - o calor transfere energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais baixos, emitindo luz.
 - o calor transfere energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos. Quando esses elétrons “excitados” voltam aos níveis energéticos inferiores, eles devolvem a energia absorvida sob forma de luz.
 - os elétrons, para não se deslocarem do seu nível energético, ao receberem calor, emitem luz.
4. As alternativas a seguir referem-se ao modelo atômico de Sommerfeld. Identifique qual delas é falsa.
- Foi desenvolvido com base na observação de espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio.
 - Cada nível de energia n possui n subníveis.
 - Cada nível n é constituído de uma órbita circular e $(n - 1)$ órbitas elípticas de diferentes excentricidades.
 - O núcleo do átomo também descreve uma trajetória determinada, ocupando em cada momento um dos focos da elipse descrita pelo movimento do elétron. e) A energia mecânica total do elétron é determinada pela distância que o elétron se encontra do núcleo (potencial) e pelo tipo de órbita que ele descreve (cinética).
5. Cada elemento químico apresenta um espectro característico, e não há dois espectros iguais. O espectro é o retrato interno do átomo e assim é usado para identificá-lo, conforme ilustração dos espectros dos átomos dos elementos hidrogênio, hélio e mercúrio.



Bohr utilizou o espectro de linhas para representar seu modelo atômico, assentado em postulados, cujo verdadeiro é:

- ao mudar de órbita ou nível, o elétron emite ou absorve energia superior à diferença de energia entre as órbitas ou níveis onde ocorreu essa mudança.
- todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia.
- os elétrons descrevem, ao redor do núcleo, órbitas elípticas com energia variada.
- o átomo é uma esfera positiva que, para tornar-se neutra, apresenta elétrons (partículas negativas) incrustados em sua superfície.

6. Em 1903, o físico alemão Philipp Eduard Anton Lénard (1862-1947), da universidade de Heidelberg, sugeriu um modelo atômico formado por pares de cargas positivas e negativas, aos quais chamou de “dinamidas”. Esses pares de cargas ficariam em blocos flutuantes no espaço. Em 1904, o físico Hantaro Nagaoka (1865-1950) publicou no Japão um modelo de átomo surpreendentemente moderno para a época. Nagaoka sugeriu que o átomo era constituído de um anel de elétrons ao redor de um centro muito denso; comparou o átomo com o planeta Saturno e seus respectivos anéis, que permanecem estáveis porque o planeta é bastante denso para mantê-los em suas órbitas.



Em relação a esse assunto, explique brevemente:

- a) O que são modelos.
 - b) Por que o modelo de Dalton precisou ser aperfeiçoado.
 - c) Por que o modelo de Thomson foi aperfeiçoado.
7. O colorido dos fogos de artifício resulta da absorção ou da emissão de energia pelos elétrons. Ao absorverem energia, os elétrons saltam de uma órbita de energia mais baixa para outra mais elevada. Ao retornarem a órbitas de menor energia, emitem radiação eletromagnética – ou seja de determinada frequência. A cor (frequência) da luz emitida depende dos átomos cujos elétrons são excitados. É correto afirmar que esse fenômeno pode ser explicado, satisfatoriamente, pelo modelo atômico de:
- a) Bohr.
 - b) Dalton.
 - c) Rutherford.
 - d) Thomson.
8. Associe as afirmações a seus respectivos responsáveis.
- I. O átomo não é indivisível e a matéria possui propriedades elétricas (1897).
 - II. O átomo é uma esfera maciça (1808).
 - III. O átomo é formado por duas regiões denominadas núcleo e eletrosfera (1911).
- a) I – Dalton, II – Rutherford e III – Thomson.
 - b) I – Thomson, II – Dalton e III – Rutherford.
 - c) I – Dalton, II – Thomson e III – Rutherford.
 - d) I – Rutherford, II – Thomson e III – Dalton.
 - e) I – Thomson, II – Rutherford e III – Dalton.

9. O conhecimento sobre estrutura atômica evoluiu à medida que determinados fatos experimentais eram observados, gerando a necessidade de proposição de modelos atômicos com características que os explicassem.

Fatos observados

- I. Investigações sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos.
- II. Determinação das leis ponderais das combinações químicas.
- III. Análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento).
- IV. Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa.

Características do modelo atômico

1. Átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
 2. Átomos com núcleo denso e positivo, rodeados pelos elétrons negativos.
 3. Átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.
 4. Átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares – denominadas níveis – com valor determinado de energia. A associação correta entre o fato observado e o modelo atômico proposto, a partir deste subsídio, é:
 - a) I – 3; II – 1; III – 2; IV – 4
 - b) I – 1; II – 2; III – 4; IV – 3
 - c) I – 3; II – 1; III – 4; IV – 2
 - d) I – 4; II – 2; III – 1; IV – 3
 - e) I – 1; II – 3; III – 4; IV – 2
10. Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais. Em todas as alternativas, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, exceto em:
- a) O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
 - b) O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
 - c) O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
 - d) O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

Gabarito

1. **A**

2. São corretas as afirmativas: 02; 04; 08; 16; 32.

Resposta: **62**.

01. Falsa. Os gases, em condições ambientes, não são bons condutores de corrente elétrica.

3. **C**

Ao receber energia, os elétrons da última camada são deslocados para níveis mais externos (camadas de maior energia). Ao retornar à posição de origem, esses elétrons emitem energia na forma de luz visível ou na forma de radiação ultravioleta.

4. **D**

Não existe uma trajetória determinada para o núcleo do átomo. De acordo com o modelo de Sommerfeld, a eletrosfera está dividida em n níveis de energia, e cada nível de energia está dividido em n subníveis. A cada nível n correspondem uma órbita circular e $(n - 1)$ órbitas elípticas. O núcleo atômico ocupa um dos focos dessas elipses, cujo plano pode tomar uma orientação qualquer no espaço.

5. **B**

Um dos postulados do modelo atômico de Bohr afirma que: "todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia". Ao receber energia, o elétron salta para um nível mais externo (mais energético). Ao cessar a emissão de energia, o elétron volta para o nível mais interno (menos energético), emitindo energia na forma de luz (visível ou não).

6.

a) O modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente. Os modelos ilustram a teoria ajudando a explicá-la, mas não possuem necessariamente uma existência física real.

b) Por causa da descoberta dos elétrons, dos prótons e da radioatividade (o átomo não é indivisível).

c) Porque o resultado do experimento de Rutherford foi diferente do esperado. Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de 10^{-4} mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela. O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson). O que ocorreu na realidade foi que a maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória, mas algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque e outras sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial.

7. **A**

As explicações estão de acordo com o modelo atômico de Bohr.

8. B

- I. O átomo não é indivisível, e a matéria possui propriedades elétricas (1897): Thomson.
- II. O átomo é uma esfera maciça (1808): Dalton.
- III. O átomo é formado por duas regiões, denominadas núcleo e eletrosfera (1911): Rutherford.

9. C

As investigações sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos culminaram com o modelo atômico de Thomson: átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.

As determinações das leis ponderais das combinações químicas foram explicadas pelo modelo atômico de Dalton: átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.

A análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento) foi explicada pelo modelo atômico de Bohr: átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares – denominadas níveis – com valor determinado de energia. Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa foram explicados pelo modelo atômico de Rutherford: átomos com núcleo denso e positivo, rodeado pelos elétrons negativos.

10. C

Dalton supunha o átomo maciço e indivisível. Seu modelo atômico não explicava fenômenos como a condução de eletricidade.