

Estrutura Atômica

Markan Filho e Gabriel Braun



1A.1 Os átomos	1
1A.1a O método científico	1
1A.1b A hipótese atômica	1
1A.2 A evolução dos modelos atômicos	2
1A.2a A natureza elétrica da matéria	2
1A.2b O modelo nuclear do átomo	3
1A.3 A identificação dos átomos	3
1A.3a O número atômico e o número de massa	3
1A.3b Os isótopos	4

1A.1 Os átomos

A ciência é a busca pela simplicidade. Embora a complexidade do mundo pareça ilimitada, ela tem origem na simplicidade fundamental que a ciência busca descrever. A contribuição da química para essa busca é mostrar como tudo o que nos cerca — montanhas, árvores, pessoas, computadores, cérebros, concreto, oceanos — é, de fato, constituído por um punhado de entidades simples. Os gregos antigos tinham a mesma ideia. Eles pensavam que havia quatro elementos — terra, ar, fogo e água — que podiam produzir todas as outras substâncias quando combinados nas proporções corretas. A noção de elemento que tinham na época é semelhante ao conceito que temos hoje. Porém, com base em experimentos, sabe-se que na verdade existem mais de 100 elementos, os quais — em diversas combinações — compõem toda a matéria na Terra.

1A.1a O método científico

Os cientistas perseguem ideias por um caminho chamado **método científico**. Embora existam vários métodos científicos em aplicação, a abordagem típica inclui uma série de etapas Fig. 1A.1. O primeiro passo é, com frequência, a coleta de **dados** a partir de observações e medidas. Essas medidas geralmente são realizadas em **amostras** pequenas, representativas do material de estudo.

Os cientistas estão sempre à procura de padrões. Quando um padrão é observado nos dados, ele pode ser formalmente descrito como uma lei científica, um resumo sucinto de uma grande quantidade de observações. Por exemplo, descobriu-se que a água tem oito vezes a massa do oxigênio em relação à massa do hidrogênio, independentemente da origem da água ou do tamanho da amostra. Uma das primeiras leis da química resumiu este tipo de observação como a **lei das composições constantes** que estabelece que um composto tem a mesma composição, independentemente da origem da amostra.

Após terem detectado os padrões, os cientistas desenvolvem **hipóteses**, possíveis explicações das leis — ou das observações — em termos de conceitos mais fundamentais. A observação requer cuidadosa atenção aos detalhes, mas o desenvolvimento de uma hipótese requer intuição, imaginação e criatividade. Em 1807, John Dalton interpretou resultados de muitos experimentos para propor a **hipótese atômica**, que diz que a matéria é feita de átomos. Embora Dalton não pudesse ver os átomos, ele pôde imaginá-los e formular sua hipótese atômica. A hipótese de Dalton foi uma

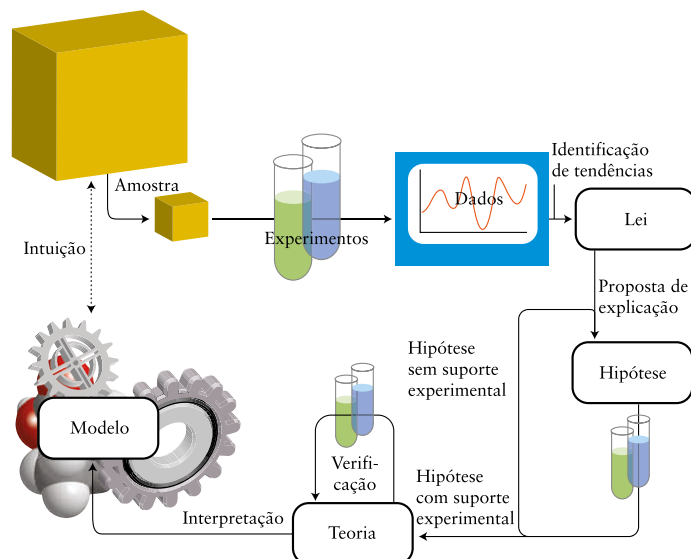


FIG. 1A.1 Resumo das principais atividades envolvidas em uma versão comum do método científico. As ideias propostas devem ser testadas e provavelmente revistas em cada etapa.

intuição monumental que permitiu que outros pudessem compreender o mundo de uma nova maneira. O processo da descoberta científica nunca para.

Após formular uma hipótese, os cientistas planejam outros **experimentos** — testes cuidadosamente controlados — para verificar sua validade. O projeto e a condução de bons experimentos necessitam, com frequência, de engenhosidade e, às vezes, de muita sorte. Se os resultados de experimentos repetidos — frequentemente em outros laboratórios e, algumas vezes, feitos por colegas céticos — estão de acordo com a hipótese, os cientistas podem avançar e formular uma teoria, a explicação formal de uma lei. Com bastante frequência, a teoria é expressa matematicamente. Uma teoria originalmente imaginada como um conceito **qualitativo** — um conceito expresso em palavras ou em figuras — adota uma forma **quantitativa** — o mesmo conceito expresso em termos matemáticos. Após ser expresso quantitativamente, um conceito pode ser submetido a uma rigorosa confirmação experimental e ser usado para fazer previsões numéricas.

Os cientistas comumente interpretam uma teoria em termos de um **modelo**, isto é, uma versão simplificada do objeto de estudo, com o qual eles podem fazer previsões. Como as hipóteses, as teorias e os modelos devem ser submetidos à experimentação e alterados, se os resultados experimentais não estão de acordo com eles. O modelo atual do átomo, por exemplo, sofreu várias reformulações e modificações ao longo do tempo, começando pela visão de Dalton de um átomo como uma esfera sólida indivisível até nosso elaborado modelo atual, que será descrito em seguida.

1A.1b A hipótese atômica

Os gregos perguntavam-se o que aconteceria se eles dividissem a matéria em pedaços cada vez menores. Haveria um ponto no qual teriam de parar porque os pedaços não teriam mais as mesmas

propriedades do conjunto, ou eles poderiam continuar indefinidamente? Sabemos hoje que existe um ponto em que temos de parar. Dito de outro modo, a matéria é formada por partículas incrivelmente pequenas que não podem ser divididas por métodos convencionais. A menor partícula possível de um elemento é chamada de **átomo**. A história do desenvolvimento do modelo moderno do átomo é uma excelente ilustração de como os modelos científicos são construídos e revisados.

O primeiro argumento convincente em favor dos átomos, baseado em experimentos, não em especulação, foi apresentado em 1807 pelo professor de escola elementar e químico inglês John Dalton. Ele mediu muitas vezes a razão entre as massas dos elementos que se combinam para formar as substâncias a que chamamos de *compostos* e verificou que as razões entre as massas mostravam uma tendência. Ele encontrou, por exemplo, 8 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio em todas as amostras de água que estudou, mas em outro composto dos dois elementos (peróxido de hidrogênio), havia 16 g de oxigênio para cada 1 g de hidrogênio. Dados desse tipo levaram Dalton a desenvolver sua **hipótese atômica**:

1. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos.
2. Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
3. Um composto utiliza uma combinação específica de átomos de mais de um elemento.
4. Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, porém trocam de parceiros para produzir novas substâncias.

Atualmente, a instrumentação de que dispomos fornece evidências muito mais diretas da existência dos átomos do que Dalton dispunha. Não existem mais dúvidas de que os átomos existem e que eles são as unidades que formam os elementos. Na verdade, os químicos usam a existência dos átomos para definir o **elemento**: um elemento é uma substância composta por um único tipo de átomo. Até 2015, 114 elementos haviam sido descobertos ou criados, mas, em alguns casos, somente em quantidades muito pequenas. Assim, quando o elemento 110 foi fabricado, somente dois átomos do elemento foram produzidos e, mesmo assim, eles duraram uma pequena fração de segundo antes de se desintegrar. As alegações de que vários outros elementos foram produzidos estão sendo averiguadas.

Toda a matéria é feita de várias combinações de formas simples da matéria, chamadas de elementos químicos. Um elemento é uma substância formada por um único tipo de átomo.

1A.2 A evolução dos modelos atômicos

John Dalton descreveu os átomos como esferas simples, como bolas de bilhar. Mas, hoje sabe-se que os átomos têm estrutura interna: eles são formados por partículas **subatômicas**, ainda menores. Abordaremos as três partículas subatômicas mais importantes: o elétron, o próton e o nêutron. Ao entender a estrutura interna dos átomos, você verá como um elemento difere de outro e como suas propriedades estão relacionadas às estruturas dos átomos.

1A.2a A natureza elétrica da matéria

A primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos foi obtida em 1897. O físico britânico J. J. Thomson investigava os *raios catódicos*, os raios emitidos quando uma grande diferença de potencial (alta voltagem) é aplicada entre dois contatos de metal, chamados de eletrodos, em um tubo de vidro sob vácuo

(Fig. 1A.2). Ao observar a direção do desvio do feixe causado por um campo elétrico aplicado aos eletrodos, Thomson demonstrou que os raios catódicos são fluxos de partículas negativas oriundas do interior dos átomos do eletrodo de carga negativa, o *catodo*. Thomson descobriu que as partículas carregadas, que depois foram chamadas de **elétrons**, eram as mesmas, independentemente do metal usado no catodo.

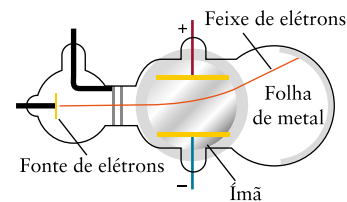


FIG. 1A.2 Aparelhagem usada por Thomson para investigar as propriedades dos elétrons. Um campo elétrico é estabelecido entre as duas placas amarelas e um campo magnético é aplicado perpendicularmente ao campo elétrico.

Thomson conseguiu medir o valor de e/m , a razão entre a carga do elétron, e , e sua massa, m . Os valores de e e m , porém, não foram conhecidos até mais tarde, quando outros pesquisadores, principalmente o físico americano Robert Millikan, conduziram experimentos que permitiram a determinação de e .

Millikan projetou uma aparelhagem engenhosa, na qual pôde observar pequenas gotas com carga elétrica (Fig. 1A.3). A partir da intensidade do campo elétrico necessária para vencer a gravidade que age sobre as gotículas, ele determinou as cargas das partículas. Como cada gotícula de óleo tinha mais de um elétron extra, ele considerou que a carga de um elétron era igual à menor diferença de carga entre as gotículas. O valor aceito hoje, $e = 1,6 \times 10^{-19}$, é obtido por metodologia muito mais sofisticada. A carga de $-e$ é considerada “uma unidade” de carga negativa, e e , denominada **carga fundamental**, é considerada “uma unidade” de carga positiva. A massa do elétron foi calculada pela combinação desta carga com o valor de e/m medido por Thomson. O valor adotado hoje é $9,1 \times 10^{-31}$ kg.

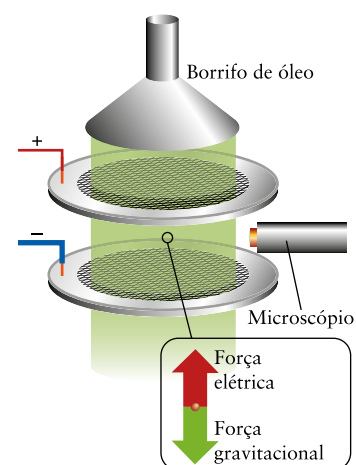


FIG. 1A.3 Esquema do experimento da gota de óleo de Millikan. O óleo é disperso como uma nuvem em uma câmara, que contém um gás com carga, e a localização das gotas é feita com a ajuda de um microscópio. As partículas carregadas (íons) são geradas no gás por exposição a raios X. A queda da gotícula carregada é balanceada pelo campo elétrico.

Embora os elétrons tenham carga negativa, um átomo tem carga total zero: ele é eletricamente neutro. Isso significa que o átomo deve conter carga positiva suficiente para neutralizar a carga negativa. Mas onde estaria essa carga positiva? Thomson sugeriu um modelo atômico que ficou conhecido como o “modelo do pudim de passas”, segundo o qual um átomo é como uma esfera

de material gelatinoso com carga positiva sobre a qual os elétrons estão suspensos, como passas de uva em um pudim.

No modelo atômico de Thompson, os átomos eram descritos como partículas negativas flutuando dentro de uma sopa de cargas positivas difusas.

1A.2b O modelo nuclear do átomo

Esse modelo, entretanto, foi descartado em 1908 por outra observação experimental. Ernest Rutherford sabia que alguns elementos, incluindo o radônio, emitem partículas de carga positiva, que ele chamou de partículas α (partículas alfa). Ele pediu a dois de seus estudantes, Hans Geiger e Ernest Marsden, que fizessem passar um feixe de partículas através de uma folha de platina muito fina, cuja espessura era de apenas uns poucos átomos (Fig. 1A.4). Se os átomos fossem realmente uma gota de gelatina com carga positiva, as partículas α passariam facilmente pela carga positiva difusa da folha, com pequenos e raros desvios em sua trajetória.

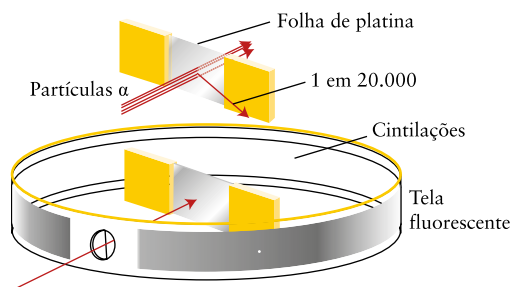


FIG. 1A.4 Parte do arranjo experimental usado por Geiger e Marsden. As partículas α vinham de uma amostra do gás radioativo radônio. Elas passavam por um furo para uma câmara cilíndrica com uma cobertura interna de sulfeto de zinco. As partículas se chocavam contra a folha de platina montada no interior do cilindro e os desvios eram medidos pela emissão de luz (cintilação) provocada na cobertura interna. Cerca de 1 em cada 20.000 partículas sofria um desvio muito grande, embora a maioria passasse pela folha quase sem desvios.

As observações de Geiger e Marsden espantaram a todos. Embora quase todas as partículas α passassem e sofressem eventualmente um desvio muito pequeno, cerca de 1 em cada 20.000 sofria um desvio superior a 90° , e algumas poucas partículas voltavam na direção da trajetória original. “Foi quase inacreditável”, declarou Rutherford:

- “Foi como se você disparasse uma bala de canhão de 15 polegadas contra um lenço de papel e ela rebatesse e o atingisse”.

Os resultados do experimento de Geiger-Marsden sugeriram um **modelo nuclear** do átomo, no qual um centro muito pequeno e denso de carga positiva, o **núcleo**, era envolvido por um volume muito grande de espaço praticamente vazio que continha os elétrons. Rutherford imaginou que quando uma partícula α com carga positiva atingia diretamente um dos núcleos muito pequenos, porém pesados, de platina, a partícula sofria um desvio muito grande, como uma bola de tênis se chocando com uma bala de canhão parada, Fig. 1A.5. Trabalhos posteriores realizados por físicos nucleares mostraram que o núcleo de um átomo contém partículas, chamadas de prótons, cada uma com carga $+e$, que são responsáveis pela carga positiva, e nêutrons, partículas sem carga com massa praticamente idêntica à massa dos prótons. Como prótons e nêutrons têm massas semelhantes e a massa do elétron é muito menor, quase toda a massa de um átomo deve-se a seu núcleo. A carga total do núcleo do átomo de número atômico Z é $+Ze$ e, para tornar os átomos eletricamente neutros, deve haver

TAB. 1A.1 Propriedades das partículas subatômicas

Partícula	Símbolo	q/C	m/kg
Elétron	e^-	$-1,6 \times 10^{-19}$	$9,109 \times 10^{-31}$
Próton	p	$+1,6 \times 10^{-19}$	$1,673 \times 10^{-27}$
Nêutron	n		$1,675 \times 10^{-27}$

Z elétrons ao redor do núcleo para que eles tenham carga total negativa igual a $-Ze$.

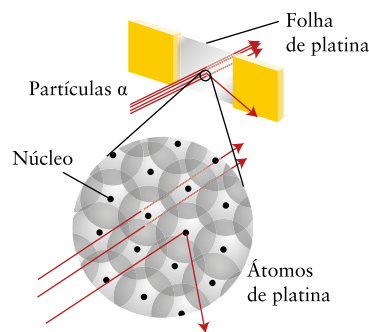


FIG. 1A.5 O modelo do átomo de Rutherford explica por que a maior parte das partículas atravessa quase sem desvios a folha de platina, enquanto algumas – as que acertam o núcleo – sofrem desvios muito grandes. A maior parte do átomo consiste em um espaço quase vazio, esparsamente ocupado por seus elétrons. Os núcleos são muito menores em relação ao volume dos átomos do que mostramos aqui.

No modelo nuclear do átomo, toda a carga positiva e quase toda a massa estão concentradas no pequeno núcleo, enquanto os elétrons, com carga negativa, o cercam. O número atômico é o número de prótons do núcleo.

1A.3 A identificação dos átomos

De acordo com o **modelo nuclear** atual, um átomo é formado por um núcleo com carga positiva, que é responsável por quase toda a sua massa, cercado por elétrons com carga negativa (representados por e^-). Em comparação com o tamanho do núcleo (diâmetro de cerca de 10^{-14} m), o espaço ocupado pelos elétrons é enorme (diâmetro de cerca de 10^{-9} m, cem mil vezes maior). Se o núcleo de um átomo tivesse o tamanho de uma mosca no centro de um campo de futebol, então o espaço ocupado pelos elétrons vizinhos seria aproximadamente igual ao tamanho do estádio inteiro.

A carga negativa dos elétrons cancela a carga positiva do núcleo central com exatidão. Em consequência, o átomo é eletricamente neutro (sem carga). Como cada elétron tem carga negativa, podemos dizer que um núcleo contém uma partícula com carga positiva para cada elétron circulante (fato este confirmado em laboratório). Essas partículas com carga positiva são denominadas **prótons** (representados por p) e suas propriedades estão listadas na Tab. 1A.1. Um próton é praticamente 2 mil vezes mais pesado do que um elétron.

1A.3a O número atômico e o número de massa

O número de prótons do núcleo atômico de um elemento é chamado de **número atômico**, Z , do elemento. O núcleo de um átomo de hidrogênio tem um próton, logo, seu número atômico é $Z = 1$; o núcleo de um átomo de hélio tem dois prótons, logo, o seu número

atômico é $Z = 2$. Um jovem cientista britânico, Henry Moseley, foi o primeiro a determinar números atômicos com precisão, pouco tempo antes de ser morto em ação na Primeira Guerra Mundial. Moseley sabia que, quando os elementos são bombardeados com elétrons rápidos, eles emitem raios X. Ele descobriu que as propriedades dos raios X emitidos por um elemento dependem de seu número atômico e, estudando os raios X de muitos elementos, foi capaz de determinar seus valores de Z . Desde então, os cientistas determinaram o número atômico de todos os elementos conhecidos.

Os avanços tecnológicos da eletrônica, no início do século XX, levaram à invenção do **espectrômetro de massas**, um instrumento que permite a determinação da massa de um átomo. A espectrometria de massas já foi usada na determinação das massas dos átomos de todos os elementos. Hoje sabe-se que a massa de um átomo de hidrogênio, por exemplo, é $1,6 \times 10^{-27}$ kg e que a massa de um átomo de carbono é $2,0 \times 10^{-26}$ kg. As massas dos átomos mais pesados não passam de 5×10^{-25} kg, aproximadamente. Conhecendo-se a massa de determinado átomo, o número de átomos em determinada amostra do elemento pode ser determinado pela simples divisão da massa da amostra pela massa do átomo.

Como frequentemente acontece na ciência, uma técnica nova e mais precisa leva a uma descoberta muito importante. Quando os cientistas usaram os primeiros espectrômetros de massas, eles descobriram — o que causou surpresa — que nem todos os átomos de um elemento têm a mesma massa. Por essa razão, o modelo de Dalton não está exatamente correto. Em uma amostra de neônio puramente puro, por exemplo, a maior parte dos átomos tem $3,3 \times 10^{-26}$ kg, isto é, cerca de 20 vezes a massa do átomo de hidrogênio. Alguns átomos de neônio, entretanto, são cerca de 22 vezes mais pesados do que o hidrogênio e, outros, cerca de 21 vezes mais. Os três tipos de átomos têm o mesmo número atômico e são, sem dúvida, átomos de neônio. Porém, contrariando a visão de Dalton, eles não são idênticos.

A observação de que existem diferenças de massa entre os átomos de um elemento ajudou os cientistas a refinar o modelo nuclear. Eles perceberam que o núcleo atômico deveria conter outras partículas subatômicas além dos prótons e propuseram a existência de partículas eletricamente neutras, denominadas **nêutrons** (representados por n). Como os nêutrons não têm carga, sua presença não afeta a carga do núcleo nem o número de elétrons do átomo. Entretanto, eles têm aproximadamente a mesma massa que os prótons, assim, aumentam substancialmente a massa do núcleo. Portanto, diferentes números de nêutrons em um núcleo geram átomos de massas distintas, mesmo quando os átomos são do mesmo elemento. Exceto pela carga, os nêutrons e os prótons são muito semelhantes (Tab. 1A.1). Conjuntamente, prótons e nêutrons são chamados de **núcleons**.

O número total de prótons e nêutrons de um núcleo é denominado **número de massa**, A , do átomo. Um núcleo que tem número de massa A é cerca de A vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, cujo núcleo tem um só próton. Portanto, se você sabe que um átomo é um certo número de vezes mais pesado do que um átomo de hidrogênio, poderá deduzir o número de massa do átomo. Por exemplo, como a espectrometria de massas mostra que existem três tipos de átomos de neônio que são 20, 21 e 22 vezes mais pesados do que um átomo de hidrogênio, é possível inferir que os números de massa dos três tipos de átomos de neônio são 20, 21 e 22. Como, para cada um deles, $Z = 10$, esses átomos de neônio devem conter 10, 11 e 12 nêutrons, respectivamente.

O número atômico é o número de prótons do núcleo. O número de massa é a soma do número de prótons e de nêutrons no núcleo.

1A.3b Os isótopos

Um átomo com determinados valores de número atômico e número de massa é denominado **nuclídeo**. Logo, o oxigênio-16 ($Z = 8$, $A = 16$) e o neônio-20 ($Z = 10$, $A = 20$) são nuclídeos. Os átomos que têm o mesmo número atômico (isto é, são do mesmo elemento) e diferentes números de massa são chamados de **isótopos** do elemento. Todos os isótopos de um elemento têm exatamente o mesmo número atômico; logo, eles têm o mesmo número de prótons e elétrons, mas números de nêutrons diferentes. Um isótopo é nomeado escrevendo-se seu número de massa após o nome do elemento, como em neônio-20, neônio-21 e neônio-22. Seu símbolo é obtido escrevendo-se o número de massa como um sobrescrito à esquerda do símbolo químico do elemento, como em ^{20}Ne , ^{21}Ne e ^{22}Ne . Ocasionalmente, coloca-se o número atômico do elemento como um subscrito à esquerda, como no símbolo $^{20}_{10}\text{Ne}$.

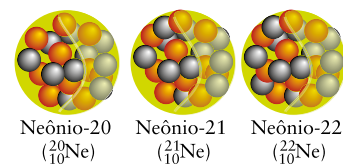


FIG. 1A.6 Os núcleos de diferentes isótopos do mesmo elemento têm o mesmo número de prótons, mas número diferente de nêutrons. Estes três diagramas mostram a composição dos núcleos dos três isótopos do neônio.

Como os isótopos de um elemento têm o mesmo número de prótons e, portanto, o mesmo número de elétrons, eles têm essencialmente as mesmas propriedades físicas e químicas. Entretanto, as diferenças de massa entre os isótopos do hidrogênio são comparáveis à massa atômica, o que leva a diferenças consideráveis em algumas propriedades físicas e pequenas variações de algumas propriedades químicas. O hidrogênio tem três isótopos. O mais comum, ^1H , não tem nêutrons; logo, o núcleo é formado por um próton isolado. Os outros dois isótopos são menos comuns, mas são tão importantes em química e física nuclear que recebem nomes e símbolos especiais. O isótopo que tem um nêutron, ^2H , é chamado de deutério, D e o outro, com dois nêutrons ^3H , de trítio, T.

Os isótopos de um elemento têm o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. Seus núcleos têm o mesmo número de prótons, mas número diferente de nêutrons.

Nível I

1A.01 Assinale a alternativa que apresenta a sequência que melhor descreve o ciclo de ações envolvidas no método científico.

- A** Observação, Hipótese, Experimento, Análise dos Resultados, Conclusões, Observação...
- B** Introdução, Hipótese, Argumentação, Conclusões, Introdução...
- C** Hipótese, Argumentação, Contra Argumentação, Consenso, Hipótese...
- D** Observação, Hipótese, Argumentação, Contra Argumentação, Consenso, Observação...
- E** Hipótese, Argumentação, Consenso, Experimento, Observação, Hipótese...

1A.02 Em épocas distintas, os cientistas Dalton, Rutherford e Bohr propuseram, cada um, seus modelos atômicos. Algumas características desses modelos são apresentadas na tabela a seguir:

1. Átomo contém espaços vazios. No centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso. O núcleo tem carga positiva. Para o equilíbrio de cargas, existem elétrons ao redor do núcleo.
2. Átomos maciços e indivisíveis.
3. Elétrons movimentam-se em órbitas circulares em torno do núcleo atômico central. A energia do elétron é a soma de sua energia cinética (movimento) e potencial (posição). Essa energia não pode ter um valor qualquer, mas apenas valores que sejam múltiplos de um quantum (ou de um fóton). Os elétrons percorrem apenas órbitas permitidas.

A alternativa que apresenta o cientista proponente de cada modelo, respectivamente.

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| A Bohr, Rutherford, Dalton | B Dalton, Bohr, Rutherford |
| C Rutherford, Bohr, Dalton | D Rutherford, Dalton, Bohr |
| E Bohr, Dalton, Rutherford | |

1A.03 Um dos grandes desafios enfrentados pela Química, como ciência, foi desvendar a estrutura da matéria. O assunto foi discutido desde a Grécia antiga, por filósofos como Leucipo e Demócrito, que apresentaram hipóteses sobre a constituição da matéria. No entanto, foi somente no ano de 1803 que o inglês John Dalton (1766-1844) retomou as ideias originais dos filósofos atomistas, no desenvolvimento do seu modelo atômico, baseado em resultados experimentais, que auxiliaram na comprovação de suas hipóteses. Porém, no método científico, cada modelo atômico proposto manteve a sua validade, até que alguma evidência experimental o contradissesse.

Assinale a alternativa com a principal descoberta científica que o levou o modelo atômico de Dalton a ser abandonado.

- A** A comprovação da natureza elétrica da matéria, com a descoberta do elétron.
- B** O espalhamento das partículas alfa, realizado por Ernest Rutherford.
- C** A explicação dos espectros de emissão atômica.
- D** A divisão do átomo em núcleo e eletrosfera.
- E** A descoberta da dualidade onda-partícula.

1A.04 Considere os seguintes fenômenos de interesse científico:

1. Eletrização de uma régua por atrito.
2. Fusão de uma barra de gelo exposta ao Sol.
3. Conservação da massa em uma reação química.
4. Condução de eletricidade em um circuito simples.
5. Emissão de luz colorida no estouro de fogos de artifício.

O modelo atômico de Dalton, proposto no início do século XIX, pode ser utilizado para explicar os fenômenos descritos em

- | | | | | |
|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|
| A 1 e 4 | B 2 e 3 | C 2 e 5 | D 3 e 4 | E 3 e 5 |
|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|

1A.05 Considere as proposições sobre o modelo atômico de Rutherford:

1. O modelo atômico de Rutherford é também conhecido como modelo planetário do átomo.
2. No modelo atômico, considera-se que elétrons de cargas negativas circundam em órbitas ao redor de um núcleo de carga positiva.
3. Segundo Rutherford, a eletrosfera, local onde se encontram os elétrons, possui um diâmetro menor que o núcleo atômico.
4. Na proposição do seu modelo atômico, Rutherford se baseou num experimento em que uma lamínula de ouro foi bombardeada por partículas alfa.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições corretas.

- | | | |
|--------------------|-----------------------|--------------------|
| A 1 | B 3 e 4 | C 1, 2 e 3. |
| D 1, 2 e 4. | E 1, 2, 3 e 4. | |

1A.06 Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais.

Assinale a alternativa incorreta.

- 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.

1A.07 Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas.

Assinale a alternativa que apresenta, em ordem cronológica, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.

- A** Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- B** Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
- C** Avogadro, Thomson, Bohr e Rutherford.
- D** Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
- E** Rutherford, Dalton, Bohr e Avogadro.

1A.08 Ao resumir as características de cada um dos sucessivos modelos do átomo de hidrogênio, um estudante elaborou o seguinte resumo:

- **Modelo atômico:** Dalton. **Características:** átomos maciços e indivisíveis.
- **Modelo atômico:** Thomson. **Características:** elétron, de carga negativa, incrustado em uma esfera de carga positiva. A carga - positiva está distribuída, homoganeamente, por toda a esfera.
- **Modelo atômico:** Rutherford. **Características:** elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Não há restrição quanto aos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron.
- **Modelo atômico:** Bohr. **Características:** elétron, de carga negativa, em órbita em torno de um núcleo central, de carga positiva. Apenas certos valores dos raios das órbitas e das energias do elétron são possíveis.

Assinale a alternativa com o número de erros cometidos pelo estudante.

- A** 0 **B** 1 **C** 2 **D** 3 **E** 4

1A.09 Considere as proposições sobre a evolução do modelo atômico:

1. De acordo com os postulados de Bohr, os elétrons emitem energia quando saltam de um estado energético para outro mais interno.
2. Após a descoberta da radioatividade, Rutherford propôs que o átomo é maciço, esférico, descontínuo e formado por um fluido com carga positiva, no qual estão dispersos os elétrons.
3. Thomson realizou experimentos com tubos catódicos que permitiram concluir que o átomo é formado por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
4. Segundo Dalton, a matéria constitui-se de pequenas partículas esféricas, maciças e indivisíveis denominadas átomos.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*

- A** 1 e 2. **B** 1 e 4. **C** 2 e 3.
D 3 e 4. **E** 1, 2, 3 e 4.

1A.10 Considere as contribuições científicas:

1. Energia da luz é proporcional à sua frequência.
2. Modelo pudim de ameixa.
3. Princípio da incerteza.
4. Elétron apresenta comportamento ondulatório.
5. Carga positiva e massa concentrada em núcleo pequeno.
6. Órbita eletrônica quantizada.
7. Em uma reação química, átomos de um elemento não desaparecem nem podem ser transformados em átomos de outro elemento.

e os pesquisadores:

- a. Dalton b. Thompson c. Rutherford d. Bohr

Assinale a alternativa que relaciona a contribuição associada à cada pesquisador, respectivamente.

- A** 7, 3, 5, 4 **B** 7, 2, 5, 6 **C** 1, 2, 4, 6
D 1, 7, 2, 4 **E** 2, 7, 1, 4

1A.11 O elemento químico B possui 20 nêutrons, é isótopo do elemento químico A, que possui x prótons, e isóbaro do elemento químico C, que tem 16 nêutrons. O número de massa de C é $2x + 2$. Sabe-se que A e C são isótonos.

Assinale a alternativa que apresenta o somatório do número de massa, do número atômico e de número de nêutrons dos elementos A, B e C, respectivamente.

- A** 109, 56 e 53 **B** 110, 58 e 52
C 112, 54 e 48 **D** 118, 62 e 56

1A.12 O chumbo é um metal tóxico, pesado, macio, maleável e mau condutor de eletricidade. É usado na construção civil, em baterias de ácido, em munição, em proteção contra raios-X e forma parte de ligas metálicas para a produção de soldas, fusíveis, revestimentos de cabos elétricos, materiais antifricção, metais de tipografia, etc. No chumbo presente na natureza são encontrados átomos que têm em seu núcleo 82 prótons e 122 nêutrons, chumbo-204, — átomos com 82 prótons e 124 nêutrons, chumbo-206, — átomos com 82 prótons e 125 nêutrons, chumbo-207 — e átomos com 82 prótons e 126 nêutrons, chumbo-208.

Assinale a alternativa com a relação entre os átomos de chumbo descritos.

- A** alótropos **B** isômeros **C** isótonos
D isótopos **E** isóbaros.

1A.13 O desastre nuclear ocorrido na usina nuclear de Fukushima I, localizada no Japão, tem sido considerado o maior acidente nuclear da história. Devido a este acidente foram detectados vazamentos principalmente de $^{137}_{53}\text{I}$ e $^{137}_{55}\text{Cs}$, que contaminaram a água próxima da usina.

Assinale a alternativa *correta*.

- A** Os átomos de iodo e céσιο apresentam o mesmo número de nêutrons.
B Os átomos de iodo e céσιο são isóbaros.
C O iodo tem número atômico maior que o céσιο.
D A água é uma substância pura simples.
E O céσιο tem número de massa maior que o iodo.

1A.14 Sabe-se que dois elementos químicos $^{6x+8}_{3x+3}\text{A}$ e $^{5x+20}_{2x+8}\text{B}$ são isóbaros,

Assinale a alternativa com o número de nêutrons de A e o número atômico de B, respectivamente,

- A** 15 e 32 **B** 32 e 16 **C** 15 e 17
D 20 e 18 **E** 17 e 16.

1A.15 Em 1841, um cientista chamado Mosander anunciou a descoberta de um novo elemento químico, que ele chamou de didímio. Esse nome, que vem do grego e significa *gêmeo*, foi dado porque, de acordo com seu descobridor, esse elemento sempre aparecia nas mesmas rochas que o lantânio, e era como se fosse seu *irmão gêmeo*. Contudo, em 1885, outro cientista, chamado Von Welsbach, mostrou que o didímio não era um elemento e sim uma mistura de dois elementos químicos. Ele chamou um desses novos elementos de neodímio, o *novo gêmeo*, e o outro de praseodímio, o *gêmeo verde*.

Considere os átomos desses elementos presentes na natureza.

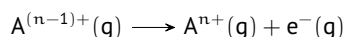
- Praseodímio-141, $^{141}_{59}\text{Pr}$
- Neodímio-142, $^{142}_{60}\text{Nd}$
- Neodímio-144, $^{144}_{60}\text{Nd}$
- Neodímio-146, $^{146}_{60}\text{Nd}$

Assinale a alternativa *correta*

- A** Os átomos $^{142}_{60}\text{Nd}$, $^{144}_{60}\text{Nd}$ e $^{146}_{60}\text{Nd}$ são isóbaros.
- B** O praseodímio-141 e o neodímio-142 são isótopos entre si.
- C** O número atômico do elemento químico neodímio é 144.
- D** O neodímio-142 apresenta 60 nêutrons em seu núcleo.
- E** O praseodímio-141 apresenta 59 prótons e 82 nêutrons em seu núcleo.

Nível II

1A.16 Um átomo A com n elétrons, após $(n - 1)$ sucessivas ionizações, foi novamente ionizado de acordo com a equação:



Assinale a alternativa com o idealizador do modelo atômico que permite identificar o átomo A a partir do valor da energia envolvida nesse processo.

- A** E. Rutherford
- B** J. Dalton
- C** J. Thomson
- D** N. Bohr
- E** Mulliken

1A.17 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.

Assinale a alternativa que relaciona corretamente um pesquisador e uma de suas contribuições.

- 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.

1A.18 Em 1803, John Dalton propôs um modelo de teoria atômica. Considere as proposições sobre a base conceitual desse modelo:

1. O átomo apresenta a configuração de uma esfera rígida.
2. Os átomos caracterizam os elementos químicos e somente os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos.
3. As transformações químicas consistem de combinação, separação ou rearranjo de átomos.
4. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos unidos em uma razão fixa.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*

- A** 1 e 4
- B** 2 e 3
- C** 3 e 4
- D** 2, 3 e 4
- E** 1, 2, 3 e 4

1A.19 **Assinale** a alternativa com o pesquisador que foi o principal responsável pela determinação da carga do elétron.

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

1A.20 Ao longo da história da Química, diversos modelos atômicos foram propostos até chegarmos no modelo atômico atual.

Assinale a alternativa *correta*.

- A** Segundo o modelo de Bohr, quando o elétron passa de um nível de energia externo para outro mais interno, emite um quantum de energia.
- B** Segundo o modelo proposto por Dalton, em uma reação, um átomo de qualquer elemento pode ser transformado em um átomo de outro elemento.
- C** Rutherford considerou que o átomo é constituído de uma estrutura altamente compacta de prótons e elétrons.
- D** O átomo, segundo Thomson, é constituído de núcleo e eletrosfera.
- E** Chadwick foi o cientista responsável pela descoberta dos elétrons.

1A.21 **Assinale** a alternativa *incorreta*.

- A** Por volta de 1808, John Dalton propôs o seu primeiro modelo atômico, no qual toda a matéria era formada por átomos, que eram esferas maciças, homogêneas, indivisíveis, indestrutíveis e eletricamente neutras.
- B** Em 1898, J.J. Thomson propôs um novo modelo atômico no qual o átomo era formado por uma nuvem esférica de carga elétrica positiva, com elétrons negativos incrustados, modelo este proposto a partir da experiência com raios canais.

- C** Em 1911, E. Rutherford apresentou o seu modelo atômico que ficou conhecido como modelo planetário, que foi proposto a partir do experimento com a lâmina de ouro com partículas alfa.
- D** Em 1913, Niels Bohr propôs o seu modelo atômico observando-se o espectro de emissão do átomo de hidrogênio, e baseando-se na Teoria Quântica de Max Planck.
- E** Em 1916, Arnold Sommerfeld propôs um modelo em que cada camada eletrônica se subdividia em subcamadas, trazendo a primeira ideia de subcamadas eletrônicas.

1A.22 **Assinale** a alternativa com o acontecimento relevante na história da química que aconteceu *primeiro*.

- A** Estudo das cargas elétricas em seus tubos por William Crookes.
- B** A descoberta dos *raios canais* por Eugen Goldstein.
- C** A descoberta da radioatividade natural por Henri Becquerel.
- D** O modelo atômico proposto por J.J.Thomson.
- E** A descoberta dos elementos rádio e polônio por Pierre e Marie Curie.

1A.23 No experimento da gota de óleo contendo um gás eletricamente carregado, Millikan mediu a carga do elétron em ues (sigla para unidades eletrostáticas). Os valores encontrados para a série de cargas encontradas nas gotas de óleo são: $9,6 \times 10^{-10}$ ues, $1,92 \times 10^{-9}$ ues, $2,40 \times 10^{-9}$ ues e $2,88 \times 10^{-9}$ ues.

Assinale a alternativa com o número de elétrons em uma gota de óleo com carga de $3,36 \times 10^{-9}$ ues é:

- A** 4 **B** 6 **C** 7 **D** 12 **E** 16

1A.24 Considere as informações sobre os átomos A, B e C:

- Seus números atômicos são $3x + 4$, $4x - 1$ e $2x + 10$, respectivamente;
- Os íons A^+ e C^{2+} são isoeletrônicos;
- A e C são isótonos;
- B e C são isóbaros;
- A soma dos números de nêutrons de A, B e C é 61.

Assinale a alternativa com o produto dos números de massa de A, B e C.

- A** 57798 **B** 60800 **C** 62400 **D** 65559 **E** 67240

1A.25 Três átomos A, B e C possuem números atômicos são x , $x + 2$ e $x + 4$. Considere as proposições:

1. Se A, B e C são isóbaros, os seus números de nêutrons formam uma progressão aritmética decrescente.
2. Se A, B e C são isótonos, os seus números de massa formam uma progressão aritmética crescente.
3. Se A, B e C são isodiáferos, os seus números de massa formam uma progressão aritmética crescente.

Assinale a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

- A** 1 **B** 2 **C** 1 e 2
D 1 e 3 **E** 1, 2 e 3.

1A.26 Dalton, na sua teoria atômica, propôs, entre outras hipóteses, que:

- Os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa.

Assinale a alternativa *correta* à luz dos conhecimentos atuais.

- A** A hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótopos.
- B** A hipótese é verdadeira, pois foi confirmada pela descoberta dos isótonos.
- C** A hipótese é falsa, pois com a descoberta dos isótopos, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.
- D** A hipótese é falsa, pois com a descoberta dos isóbaros, verificou-se que átomos do mesmo elemento químico podem ter massas diferentes.

1A.27 Considere as informações relativas aos átomos X, Y e Z.

1. X é isóbaro de Y e isótono de Z.
2. Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z.
3. O número de massa de Z é 138.

Assinale a alternativa com o número atômico de X.

- A** 53 **B** 54 **C** 55 **D** 56 **E** 57

1A.28 Considere quatro espécies de átomos neutros em termos de partículas nucleares:

- Átomo 1, 18 prótons e 21 nêutrons
- Átomo 2, 19 prótons e 20 nêutrons
- Átomo 3, 20 prótons e 19 nêutrons
- Átomo 4, 20 prótons e 20 nêutrons

Assinale a alternativa *correta*.

- A** Os átomos 3 e 4 são isóbaros.
- B** Os átomos 2 e 3 são isoeletrônicos.
- C** Os átomos 2 e 4 são isótopos.
- D** Os átomos 1 e 2 pertencem ao mesmo período da Classificação Periódica.
- E** Os átomos 2 e 3 possuem o mesmo número de massa.

1A.29 Assinale a alternativa que relaciona *incorretamente* o pesquisador e a descoberta realizada.

- A Crookes: Raios catódicos
- B Goldstein: Raios canais
- C Thomson: Carga do elétron
- D Rutherford: Próton
- E Chadwick: Neutron

1A.30 Considere os íons:

1. S^{2-} 2. K^+ 3. Ba^{2+}

Assinale a alternativa que relaciona os íons isoeletrônicos em ordem correta de raio iônico.

- A $K^+ > S^{2-}$ B $Ba^{2+} = S^{2-}$ C $Ba^{2+} > S^{2-}$
- D $K^+ < S^{2-}$ E $Ba^{2+} < S^{2-}$

Gabarito: Nível I

- 1A.01 **A** 1A.02 **D** 1A.03 **A** 1A.04 **B** 1A.05 **D** 1A.06 **C**
1A.07 **A** 1A.08 **A** 1A.09 **B** 1A.10 **B** 1A.11 **B** 1A.12 **D**
1A.13 **B** 1A.14 **E** 1A.15 **E**

Gabarito: Nível II

- 1A.16 **D** 1A.17 **D** 1A.18 **E** 1A.19 **A** 1A.20 **A** 1A.21 **B**
1A.22 **A** 1A.23 **C** 1A.24 **C** 1A.25 **E** 1A.26 **C** 1A.27 **C**
1A.28 **E** 1A.29 **C** 1A.30 **D**